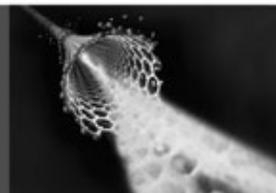


CHAPITRE 1



INTRODUCTION

PROBLÈMES PAR SUJET

Approche scientifique (1.2)

- 1.1
- (a) Cet énoncé est une théorie parce qu'il propose une explication. Il est impossible d'observer des atomes individuels.
 - (b) Cet énoncé est une observation.
 - (c) Cet énoncé est une loi parce qu'il résume de nombreuses observations et peut expliquer un comportement futur.
 - (d) Cet énoncé est une observation.
 - (e) Cet énoncé est une loi parce qu'il résume de nombreuses observations et peut expliquer un comportement futur.
 - (f) Cet énoncé est une loi parce qu'il résume de nombreuses observations et peut expliquer un comportement futur.
 - (g) Cet énoncé est une loi parce qu'il résume de nombreuses observations et peut expliquer un comportement futur.
 - (h) Cet énoncé est une théorie parce qu'il propose une explication.
- 1.2
- (a) Si on divise la masse de l'oxygène par la masse du carbone, le résultat est toujours $4/3$.
 - (b) Si on divise la masse de l'oxygène par la masse de l'hydrogène, le résultat est toujours 16.
 - (c) Ces observations donnent à penser que les masses des éléments dans les molécules sont des rapports de nombres entiers ($4:3$ et $16:1$, respectivement, pour les parties (a) et (b)).
 - (d) Les atomes se combinent dans des rapports de petits nombres entiers et non dans des rapports de poids aléatoires.
- 1.3
- De nombreuses hypothèses peuvent être formulées. Une hypothèse avancerait qu'une grande explosion a généré les galaxies dont les fragments s'éloignent encore les uns des autres.

Classification et propriétés de la matière (1.3 et 1.4)

- 1.4
- (a) La sueur est un mélange homogène d'eau, de chlorure de sodium et d'autres composantes.
 - (b) Le dioxyde de carbone est une substance pure qui est un composé (deux ou plusieurs éléments liés ensemble).
 - (c) L'aluminium est une substance pure qui est un élément (l'élément 13 dans le tableau périodique).
 - (d) La soupe aux légumes est un mélange hétérogène de bouillon, de morceaux de légumes et d'extraits de légumes.
 - (e) Le vin est généralement un mélange homogène d'eau, d'éthanol et d'autres composantes provenant des raisins ou ajoutées par le fabricant (agents de conservation, par exemple). Dans certains cas, il peut y avoir présence d'un sédiment; c'est alors un mélange hétérogène.
 - (f) Le ragoût de bœuf est un mélange hétérogène de bouillon épais avec de gros morceaux de bœuf et de légumes.
 - (g) Le fer est une substance pure; c'est un élément (élément 26 du tableau périodique).
 - (h) Le monoxyde de carbone est une substance pure; c'est un composé (deux ou plusieurs éléments liés ensemble).

1.5	<u>Substance</u>	<u>Pure (élément ou composé)</u>	<u>Mélange (homogène ou hétérogène)</u>
	aluminium	élément	—
	jus de pomme	—	homogène
	peroxyde d'hydrogène	composé	—
	soupe au poulet	—	hétérogène
	eau	composé	—
	café	—	homogène
	glace	composé	—
	carbone	élément	—

- 1.6 (a) Substance pure qui est un composé (un type de molécule qui contient deux éléments différents).
 (b) Mélange hétérogène (deux molécules différentes séparées l'une de l'autre).
 (c) Mélange homogène (deux molécules différentes réparties uniformément).
 (d) Substance pure qui est un élément (atomes individuels d'un seul type).
 (e) Substance pure qui est un élément (atomes individuels d'un seul type).
 (f) Mélange homogène (deux molécules différentes réparties uniformément).
 (g) Substance pure qui est un composé (un type de molécule qui contient deux éléments différents).
 (h) Substance pure qui est un composé (un type de molécule qui contient trois éléments différents).
- 1.7 (a) Propriété physique (on peut observer la couleur sans former ni rompre de liaisons chimiques).
 (b) Propriété chimique (se manifeste par la formation ou le bris de liaisons chimiques).
 (c) Propriété physique (on peut observer la phase liquide sans former ni rompre de liaisons chimiques).
 (d) Propriété physique (on peut observer la masse volumique sans former ni rompre de liaisons chimiques).
 (e) Propriété physique (le mélange ne fait pas intervenir la formation ou le bris de liaisons chimiques, de sorte que cette propriété peut être observée sans former ni rompre de liaisons chimiques).
- 1.8 (a) Propriété physique (on peut observer la couleur sans former ni rompre de liaisons chimiques).
 (b) Propriété physique (on peut observer l'odeur sans former ni rompre de liaisons chimiques).
 (c) Propriété chimique (doit être observée par la formation ou le bris de liaisons chimiques).
 (d) Propriété chimique (la décomposition fait intervenir le bris de liaisons chimiques, de sorte que des liaisons doivent être rompues pour observer cette propriété).
 (e) Propriété physique (on peut observer la phase d'une substance sans former ni rompre de liaisons chimiques).
- 1.9 (a) Propriété chimique (la combustion fait intervenir le bris et la formation de liaisons chimiques, de sorte que des liaisons doivent être rompues et formées pour observer cette propriété).
 (b) Propriété physique (la brillance est une propriété physique et peut donc être observée sans former ni rompre de liaisons chimiques).
 (c) Propriété physique (on peut observer l'odeur sans former ni rompre de liaisons chimiques).
 (d) Propriété chimique (la combustion fait intervenir le bris et la formation de liaisons chimiques, de sorte que des liaisons doivent être rompues et formées pour observer cette propriété).
 (e) Propriété physique (la vaporisation est un changement de phase et peut donc être observée sans former ni rompre de liaisons chimiques).
 (f) Propriété physique (la sublimation est un changement de phase et peut donc être observée sans former ni rompre de liaisons chimiques).
 (g) Propriété chimique (la rouille fait intervenir la réaction du fer avec l'oxygène pour former l'oxyde de fer; pour observer ce processus, il faut former et rompre des liaisons chimiques).
 (h) Propriété physique (on peut observer la couleur sans former ni rompre de liaisons chimiques).

- 1.10 (a) Changement chimique (de nouveaux composés sont formés par la réaction du méthane et de l'oxygène pour former le dioxyde de carbone et l'eau).
 (b) Changement physique (la vaporisation est un changement de phase et ne fait pas intervenir la formation ou le bris de liaisons chimiques).
 (c) Changement chimique (de nouveaux composés sont formés par la réaction du propane et de l'oxygène pour former le dioxyde de carbone et l'eau).
 (d) Changement chimique (de nouveaux composés sont formés par la conversion en oxydes du métal du cadre).
 (e) Changement chimique (de nouveaux composés sont formés par la combustion du sucre).
 (f) Changement physique (la dissolution est un changement de phase et ne fait pas intervenir la formation ou le bris de liaisons chimiques).
 (g) Changement physique (il s'agit simplement du réarrangement des atomes).
 (h) Changement chimique (de nouveaux composés sont formés par la conversion de l'argent en oxyde).
- 1.11 (a) Changement physique (la vaporisation est un changement de phase et ne fait pas intervenir la formation ou le bris de liaisons chimiques).
 (b) Changement chimique (de nouveaux composés sont formés).
 (c) Changement physique (la vaporisation est un changement de phase et ne fait pas intervenir la formation ou le bris de liaisons chimiques).
 (d) Changement physique (la vaporisation du butane est un changement de phase et ne fait pas intervenir la formation ou le bris de liaisons chimiques).
 (e) Changement chimique (de nouveaux composés sont formés par la combustion du butane).
 (f) Changement physique (la vaporisation de l'eau est un changement de phase et ne fait pas intervenir la formation ou le bris de liaisons chimiques).

Unités de mesure (1.5)

- 1.12 (a) Pour convertir les températures exprimées en degrés Fahrenheit (°F) en températures exprimées en degrés Celsius (°C), trouvez d'abord l'équation qui relie ces deux quantités: $t_C = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}}$

Substituez ensuite la valeur en degrés Fahrenheit (°F) dans l'équation et calculez la réponse.
 Note: le nombre de chiffres reportés dans cette réponse est conforme aux conventions des

chiffres significatifs, abordées à la section 1.6: $t_C = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}} = \frac{(32 \text{ °F} - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}} = 0 \text{ °C}$

- (b) Pour convertir les températures exprimées en kelvins (K) en températures exprimées en degrés Fahrenheit (°F), trouvez d'abord les équations qui relient ces deux quantités:

$$T_K = t_C + 273,15 \text{ et } t_C = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}}$$

Puisque ces équations n'expriment pas directement les températures en kelvins (K) en termes de degrés Fahrenheit (°F), il faut combiner les équations puis résoudre pour trouver la température en degrés Fahrenheit (°F). En substituant la température en degrés Celsius (°C):

$$T_K = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}} + 273,15 ; \text{ réorganisez l'équation } T_K - 273,15 = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}} ;$$

on réarrange $1,8 \text{ °F/°C}(T_K - 273,15) = (t_F - 32 \text{ °F})$; enfin, $t_F = 1,8 \text{ °F/°C}(T_K - 273,15) + 32 \text{ °F}$.
 Substituez maintenant la température en kelvins (K) dans l'équation et calculez la réponse.

$$t_F = 1,8(77 - 273,15) + 32 = 1,8(-196) + 32 = -353 + 32 = -321 \text{ °F}$$

- (c) Pour convertir les températures exprimées en degrés Fahrenheit (°F) en températures exprimées en degrés Celsius (°C), trouvez d'abord l'équation qui relie ces deux quantités: $t_C = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}}$

Substituez ensuite la valeur en degrés Fahrenheit (°F) dans l'équation et calculez la réponse:

$$t_C = \frac{-109 \text{ °F} - 32 \text{ °F}}{1,8 \text{ °F/°C}} = \frac{-141 \text{ °C}}{1,8} = -78,3 \text{ °C}$$

- (d) Pour convertir les températures exprimées en degrés Fahrenheit (°F) en températures exprimées en kelvins (K), trouvez d'abord les équations qui relient ces deux quantités:

$$T_K = t_C + 273,15 \text{ et } t_C = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}}$$

Puisque ces équations n'expriment pas directement les températures en kelvins (K) en termes de degrés Fahrenheit (°F), il faut combiner les équations puis résoudre pour trouver la température en kelvins (K). En substituant la température en degrés Celsius (°C):

$$T_K = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}} + 273,15$$

Substituez alors la valeur en degrés Fahrenheit (°F) dans l'équation et calculez la réponse:

$$T_K = \frac{(98,6 \text{ °F} - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}} + 273,15 = \frac{66,6 \text{ °C}}{1,8} + 273,15 = 37,0 + 273,15 = 310,2 \text{ K}$$

- (e) Pour convertir les températures exprimées en kelvins (K) en températures exprimées en degrés Fahrenheit (°F), trouvez d'abord les équations qui relient ces deux quantités:

$$T_K = t_C + 273,15 \text{ et } t_C = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}}$$

Puisque ces équations n'expriment pas directement les températures en kelvins (K) en termes de degrés Fahrenheit (°F), il faut combiner les équations puis résoudre pour trouver la température en degrés Fahrenheit (°F). En substituant la température en degrés Celsius (°C):

$$T_K = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}} + 273,15 ;$$

$$\text{réorganisez l'équation } T_K - 273,15 = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}} ;$$

$$\text{réorganisez l'équation } 1,8 \text{ °F/°C } (T_K - 273,15) = (t_F - 32 \text{ °F});$$

réorganisez l'équation $t_F = 1,8 \text{ °F/°C}(T_K - 273,15) + 32 \text{ °F}$. Substituez maintenant la température en kelvins (K) dans l'équation et calculez la réponse:

$$t_F = 1,8(0,00 \text{ K} - 273,15) + 32 = 1,8(-273,15 \text{ K}) + 32 = -491,67 + 32 = -460 \text{ °F}$$

- 1.13 Pour convertir les températures exprimées en degrés Fahrenheit (°F) en températures exprimées

en degrés Celsius (°C), trouvez d'abord l'équation qui relie ces deux quantités: $t_C = \frac{(t_F - 32 \text{ °F})}{1,8 \text{ °F/°C}}$

Substituez ensuite la température en degrés Fahrenheit (°F) dans l'équation et calculez la réponse. Note: le nombre de chiffres reportés dans cette réponse est conforme aux conventions des chiffres significatifs, abordées à la section 1.6:

$$t_C = \frac{-80 \text{ °F} - 32 \text{ °F}}{1,8 \text{ °F/°C}} = \frac{-112 \text{ °C}}{1,8} = -62 \text{ °C}$$

Commencer par trouver l'équation qui relie la quantité donnée (exprimée en degrés Celsius, °C) et la quantité que vous essayez de trouver (exprimée en kelvins, K). $T_K = t_C + 273,15$. Puisque cette équation donne la température directement en kelvins (K), substituez simplement la bonne valeur pour la température en degrés Celsius (°C) et calculez la réponse. $T_K = -62\text{ °C} + 273,15 = 210\text{ K}$.

- 1.14 Pour convertir les températures exprimées en degrés Fahrenheit (°F) en températures exprimées en degrés Celsius (°C), trouvez d'abord l'équation qui relie ces deux quantités: $t_C = \frac{(t_F - 32\text{ °F})}{1,8\text{ °F/°C}}$

Substituez ensuite la valeur en degrés Fahrenheit (°F) dans l'équation et calculez la réponse.

Note: le nombre de chiffres reportés dans cette réponse est conforme aux conventions des chiffres significatifs, abordées à la section 1.6:

$$t_C = \frac{134\text{ °F} - 32\text{ °F}}{1,8\text{ °F/°C}} = \frac{102\text{ °C}}{1,8} = 56,6667\text{ °C} = 56,7\text{ °C}$$

Commencez par trouver l'équation qui relie la quantité donnée (exprimée en degrés Celsius, °C) et la quantité que vous essayez de trouver (exprimée en kelvins, K). $T_K = t_C + 273,15$. Puisque cette équation donne la température directement en kelvins (K), substituez simplement la bonne valeur pour la température en degrés Celsius (°C) et calculez la réponse:

$$T_K = 56,6667\text{ °C} + 273,15 = 329,8\text{ K}$$

- 1.15 En vous servant du tableau 1.2, déterminez le préfixe multiplicateur approprié et substituez la signification dans les expressions.
- (a) $3,8 \times 10^{-8}\text{ s} = 38 \times 10^{-9}\text{ s}$; 10^{-9} implique «nano», alors $38 \times 10^{-9}\text{ s} = 38\text{ nanosecondes} = 38\text{ ns}$
 - (b) $57 \times 10^{-13}\text{ g} = 5,7 \times 10^{-12}\text{ g}$; 10^{-12} implique «pico», alors $5,7 \times 10^{-12}\text{ g} = 5,7\text{ picogrammes} = 5,7\text{ pg}$
 - (c) $5,9 \times 10^7\text{ L} = 59 \times 10^6\text{ L}$; 10^6 implique «méga», alors $59 \times 10^6\text{ L} = 59\text{ mégalitres} = 59\text{ ML}$
 - (d) $9,3 \times 10^8\text{ m} = 930 \times 10^6\text{ m}$; 10^6 implique «méga», alors $930 \times 10^6\text{ m} = 930\text{ mégamètres} = 930\text{ Mm}$
- 1.16 En vous servant du tableau 1.2, déterminez le préfixe multiplicateur approprié et substituez la signification dans les expressions.
- (a) 10^{-15} implique «femto», alors $38\text{ fs} = 38\text{ femtosecondes} = 38 \times 10^{-15}\text{ s} = 3,8 \times 10^{-14}\text{ s}$.
Rappelez-vous que dans la notation scientifique, le premier chiffre doit être plus petit que 10.
 - (b) 10^{-9} implique «nano», alors $13,2\text{ ns} = 13,2\text{ nanosecondes} = 13,2 \times 10^{-9}\text{ s} = 1,32 \times 10^{-8}\text{ s}$.
Rappelez-vous que dans la notation scientifique, le premier chiffre doit être plus petit que 10.
 - (c) 10^{-12} implique «pico», alors $153\text{ pm} = 153 \times 10^{-12}\text{ m} = 1,53 \times 10^{-10}\text{ m}$.
Rappelez-vous que dans la notation scientifique, le premier chiffre doit être plus petit que 10.
 - (d) μ implique «micro» ou 10^{-6} , alors $35\text{ }\mu\text{m} = 222\text{ micromètres} = 222 \times 10^{-6}\text{ m} = 2,22 \times 10^{-4}\text{ m}$.
Rappelez-vous que dans la notation scientifique, le premier chiffre doit être plus petit que 10.

- 1.17 (b) **Donnée:** 515 km **Information recherchée:** dm

Plan conceptuel: km \rightarrow m \rightarrow dm

$$\frac{1000\text{ m}}{1\text{ km}} \quad \frac{10\text{ dm}}{1\text{ m}}$$

Solution: $515\cancel{\text{ km}} \times \frac{1000\cancel{\text{ m}}}{1\cancel{\text{ km}}} \times \frac{10\text{ dm}}{1\cancel{\text{ m}}} = 5,15 \times 10^6\text{ dm}$

Vérifier: Les unités (dm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^6) a du sens sur le plan physique parce qu'un décimètre est une unité beaucoup plus petite qu'un kilomètre.

Donnée: 515 km **Information recherchée:** cm

Plan conceptuel: km → m → cm

$$\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

Solution: $515 \cancel{\text{ km}} \times \frac{1000 \cancel{\text{ m}}}{1 \cancel{\text{ km}}} \times \frac{100 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{ m}}} = 5,15 \times 10^7 \text{ cm}$

Vérifier: Les unités (cm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^7) a du sens sur le plan physique parce qu'un décimètre est une unité beaucoup plus petite qu'un kilomètre.

(c) **Donnée:** 122,355 s **Information recherchée:** ms

Plan conceptuel: s → ms

$$\frac{1000 \text{ ms}}{1 \text{ s}}$$

Solution: $122,355 \cancel{\text{ s}} \times \frac{1000 \text{ ms}}{1 \cancel{\text{ s}}} = 1,223\,55 \times 10^5 \text{ ms}$

Vérifier: Les unités (ms) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^5) a du sens sur le plan physique parce qu'une milliseconde est une unité beaucoup plus petite qu'une seconde.

Donnée: 122,355 s **Information recherchée:** ks

Plan conceptuel: s → ks

$$\frac{1 \text{ ks}}{1000 \text{ s}}$$

Solution: $122,355 \cancel{\text{ s}} \times \frac{1 \text{ ks}}{1000 \cancel{\text{ s}}} = 1,223\,55 \times 10^{-1} \text{ ks} = 0,122\,355 \text{ ks}$

Vérifier: Les unités (ks) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^{-1}) a du sens sur le plan physique parce qu'une kiloseconde est une unité beaucoup plus grande qu'une seconde.

(d) **Donnée:** 3,345 kJ **Information recherchée:** J

Plan conceptuel: kJ → J

$$\frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kJ}}$$

Solution: $3,345 \cancel{\text{ kJ}} \times \frac{1000 \text{ J}}{1 \cancel{\text{ kJ}}} = 3,345 \times 10^3 \text{ J}$

Vérifier: Les unités (J) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^3) a du sens sur le plan physique parce qu'un joule est une unité beaucoup plus petite qu'un kilojoule.

Donnée: $3,345 \times 10^3 \text{ J}$ (réponse ci-dessus) **Information recherchée:** mJ

Plan conceptuel: J → mJ

$$\frac{1000 \text{ mJ}}{1 \text{ J}}$$

Solution: $3,345 \times 10^3 \cancel{\text{ J}} \times \frac{1000 \text{ mJ}}{1 \cancel{\text{ J}}} = 3,345 \times 10^6 \text{ mJ}$

Vérifier: Les unités (mJ) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^6) a du sens sur le plan physique parce qu'un millijoule est une unité beaucoup plus petite qu'un joule.

- 1.18 (a) **Donnée:** 254 998 m **Information recherchée:** km

Plan conceptuel: m → km

$$\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}}$$

Solution: $254\,998 \cancel{\text{m}} \times \frac{1 \cancel{\text{m}}}{1000} = 2,549\,98 \times 10^2 \text{ km} = 254,998 \text{ km}$

Vérifier: Les unités (km) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^2) a du sens sur le plan physique parce qu'un kilomètre est une unité beaucoup plus grande qu'un mètre.

- (b) **Donnée:** 254 998 m **Information recherchée:** Mm

Plan conceptuel: m → Mm

$$\frac{1 \text{ Mm}}{10^6 \text{ m}}$$

Solution: $254\,998 \cancel{\text{m}} \times \frac{1 \cancel{\text{m}}}{10^6} = 2,549\,98 \times 10^{-1} \text{ Mm} = 0,254\,998 \text{ Mm}$

Vérifier: Les unités (Mm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^{-1}) a du sens sur le plan physique parce qu'un mégamètre est une unité beaucoup plus grande qu'un mètre ou un kilomètre.

- (c) **Donnée:** 254 998 m **Information recherchée:** mm

Plan conceptuel: m → mm

$$\frac{1000 \text{ mm}}{1 \text{ m}}$$

Solution: $254\,998 \cancel{\text{m}} \times \frac{1000 \cancel{\text{m}}}{1} = 2,549\,98 \times 10^8 \text{ mm}$

Vérifier: Les unités (mm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^8) a du sens sur le plan physique parce qu'un millimètre est une unité beaucoup plus petite qu'un mètre.

- (d) **Donnée:** 254 998 m **Information recherchée:** cm

Plan conceptuel: m → cm

$$\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

Solution: $254\,998 \cancel{\text{m}} \times \frac{100 \cancel{\text{m}}}{1} = 2,549\,98 \times 10^7 \text{ cm}$

Vérifier: Les unités (cm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^7) a du sens sur le plan physique parce qu'un centimètre est une unité beaucoup plus petite qu'un mètre, mais plus grande qu'un millimètre.

- 1.19 **Donnée:** 1 mètre carré (1 m^2) **Information recherchée:** cm^2

Plan conceptuel: $1 \text{ m}^2 \rightarrow \text{cm}^2$

$$\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

Notez que pour les unités au carré, les facteurs de conversions doivent être élevés au carré.

Solution: $1 \cancel{\text{m}^2} \times \frac{(100 \cancel{\text{cm}})^2}{(1 \cancel{\text{m}})^2} = 1 \times 10^4 \text{ cm}^2$

Cela prendra donc 1×10^4 ou 10 000 carrés de 1 cm de côté pour construire un carré dont le côté mesure 1 m.

Vérifier: Les unités de la réponse sont correctes et l'ordre de grandeur a du sens. Étant donné que le centimètre est une unité plus petite qu'un mètre, la valeur exprimée en centimètres carrés doit être plus grande que celle en mètres carrés.

- 1.20 **Donnée:** chaque côté du cube mesure 4,0 cm **Information recherchée:** cm^3
Plan conceptuel: Lisez attentivement les informations données. Chaque côté du cube mesure 4,0 cm.
longueur, largeur, hauteur $\rightarrow V$

$$V = \text{largeur} \times \text{longueur} \times \text{hauteur}$$

$$\text{Dans un cube longueur} = \text{largeur} = \text{hauteur}$$

Solution: $4,0 \text{ cm} \times 4,0 \text{ cm} \times 4,0 \text{ cm} = (4,0 \text{ cm})^3 = 64 \text{ cm}^3 = 64$ cubes de 1 cm de côté

Vérifier: Les unités de la réponse sont correctes et l'ordre de grandeur a du sens. Étant donné que l'unité 4,0 cm est plus grande que 1,0 cm, la valeur exprimée en centimètres cubes doit être plus grande.

Masse volumique (1.5)

- 1.21 **Données:** $m = 6,27 \text{ g}$; $V = 0,965 \text{ cm}^3$ **Informations recherchées:** ρ en g/cm^3 et comparez au nickel pur.

Plan conceptuel: $m, V \rightarrow \rho$

$$\rho = m/V$$

Comparez à la valeur réelle: ρ (nickel pur) = $8,902 \text{ g/cm}^3$.

$$\text{Solution: } \rho = \frac{6,27 \text{ g}}{0,965 \text{ cm}^3} = 6,4974 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 6,50 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

La masse volumique de la pièce d'un dollar est beaucoup plus petite que la masse volumique du nickel pur ($6,50 \text{ g/cm}^3$; $8,902 \text{ g/cm}^3$); la pièce de monnaie n'est donc pas du nickel pur.

Vérifier: Les unités (g/cm^3) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct. De nombreuses pièces de monnaie sont composées de couches de métaux; il n'est donc pas surprenant que la pièce d'un dollar ne soit pas du nickel pur. Trois chiffres significatifs sont permis à cause de la limite 6,27 g (trois chiffres significatifs). Arrondissez le dernier chiffre significatif parce que le premier chiffre non significatif est un 7.

- 1.22 **Données:** $m = 1,41 \text{ kg}$; $V = 0,314 \text{ cm}^3$ **Informations recherchées:** ρ en g/cm^3 et comparez au titane pur.

Plan conceptuel: $m, V \rightarrow \rho$ puis $\text{kg} \rightarrow \text{g}$ puis $\text{L} \rightarrow \text{cm}^3$

$$\rho = m/V \quad \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \quad \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}}$$

Comparez à la valeur réelle: ρ (titane pur) = $4,51 \text{ g/cm}^3$. (Cette valeur se trouve dans le tableau 1.4.)

$$\text{Solution: } \rho = \frac{1,41 \cancel{\text{ kg}}}{0,314 \cancel{\text{ L}}} \times \frac{1000 \cancel{\text{ g}}}{1 \cancel{\text{ kg}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ L}}}{1000 \text{ cm}^3} = 4,49 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Vérifier: Les unités (g/cm^3) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct. La masse volumique du cadre est presque exactement la masse volumique du titane pur ($4,49 \text{ g/cm}^3$ comparés à $4,51 \text{ g/cm}^3$); le cadre pourrait être du titane.

- 1.23 **Données:** $m = 4,10 \times 10^3 \text{ g}$; $V = 3,25 \text{ L}$ **Information recherchée:** ρ en g/cm^3

Plan conceptuel: $m, V \rightarrow \rho$ puis $\text{L} \rightarrow \text{cm}^3$

$$\rho = m/V \quad \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}}$$

Solution: $\rho = \frac{4,10 \times 10^3 \text{ g}}{3,25} \times \frac{1}{1000 \text{ cm}^3} = 1,26 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Vérifier: Les unités (g/cm^3) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct.

- 1.24 **Données:** $m = 371 \text{ g}$; $V = 19,3 \text{ mL}$ **Informations recherchées:** ρ en g/cm^3 et comparez avec l'or pur.

Plan conceptuel: $m, V \rightarrow \rho$ puis $\rho = m/V$

Comparez à la valeur réelle: ρ (or pur) = $19,3 \text{ g/mL}$. (Cette valeur se trouve dans le tableau 1.4.)

Solution: $\rho = \frac{371 \text{ g}}{19,3 \text{ mL}} = 19,2 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$

La masse volumique de la pépite est essentiellement la même que celle de l'or pur ($19,2 \text{ g/mL}$ comparés à $19,3 \text{ g/mL}$); la pépite pourrait être de l'or.

Vérifier: Les unités (g/cm^3) sont correctes. La grandeur de la réponse semble correcte et elle est essentiellement la même que la masse volumique de l'or pur.

- 1.25 (a) **Données:** $\rho = 1,11 \text{ g}/\text{cm}^3$; $V = 417 \text{ mL}$ **Information recherchée:** m

Plan conceptuel: $\rho, V \rightarrow m$ puis $\text{cm}^3 \rightarrow \text{mL}$

$$\rho = m/V \quad \frac{1 \text{ mL}}{1 \text{ cm}^3}$$

Solution: $\rho = m/V$ Réorganisez l'équation en multipliant les deux membres par V . $m = \rho V$

$$m = 1,11 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ mL}} \times 417 \text{ mL} = 4,63 \times 10^2 \text{ g}$$

Vérifier: Les unités (g) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct étant donné que la valeur de la masse volumique est d'environ $1 \text{ g}/\text{cm}^3$.

- (b) **Données:** $\rho = 1,11 \text{ g}/\text{cm}^3$; $V = 4,1 \text{ kg}$ **Information recherchée:** V en L

Plan conceptuel: $\rho, V \rightarrow m$ puis $\text{kg} \rightarrow \text{g}$ et $\text{cm}^3 \rightarrow \text{L}$

$$\rho = m/V \quad \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \quad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3}$$

Solution: $\rho = m/V$ Réorganisez l'équation en multipliant les deux membres par V et en les divisant par ρ .

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{4,1 \text{ kg}}{1,11 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 3,7 \times 10^3 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 3,7 \text{ L}$$

Vérifier: Les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct étant donné que la valeur de la masse volumique est d'environ $1 \text{ g}/\text{cm}^3$.

- 1.26 (a) **Données:** $\rho = 0,7857 \text{ g}/\text{cm}^3$; $V = 28,56 \text{ mL}$ **Information recherchée:** m

Plan conceptuel: $\rho, V \rightarrow m$

$$\rho = m/V$$

Solution: $\rho = m/V$ Réorganisez l'équation en multipliant les deux membres par V . $m = \rho V$

$$m = \left(0,7857 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right) \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ mL}} \times (28,56 \text{ mL}) = 22,44 \text{ g}$$

Vérifier: Les unités (g) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct étant donné que la valeur de la masse volumique est d'environ $1 \text{ g}/\text{cm}^3$.

- 1.29 Révisez toutes les règles de la section 1.6.
- (a) Trois chiffres significatifs. Le 3, le 1 et le 2 sont significatifs (règle 1). Les zéros placés au début d'un nombre ne servent qu'à localiser la virgule décimale et par conséquent ne sont pas significatifs (règle 3).
 - (b) Ambigus. Le 3, le 1 et le 2 sont significatifs (règle 1). Les zéros placés à la fin du nombre sont avant une virgule décimale implicite et sont par conséquent ambigus (règle 4). En l'absence d'information additionnelle, on peut supposer six chiffres significatifs. Il vaut mieux exprimer ce nombre dans la notation scientifique sous la forme $3,12 \times 10^5$ pour indiquer trois chiffres significatifs ou sous la forme $3,120\ 00 \times 10^5$ pour en indiquer six (règle 4).
 - (c) Trois chiffres significatifs. Le 3, le 1 et le 2 sont significatifs (règle 1).
 - (d) Cinq chiffres significatifs. Les 1, le 3, le 2 et le 7 sont significatifs (règle 1).
 - (e) Ambigus. Le 2 est significatif (règle 1). Les zéros placés à la fin du nombre sont avant une virgule décimale implicite et sont par conséquent ambigus (règle 4). En l'absence d'information additionnelle, on peut supposer quatre chiffres significatifs. Il vaut mieux exprimer ce nombre dans la notation scientifique sous la forme 2×10^3 pour indiquer un chiffre significatif ou sous la forme $2,000 \times 10^3$ pour en indiquer quatre (règle 4).
 - (f) Quatre chiffres significatifs. Les 1 sont significatifs (règle 1). Les zéros placés au début d'un nombre ne servent qu'à localiser la virgule décimale et ne sont donc pas significatifs (règle 3).
 - (g) Un chiffre significatif. Le 7 est significatif (règle 1). Les zéros placés au début d'un nombre ne servent qu'à localiser la virgule décimale et ne sont donc pas significatifs (règle 3).
 - (h) Ambigus. Le 1, le 8 et le 7 sont significatifs (règle 1). Le premier zéro est significatif parce que c'est un zéro interne (règle 2). Les zéros placés à la fin du nombre sont avant une virgule décimale implicite et sont par conséquent ambigus (règle 4). En l'absence d'information additionnelle, on peut supposer six chiffres significatifs. Il vaut mieux exprimer ce nombre dans la notation scientifique sous la forme $1,087 \times 10^5$ pour indiquer quatre chiffres significatifs ou sous la forme $1,087\ 00 \times 10^5$ pour en indiquer six (règle 4).
 - (i) Sept chiffres significatifs. Le 1, le 5, le 6 et les 3 sont significatifs (règle 1). Les zéros placés à la fin du nombre sont significatifs parce qu'ils sont à droite de la virgule décimale et ne sont pas des zéros (règle 4).
 - (j) Ambigus. Le 3 et le 8 sont significatifs (règle 1). Le premier zéro est significatif parce que c'est un zéro interne. Les zéros placés à la fin du nombre sont avant une virgule décimale implicite et sont par conséquent ambigus (règle 4). En l'absence d'information additionnelle, on peut supposer cinq chiffres significatifs. Il vaut mieux exprimer ce nombre dans la notation scientifique sous la forme $3,08 \times 10^4$ pour indiquer trois chiffres significatifs ou sous la forme $3,0800 \times 10^4$ pour en indiquer cinq (règle 4).
- 1.30
- (a) π n'est pas un nombre exact parce que c'est un nombre irrationnel. Le nombre 3,14 ne montre que trois du nombre infini de chiffres significatifs que possède π .
 - (b) Cette conversion est exacte parce qu'elle provient d'une définition des unités et a donc un nombre illimité de chiffres significatifs.
 - (c) Ce nombre est une mesure et ce n'est donc pas un nombre exact. Il y a deux chiffres significatifs.
 - (d) Ce nombre est une mesure et ce n'est donc pas un nombre exact. Il y a trois chiffres significatifs.
 - (e) Cette conversion est exacte et elle a donc un nombre illimité de chiffres significatifs.
 - (f) Ce nombre est une mesure et ce n'est donc pas un nombre exact. Il y a trois chiffres significatifs.
 - (g) Cette conversion est exacte parce qu'elle provient d'une définition des unités et a donc un nombre illimité de chiffres significatifs.
- 1.31
- (a) 156,9 – Le 8 est arrondi vers le haut parce que le chiffre suivant est un 5.
 - (b) 156,8 – les deux derniers chiffres sont supprimés parce que 4 est plus petit que 5.
 - (c) 156,8 – les deux derniers chiffres sont supprimés parce que 4 est plus petit que 5.
 - (d) 156,9 – Le 8 est arrondi vers le haut parce que le chiffre suivant est un 9 qui est plus grand que 5.

- 1.32 (a) $7,98 \times 10^4$ – Les derniers chiffres sont supprimés parce que 4 est plus petit que 5.
 (b) $1,55 \times 10^7$ – Le 8 est arrondi vers le haut parce que le chiffre suivant est un 9 qui est plus grand que 5.
 (c) 2,35 – Le 4 est arrondi vers le haut parce que le chiffre suivant est un 9 qui est plus grand que 5.
 (d) $4,54 \times 10^{-5}$ – Le 3 est arrondi vers le haut parce que le chiffre suivant est un 8 qui est plus grand que 5.

Chiffres significatifs dans les calculs (1.6)

- 1.33 (a) $9,15 \div 4,970 = 1,84$ – La réponse est arrondie à trois chiffres significatifs pour refléter les trois chiffres significatifs dans la quantité connue avec le moins de précision (9,15).
 (b) $1,54 \times 0,03060 \times 0,69 = 0,033$ – La réponse est arrondie à deux chiffres significatifs pour refléter les deux chiffres significatifs dans la quantité connue avec le moins de précision (0,69). La réponse intermédiaire (0,03251556) est arrondie vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 5.
 (c) $27,5 \times 1,82 \div 100,04 = 0,500$ – La réponse est arrondie à trois chiffres significatifs pour refléter les trois chiffres significatifs dans la quantité connue avec le moins de précision (27,5 et 1,82). La réponse intermédiaire (0,50029988) est tronquée parce que le premier chiffre non significatif est un 2 qui est plus petit que 5.
 (d) $(2,290 \times 10^6) \div (6,7 \times 10^4) = 34$ – La réponse est arrondie à deux chiffres significatifs pour refléter les deux chiffres significatifs dans la quantité connue avec le moins de précision ($6,7 \times 10^4$). La réponse intermédiaire (34,17910448) est tronquée parce que le premier chiffre non significatif est un 1 qui est plus petit que 5.
 (e) $89,3 \times 77,0 \times 0,08 = 6 \times 10^2$ – La réponse est arrondie à un chiffre significatif pour refléter un chiffre significatif dans la quantité connue avec le moins de précision (0,08). La réponse intermédiaire ($5,50088 \times 10^2$) est arrondie vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 5.
 (f) $(5,01 \times 10^5) \div (7,8 \times 10^2) = 6,4 \times 10^2$ – La réponse est arrondie à deux chiffres significatifs pour refléter les deux chiffres significatifs dans la quantité connue avec le moins de précision ($7,8 \times 10^2$). La réponse intermédiaire ($6,423076923 \times 10^2$) est tronquée parce que le premier chiffre non significatif est un 2 qui est plus petit que 5.
 (g) $4,005 \times 74 \times 0,007 = 2$ – La réponse est arrondie à un chiffre significatif pour refléter un chiffre significatif dans la quantité connue avec le moins de précision (0,007). La réponse intermédiaire (2,07459) est tronquée parce que le premier chiffre non significatif est un 0 qui est plus petit que 5.
 (h) $453 \div 2,031 = 223$ – La réponse est arrondie à trois chiffres significatifs pour refléter les trois chiffres significatifs dans la quantité connue avec le moins de précision (453). La réponse intermédiaire (223,042836) est tronquée parce que le premier chiffre non significatif est un 0 qui est plus petit que 5.

- 1.34 (a) 43,7

$$\underline{-2,341}$$

$$41,359 = 41,4$$

Arrondissez la réponse intermédiaire à une décimale pour refléter la quantité avec le moins de décimales (43,7). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 5.

(b) 17,6

$$+ 2,838$$

$$+ 2,3$$

$$\underline{+110,77}$$

$$133,508 = 133,5$$

Arrondissez la réponse intermédiaire à une décimale pour refléter la quantité avec le moins de décimales (2,3). Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 0.

(c) 19,6

$$+ 58,33$$

$$\underline{- 4,974}$$

$$72,956 = 73,0$$

Arrondissez la réponse intermédiaire à une décimale pour refléter la quantité avec le moins de décimales (19,6). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 5.

(d) 5,99

$$\underline{-5,572}$$

$$0,418 = 0,42$$

Arrondissez la réponse intermédiaire à deux décimales pour refléter la quantité avec le moins de décimales (5,99). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 8.

(e) 0,004

$$\underline{+0,098\ 79}$$

$$0,102\ 79 = 0,103$$

Arrondissez la réponse intermédiaire à trois décimales pour refléter la quantité avec le moins de décimales (0,004). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 9.

(f) 1239,3

$$+ 9,73$$

$$\underline{+3,42}$$

$$1252,45 = 1252,5$$

Arrondissez la réponse intermédiaire à une décimale pour refléter la quantité avec le moins de décimales (1239,3). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 5.

(g) 2,4

$$\underline{-1,777}$$

$$0,623 = 0,6$$

Arrondissez la réponse intermédiaire à une décimale pour refléter la quantité avec le moins de décimales (2,4). Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est 2.

(h) 532

$$+ 7,3$$

$$\underline{-48,523}$$

$$490,777 = 491$$

Arrondissez la réponse intermédiaire à zéro décimale pour refléter la quantité avec le moins de décimales (532). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 7.

1.35 Effectuez les opérations entre parenthèses en premier. Conservez le nombre approprié de chiffres significatifs à chaque étape en notant le dernier chiffre significatif dans un résultat intermédiaire.

(a) $(24,6681 \times 2,38) + 332,58 = 58, \underline{7}10\ 078$

$$\underline{+332,58}$$

$$391,290\ 078 = 391,3$$

La première réponse intermédiaire a un chiffre significatif à la droite de la virgule décimale parce qu'elle est arrondie à trois chiffres significatifs [reflétant la quantité avec le moins de chiffres significatifs (2,38)]. Soulignez le chiffre le plus significatif dans cette réponse. Arrondissez la réponse intermédiaire suivante à une décimale pour refléter la quantité avec le moins de décimales (58,7). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 9.

(b) $\frac{(85,3 - 21,489)}{0,0059} = \frac{63, \underline{8}11}{0,0059} = 1,081\ 542 \times 10^4 = 1,1 \times 10^4$

La première réponse intermédiaire a un chiffre significatif à la droite de la virgule décimale pour refléter la quantité avec le moins de chiffres significatifs (85,3). Soulignez le chiffre le plus significatif dans cette réponse. Arrondissez la réponse intermédiaire suivante à deux chiffres significatifs pour refléter la quantité avec le moins de chiffres significatifs (0,0059). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 8.

(c) $(512 \div 986,7) + 5,44 = 0,518\ 901\ 4$

$$\underline{+5,44}$$

$$5,958\ 901\ 4 = 5,96$$

La première réponse intermédiaire a trois chiffres significatifs à la droite de la virgule décimale pour refléter la quantité avec le moins de chiffres significatifs (512). Soulignez le chiffre le plus significatif dans cette réponse. Arrondissez la réponse intermédiaire suivante à deux chiffres significatifs pour refléter la quantité avec le moins de chiffres significatifs (5,44). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 8.

(d) $\left[(28,7 \times 10^5) \div 48,533 \right] = 59 \underline{1}35,02$

$$\underline{+144,99}$$

$$592\ 80,01 = 593\ 00 = 5,93 \times 10^4$$

La première réponse intermédiaire a trois chiffres significatifs à la droite de la virgule décimale pour refléter la quantité avec le moins de chiffres significatifs ($28,7 \times 10^5$). Soulignez le chiffre le plus significatif dans cette réponse. Comme le nombre est très grand, en effectuant l'addition, le chiffre le plus significatif est celui des centaines. Arrondissez la réponse intermédiaire suivante aux centaines et exprimez dans la notation scientifique pour éliminer toute ambiguïté. Notez que le dernier chiffre est arrondi vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 8.

(e) $[(1,7 \times 10^6) \div (2,63 \times 10^5)] + 7,33 = 6,463\ 878$

$$\begin{array}{r} +7,33 \\ \hline 13,793\ 878 = 13,8 \end{array}$$

La première réponse intermédiaire a un chiffre significatif à la droite de la virgule décimale parce qu'elle est arrondie à deux chiffres significatifs [reflétant la quantité avec le moins de chiffres significatifs ($1,7 \times 10^6$)]. Soulignez le chiffre le plus significatif dans cette réponse. Arrondissez la réponse intermédiaire suivante à une décimale pour refléter la quantité avec le moins de décimales (6,5). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 9.

(f) $(568,99 - 232,1) \div 5,3 = 336,89 \div 5,3 = 63,564\ 151 = 64$

La première réponse intermédiaire a un chiffre significatif à la droite de la virgule décimale pour refléter la quantité avec le moins de chiffres significatifs (232,1). Soulignez le chiffre le plus significatif dans cette réponse. Arrondissez la réponse intermédiaire suivante à deux chiffres significatifs pour refléter la quantité avec le moins de chiffres significatifs (5,3). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 5.

(g) $(9443 + 45 - 9,9) \times 8,1 \times 10^6 = 9478,1 \times 8,1 \times 10^6 = 7,677\ 26 \times 10^{10} = 7,7 \times 10^{10}$

La première réponse intermédiaire a des chiffres significatifs seulement à gauche de la virgule décimale, reflétant la quantité avec le moins de chiffres significatifs (9443 et 45). Soulignez le chiffre le plus significatif dans cette réponse. Arrondissez la réponse intermédiaire suivante à deux chiffres significatifs pour refléter la quantité avec le moins de chiffres significatifs ($8,1 \times 10^6$). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 7.

(h) $(3,14 \times 2,4367) - 2,34 = 7,651\ 238$

$$\begin{array}{r} -2,34 \\ \hline 5,311\ 238 = 5,31 \end{array}$$

La première réponse intermédiaire a trois chiffres significatifs reflétant la quantité avec le moins de chiffres significatifs (3,14). Soulignez le chiffre le plus significatif dans cette réponse. Ce nombre a deux chiffres significatifs à droite de la virgule décimale. Arrondissez la réponse intermédiaire suivante à deux chiffres significatifs à droite de la virgule décimale parce que les deux nombres ont deux chiffres significatifs à droite de la virgule décimale. Notez que le dernier chiffre est supprimé parce que le premier chiffre non significatif est 1.

Conversion d'unités (1.7)

1.36 (a) **Donnée:** 27,8 L **Information recherchée:** cm^3

Plan conceptuel: L \rightarrow cm^3

$$\frac{1000\ \text{cm}^3}{1\ \text{L}}$$

Solution: $27,8\ \cancel{\text{L}} \times \frac{1000\ \text{cm}^3}{1\ \cancel{\text{L}}} = 2,78 \times 10^4\ \text{cm}^3$

Vérifier: Les unités (cm^3) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^4) a du sens sur le plan physique parce qu'un centimètre cube est beaucoup plus petit qu'un litre; la réponse doit donc s'élever de plusieurs ordres de grandeur. Trois chiffres significatifs sont permis à cause de la limite de 27,8 L (trois chiffres significatifs).

(b) **Donnée:** 1898 mg **Information recherchée:** kg

Plan conceptuel: mg \rightarrow g \rightarrow kg

$$\frac{1\ \text{g}}{1000\ \text{mg}} \quad \frac{1\ \text{kg}}{1000\ \text{g}}$$

$$\text{Solution: } 1898 \cancel{\text{mg}} \times \frac{1 \cancel{\text{g}}}{1000 \cancel{\text{mg}}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{g}}} = 1,898 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

Vérifier: Les unités (kg) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^{-3}) a du sens sur le plan physique parce qu'un kilogramme est une unité beaucoup plus grande qu'un milligramme. Quatre chiffres significatifs sont permis parce que 1898 mg a quatre chiffres significatifs.

- (c) **Donnée:** 198 km **Information recherchée:** cm

Plan conceptuel: km → m → cm

$$\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ m}} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}$$

$$\text{Solution: } 198 \cancel{\text{km}} \times \frac{1000 \cancel{\text{m}}}{1 \cancel{\text{km}}} \times \frac{100 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{m}}} = 1,98 \times 10^7 \text{ cm}$$

Vérifier: Les unités (cm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^7) a du sens sur le plan physique parce qu'un kilomètre est une unité beaucoup plus grande qu'un centimètre. Trois chiffres significatifs sont permis parce que 198 km a trois chiffres significatifs.

- (d) **Donnée:** 28,9 nm **Information recherchée:** μm

Plan conceptuel: nm → m → μm

$$\frac{10^{-9} \text{ m}}{1 \text{ nm}} \quad \frac{10^6 \mu\text{m}}{1 \text{ m}}$$

$$\text{Solution: } 28,9 \cancel{\text{nm}} \times \frac{10^{-9} \cancel{\text{m}}}{1 \cancel{\text{nm}}} \times \frac{10^6 \mu\text{m}}{1 \cancel{\text{m}}} = 2,89 \times 10^{-2} \mu\text{m} = 0,0289 \mu\text{m}$$

Vérifier: Les unités (μm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^{-2}) a du sens sur le plan physique parce qu'un micromètre est une unité beaucoup plus grande qu'un nanomètre. Trois chiffres significatifs sont permis parce que 28,9 nm a trois chiffres significatifs.

- (e) **Donnée:** 1432 cm³ **Information recherchée:** L

Plan conceptuel: cm³ → L

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3}$$

$$\text{Solution: } 1432 \cancel{\text{cm}^3} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \cancel{\text{cm}^3}} = 1,432 \text{ L}$$

Vérifier: Les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (1) a du sens sur le plan physique parce qu'un centimètre cube est beaucoup plus petit qu'un litre de sorte que la réponse devrait diminuer de plusieurs ordres de grandeur. Quatre chiffres significatifs sont permis à cause de la limite de 1432 cm³ (quatre chiffres significatifs).

- (f) **Donnée:** 1211 Tm **Information recherchée:** Gm

Plan conceptuel: Tm → m → Gm

$$\frac{10^{12} \text{ m}}{1 \text{ Tm}} \quad \frac{10^{-9} \text{ Gm}}{1 \text{ m}}$$

$$\text{Solution: } 1211 \cancel{\text{Tm}} \times \frac{10^{12} \cancel{\text{m}}}{1 \cancel{\text{Tm}}} \times \frac{10^{-9} \text{ Gm}}{1 \cancel{\text{m}}} = 1,211 \times 10^6 \text{ Gm}$$

Vérifier: Les unités (Gm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^6) a du sens sur le plan physique parce qu'un téramètre est une unité beaucoup plus grande qu'un gigamètre. Quatre chiffres significatifs sont permis parce que 1211 Tm a quatre chiffres significatifs.

- 1.37 (a) **Donnée:** 228 cm **Information recherchée:** po

Plan conceptuel: cm → po

$$\frac{1 \text{ po}}{2,54 \text{ cm}}$$

Solution: $228 \cancel{\text{ cm}} \times \frac{1 \text{ po}}{2,54 \cancel{\text{ cm}}} = 89,76377953 \text{ po} = 89,8 \text{ po}$

Vérifier: Les unités (po) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (90) a du sens sur le plan physique parce qu'un pouce est une unité beaucoup plus grande qu'un centimètre. Trois chiffres significatifs sont permis parce que 228 cm a trois chiffres significatifs.

- (b) **Donnée:** 2,55 kg **Information recherchée:** lb

Plan conceptuel: kg → lb

$$\frac{2,2046 \text{ lb}}{1 \text{ kg}}$$

Solution: $2,55 \cancel{\text{ kg}} \times \frac{2,2046 \text{ lb}}{1 \cancel{\text{ kg}}} = 5,62173 \text{ lb} = 5,62 \text{ lb}$

Vérifier: Les unités (lb) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (5,6) a du sens sur le plan physique parce qu'un kilogramme est une unité beaucoup plus grande qu'une livre. Trois chiffres significatifs sont permis parce que 2,55 kg a trois chiffres significatifs.

- (c) **Donnée:** 2,41 L **Information recherchée:** pt

Plan conceptuel: L → pt

$$\frac{1,057 \text{ pt}}{1 \text{ L}}$$

Solution: $2,41 \cancel{\text{ L}} \times \frac{1,057 \text{ pt}}{1 \cancel{\text{ L}}} = 2,54737 \text{ pt} = 2,55 \text{ pt}$

Vérifier: Les unités (pt) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (2,6) a du sens sur le plan physique parce qu'un litre est une unité plus grande qu'une pinte. Trois chiffres significatifs sont permis parce que 2,41 L a trois chiffres significatifs. Arrondissez le dernier chiffre parce que le premier chiffre non significatif est un 7.

- (d) **Donnée:** 157 mm **Information recherchée:** po

Plan conceptuel: mm → m → po

$$\frac{1 \text{ m}}{1000 \text{ mm}} \quad \frac{39,37 \text{ po}}{1 \text{ m}}$$

Solution: $157 \cancel{\text{ mm}} \times \frac{1 \cancel{\text{ m}}}{1000 \cancel{\text{ mm}}} \times \frac{39,37 \text{ po}}{1 \cancel{\text{ m}}} = 6,18109 \text{ po} = 6,18 \text{ po}$

Vérifier: Les unités (po) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (6) a du sens sur le plan physique parce qu'un millimètre est une unité beaucoup plus petite qu'un pouce. Trois chiffres significatifs sont permis parce que 157 mm a trois chiffres significatifs.

- (e) **Donnée:** 2,71 po **Information recherchée:** mm

Plan conceptuel: po → cm → m → mm

$$\frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ po}} \quad \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \quad \frac{1000 \text{ mm}}{1 \text{ m}}$$

Solution: $2,71 \cancel{\text{ po}} \times \frac{2,54 \cancel{\text{ cm}}}{1 \cancel{\text{ po}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ m}}}{100 \cancel{\text{ cm}}} \times \frac{1000 \text{ mm}}{1 \cancel{\text{ m}}} = 68,834 \text{ mm} = 68,8 \text{ mm}$

Vérifier: Les unités (mm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (69) a du sens sur le plan physique parce qu'un millimètre est plus petit qu'un pouce. Trois chiffres significatifs sont permis parce que 2,71 a trois chiffres significatifs. Tronquez après le dernier chiffre significatif parce que le premier chiffre non significatif est un 3.

- (f) **Donnée:** 58 pi **Information recherchée:** cm

Plan conceptuel: pi → po → cm

$$\frac{12 \text{ po}}{1 \text{ pi}} \quad \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ po}}$$

$$\text{Solution: } 58 \cancel{\text{ pi}} \times \frac{12 \cancel{\text{ po}}}{1 \cancel{\text{ pi}}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{ po}}} = 1,76784 \times 10^3 \text{ cm} = 1,8 \times 10^3 \text{ cm}$$

Vérifier: Les unités (cm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^3) a du sens sur le plan physique parce qu'un pied est une unité beaucoup plus grande qu'un centimètre. Deux chiffres significatifs sont permis parce que 58 pi a trois chiffres significatifs. Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 6.

- (g) **Donnée:** 2169 kg **Information recherchée:** lb

Plan conceptuel: kg → g → lb

$$\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \quad \frac{1 \text{ lb}}{453,6 \text{ g}}$$

$$\text{Solution: } 2169 \cancel{\text{ kg}} \times \frac{1000 \cancel{\text{ g}}}{1 \cancel{\text{ kg}}} \times \frac{1 \text{ lb}}{453,6 \cancel{\text{ g}}} = 4,78174603 \times 10^3 \text{ lb} = 4,782 \times 10^3 \text{ lb}$$

Vérifier: Les unités (lb) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^3) a du sens sur le plan physique parce qu'une livre est une unité plus petite qu'un kilogramme. Quatre chiffres significatifs sont permis parce que 2169 kg et 453,6 g/lb ont quatre chiffres significatifs. Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 7.

- (h) **Donnée:** 725 vg **Information recherchée:** km

Plan conceptuel: vg → m → km

$$\frac{1 \text{ m}}{1,094 \text{ vg}} \quad \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}}$$

$$\text{Solution: } 725 \cancel{\text{ vg}} \times \frac{1 \cancel{\text{ m}}}{1,094 \cancel{\text{ vg}}} \times \frac{1 \text{ km}}{1000 \cancel{\text{ m}}} = 0,662705667 \text{ km} = 0,663 \text{ km}$$

Vérifier: Les unités (km) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (0,7) a du sens sur le plan physique parce qu'une verge est une unité beaucoup plus petite qu'un kilomètre. Trois chiffres significatifs sont permis parce que 725 verges a trois chiffres significatifs. Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 7.

- 1.38 **Donnée:** 10,0 km **Information recherchée:** minutes

Autre: rythme de course = 7,5 milles à l'heure

Plan conceptuel: km → mi → h → min

$$\frac{0,6214 \text{ mi}}{1 \text{ km}} \quad \frac{1 \text{ h}}{7,5 \text{ mi}} \quad \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}}$$

$$\text{Solution: } 10,0 \cancel{\text{ km}} \times \frac{0,6214 \cancel{\text{ mi}}}{1 \cancel{\text{ km}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ h}}}{7,5 \cancel{\text{ mi}}} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \cancel{\text{ h}}} = 49,712 \text{ min} = 50, \text{ min} = 5,0 \times 10^1 \text{ min}$$

Vérifier: Les unités (min) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (50) a du sens sur le plan physique parce qu'elle court presque 7,5 milles (ce qui lui prendrait 60 min = 1 h). Deux chiffres significatifs sont permis à cause de la limite de 7,5 mi/h (deux chiffres significatifs). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 7.

- 1.39 **Donnée:** 195 km **Information recherchée:** heures
Autre: rythme de parcours = 24 milles à l'heure

Plan conceptuel: km → mi → h

$$\frac{0,6214 \text{ mi}}{1 \text{ km}} \quad \frac{1 \text{ h}}{24 \text{ mi}}$$

Solution: $195 \cancel{\text{ km}} \times \frac{0,6214 \cancel{\text{ mi}}}{1 \cancel{\text{ km}}} \times \frac{1 \text{ h}}{24 \cancel{\text{ mi}}} = 5,048875 \text{ h} = 5,0 \text{ h}$

Vérifier: Les unités (h) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (5) a du sens sur le plan physique parce qu'elle roule plus de 100 milles (ce qui lui prendrait plus de 4 h). Deux chiffres significatifs sont permis à cause de la limite de 24 mi/h (deux chiffres significatifs). Tronquez après le dernier chiffre parce que le premier chiffre non significatif est un 4.

- 1.40 **Donnée:** 8,0 L/100 km **Information recherchée:** milles par gallon US

Plan conceptuel: $\frac{\text{L}}{\text{km}} \rightarrow \frac{\text{km}}{\text{mi}} \rightarrow \frac{\text{gal}}{\text{L}}$

$$\frac{0,6214 \text{ mi}}{1 \text{ km}} \quad \frac{3,785 \text{ L}}{1 \text{ gal US}}$$

Solution: $\frac{100 \cancel{\text{ km}}}{8,0 \cancel{\text{ L}}} \times \frac{3,785 \cancel{\text{ L}}}{1 \text{ gal US}} \times \frac{0,6214 \text{ mi}}{\cancel{\text{ km}}} = 29,399 \text{ mi/gal US} = 29 \text{ mi/gal US}$

Vérifier: Les unités (mil/gal US) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (29) a du sens sur le plan physique puisque 100 km équivaut à environ 62 mi et 8 L à plus de 2 gal américains. Deux chiffres significatifs sont permis à cause de la limite de 8,0 L (deux chiffres significatifs). Tronquez après le dernier chiffre parce que le premier chiffre non significatif est un 3.

- 1.41 **Donnée:** 5,0 gal US **Information recherchée:** cm³

Plan conceptuel: gal → L → cm³

$$\frac{3,785 \text{ L}}{1 \text{ gallon US}} \quad \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ L}}$$

Solution: $5,0 \cancel{\text{ gal US}} \times \frac{3,785 \cancel{\text{ L}}}{1 \cancel{\text{ gal US}}} \times \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \cancel{\text{ L}}} = 1,8925 \times 10^4 \text{ cm}^3 = 1,9 \times 10^4 \text{ cm}^3$

Vérifier: Les unités (cm³) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁴) a du sens sur le plan physique parce qu'un centimètre cube est beaucoup plus petit qu'un gallon; la réponse doit donc s'élever de plusieurs ordres de grandeur. Deux chiffres significatifs sont permis à cause de la limite de 5,0 gallons américains (deux chiffres significatifs). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 9.

- 1.42 (a) **Donnée:** 195 m² **Information recherchée:** km²

Plan conceptuel: m² → km²

$$\frac{(1 \text{ km})^2}{(1000 \text{ m})^2}$$

Notez que pour les unités au carré, les facteurs de conversions doivent être élevés au carré.

Solution: $195 \cancel{\text{ m}^2} \times \frac{(1 \cancel{\text{ km}})^2}{(1000 \cancel{\text{ m}})^2} = 1,95 \times 10^{-4} \text{ km}^2$

Vérifier: Les unités (km²) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁻⁴) a du sens sur le plan physique parce qu'un kilomètre est une unité beaucoup plus grande qu'un mètre.

- (b) **Donnée:** 195 m² **Information recherchée:** dm²

Plan conceptuel: m² → dm²

$$\frac{(10 \text{ dm})^2}{(1 \text{ m})^2}$$

Notez que pour les unités au carré, les facteurs de conversions doivent être élevés au carré.

Solution: $195 \cancel{\text{m}^2} \times \frac{(10 \cancel{\text{dm}})^2}{(1 \cancel{\text{m}})^2} = 1,95 \times 10^4 \text{ dm}^2$

Vérifier: Les unités (dm²) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁴) a du sens sur le plan physique parce qu'un décimètre est une unité beaucoup plus petite qu'un mètre.

- (c) **Donnée:** 195 m² **Information recherchée:** cm²

Plan conceptuel: m² → cm²

$$\frac{(100 \text{ cm})^2}{(1 \text{ m})^2}$$

Notez que pour les unités au carré, les facteurs de conversions doivent être élevés au carré.

Solution: $195 \cancel{\text{m}^2} \times \frac{(100 \cancel{\text{cm}})^2}{(1 \cancel{\text{m}})^2} = 1,95 \times 10^6 \text{ cm}^2$

Vérifier: Les unités (cm²) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁶) a du sens sur le plan physique parce qu'un centimètre est une unité beaucoup plus petite qu'un mètre.

- 1.43 (a) **Donnée:** 115 m³ **Information recherchée:** km³

Plan conceptuel: m³ → km³

$$\frac{(1 \text{ km})^3}{(1000 \text{ m})^3}$$

Notez que pour les unités au cube, les facteurs de conversion doivent être élevés au cube.

Solution: $115 \cancel{\text{m}^3} \times \frac{(1 \cancel{\text{km}})^3}{(1000 \cancel{\text{m}})^3} = 1,15 \times 10^{-7} \text{ km}^3$

Vérifier: Les unités (km³) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁻⁷) a du sens sur le plan physique parce qu'un kilomètre est une unité beaucoup plus grande qu'un mètre.

- (b) **Donnée:** 115 m³ **Information recherchée:** dm³

Plan conceptuel: m³ → dm³

$$\frac{(10 \text{ dm})^3}{(1 \text{ m})^3}$$

Notez que pour les unités au cube, les facteurs de conversion doivent être élevés au cube.

Solution: $115 \cancel{\text{m}^3} \times \frac{(10 \cancel{\text{dm}})^3}{(1 \cancel{\text{m}})^3} = 1,15 \times 10^5 \text{ dm}^3$

Vérifier: Les unités (dm³) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁵) a du sens sur le plan physique parce qu'un décimètre est une unité beaucoup plus petite qu'un mètre.

- (c) **Donnée:** 115 m³ **Information recherchée:** cm³

Plan conceptuel: m³ → cm³

$$\frac{(100 \text{ cm})^3}{(1 \text{ m})^3}$$

Notez que pour les unités au cube, les facteurs de conversion doivent être élevés au cube.

Solution: $115 \cancel{\text{m}^3} \times \frac{(100 \cancel{\text{cm}})^3}{(1 \cancel{\text{m}})^3} = 1,15 \times 10^8 \text{ cm}^3$

Vérifier: Les unités (cm³) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁸) a du sens sur le plan physique parce qu'un centimètre est une unité beaucoup plus petite qu'un mètre.

- 1.44 (a) **Donnée:** 279 acres **Information recherchée:** milles carrés

Autres: 1 acre = 43 560 pi²; 1 mille = 5280 pi

Plan conceptuel: acres → pi² → mi²

$$\frac{43\,560\text{ pi}^2}{1\text{ acre}} \times \frac{(1\text{ mi})^2}{(5280\text{ pi})^2}$$

Notez que pour les unités au carré, les facteurs de conversions doivent être élevés au carré.

Solution: $279 \text{ acres} \times \frac{43\,560 \text{ pi}^2}{1 \text{ acre}} \times \frac{1 \text{ mi}^2}{(5280 \text{ pi})^2} = 0,435\,93 \text{ mi}^2 = 4,36 \times 10^{-1} \text{ mi}^2$

Vérifier: Les unités (mi²) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁻¹) a du sens sur le plan physique parce qu'un acre est une unité beaucoup plus petite qu'un mille carré; la réponse doit donc diminuer de plusieurs ordres de grandeur. Trois chiffres significatifs sont permis à cause de la limite de 279 acres (trois chiffres significatifs). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 9.

- (b) **Donnée:** 279 acres **Information recherchée:** mètres carrés

Plan conceptuel: acres → pi² → po² → m²

$$\frac{43\,560\text{ pi}^2}{1\text{ acre}} \times \frac{(12\text{ po})^2}{(1\text{ pi})^2} \times \frac{(1\text{ m}^2)}{(39,37\text{ po})^2}$$

Notez que pour les unités au carré, les facteurs de conversions doivent être élevés au carré.

Solution:

$$279 \text{ acres} \times \frac{43\,560 \text{ pi}^2}{1 \text{ acre}} \times \frac{(12 \text{ po})^2}{(1 \text{ pi})^2} \times \frac{1 \text{ m}^2}{(39,37 \text{ po})^2} = 1,129\,07 \times 10^6 \text{ m}^2 = 1,13 \times 10^6 \text{ m}^2$$

Vérifier: Les unités (m²) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁶) a du sens sur le plan physique parce que l'acre est une unité beaucoup plus grande que le mètre carré; la réponse doit donc augmenter de plusieurs ordres de grandeur. Trois chiffres significatifs sont permis à cause de la limite de 279 acres (trois chiffres significatifs). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 9.

- 1.45 **Donnée:** 14 lb **Information recherchée:** mL

Autres: 80 mg/0,80 mL; 15 mg/kg de poids corporel

Plan conceptuel: lb → kg de poids corporel → mg → mL

$$\frac{1\text{ kg de poids corporel}}{2,205\text{ lb}} \times \frac{15\text{ mg}}{1\text{ kg de poids corporel}} \times \frac{0,80\text{ mL}}{80\text{ mg}}$$

Solution:

$$14 \text{ lb} \times \frac{1 \text{ kg de poids corporel}}{2,205 \text{ lb}} \times \frac{15 \text{ mg}}{1 \text{ kg de poids corporel}} \times \frac{0,80 \text{ mL}}{80 \text{ mg}} = 0,952\,380\,952\,4 \text{ mL} = 0,95 \text{ mL}$$

Vérifier: Les unités (mL) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (1 mL) a du sens sur le plan physique parce que c'est une quantité raisonnable de liquide à donner à un bébé. Deux chiffres significatifs sont permis à cause de l'énoncé du problème. Tronquez après le dernier chiffre significatif parce que le premier chiffre non significatif est un 2.

- 1.46 **Donnée:** 18 lb **Information recherchée:** mL

Autres: 100 mg/5,0 mL; 10 mg/kg de poids corporel

Plan conceptuel: lb → kg de poids corporel → mg → mL

$$\frac{1\text{ kg de poids corporel}}{2,205\text{ lb}} \times \frac{10\text{ mg}}{1\text{ kg de poids corporel}} \times \frac{5,0\text{ mL}}{100\text{ mg}}$$

Solution:

$$18 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ kg de poids corporel}}{2,205 \cancel{\text{g}}} \times \frac{10 \cancel{\text{mg}}}{1 \text{ kg de poids corporel}} \times \frac{5,0 \text{ mL}}{100 \cancel{\text{mg}}} = 4,081\,632\,653 \text{ mL} = 4,1 \text{ mL}$$

Vérifier: Les unités (mL) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (4 mL) a du sens sur le plan physique parce que c'est une quantité raisonnable de liquide à donner à un bébé. Deux chiffres significatifs sont permis à cause de l'énoncé du problème. Arrondissez vers le haut le dernier chiffre significatif parce que le premier chiffre non significatif est un 8.

- 1.47 **Donnée:** 15 litres d'essence **Information recherchée:** kilomètres
Autre: 3,7 L/100 km en ville

Plan conceptuel: km/L → km

$$\text{Solution: } \frac{100 \text{ km}}{3,7 \cancel{\text{L}}} \times 15 \cancel{\text{L}} = 405,405 \text{ km} = 410 \text{ km}$$

Vérifier: Les unités (km) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (410 km) a du sens sur le plan physique parce que l'utilisation de 15 L d'essence va permettre de parcourir plus de 4 fois 100 km. Deux chiffres significatifs sont permis à cause de l'énoncé du problème (3,7 L et 15 L). Arrondissez vers le haut le dernier chiffre significatif parce que le premier chiffre non significatif est un 5.

PROBLÈMES RÉCAPITULATIFS

- 1.48 **Donnée:** année solaire **Information recherchée:** secondes
Autres: 60 secondes/minute; 60 minutes/heure; 24 heures/jour solaire; 365,24 jours solaires/année solaire

Plan conceptuel: année → jour → heure → minute → secondes

$$\frac{365,24 \text{ jours}}{1 \text{ année solaire}} \quad \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ jour}} \quad \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \quad \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}}$$

Solution:

$$1 \text{ année solaire} \times \frac{365,24 \cancel{\text{ jours}}}{1 \cancel{\text{ année solaire}}} \times \frac{24 \cancel{\text{ h}}}{1 \cancel{\text{ jour}}} \times \frac{60 \cancel{\text{ min}}}{1 \cancel{\text{ h}}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \cancel{\text{ min}}} = 3,155\,673\,6 \times 10^7 \text{ s} = 3,1557 \times 10^7 \text{ s}$$

Vérifier: Les unités (s) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^7) a du sens sur le plan physique parce que chaque facteur de conversion augmente la valeur de la réponse – une seconde est plus petite qu'une année par plusieurs ordres de grandeur. Cinq chiffres significatifs sont permis parce qu'on suppose que tous les facteurs de conversion sont des nombres exacts excepté pour 365,24 jours/année solaire (cinq chiffres significatifs). Arrondissez vers le haut le dernier chiffre significatif parce que le premier chiffre non significatif est un 7.

- 1.49 **Donnée:** 2,0 heures **Information recherchée:** picosecondes
Autres: 60 secondes/minute; 60 minutes/heure

Plan conceptuel: h → min → s → ps

$$\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \quad \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \quad \frac{10^{12} \text{ ps}}{1 \text{ s}}$$

$$\text{Solution: } 2,0 \cancel{\text{ h}} \times \frac{60 \cancel{\text{ min}}}{1 \cancel{\text{ h}}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \cancel{\text{ min}}} \times \frac{10^{12} \text{ ps}}{1 \text{ s}} = 7,2 \times 10^{15} \text{ ps}$$

Vérifier: Les unités (picosecondes) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^{15}) a du sens sur le plan physique parce que chaque facteur de conversion augmente la valeur de la réponse et une picoseconde est plus petite qu'une seconde par plusieurs ordres de grandeur. Deux chiffres significatifs sont permis parce qu'on suppose que tous les facteurs de conversion sont des nombres exacts. Il y a deux chiffres significatifs dans 2,0 h.

- 1.50 (a) Extensive – Le volume d'une substance dépend de la quantité présente.
 (b) Intensive – Le point d'ébullition d'une substance est indépendant de la quantité de la substance; ces valeurs peuvent donc être publiées dans des tableaux de référence.
 (c) Intensive – La température d'une substance est indépendante de la quantité présente.
 (d) Intensive – La conductivité électrique d'une substance est indépendante de la quantité de la substance; ces valeurs peuvent donc être publiées dans des tableaux de référence.
 (e) Extensive – L'énergie contenue dans une substance dépend de la quantité présente. Si on double la quantité de substance, on double la quantité d'énergie.

1.51 **Donnée:** $t_C = \frac{(t_F - 32 \text{ }^\circ\text{F})}{1,8 \text{ }^\circ\text{F}/^\circ\text{C}}$ **Information recherchée:** température à laquelle $t_C = t_F$

Plan conceptuel: $t_C = \frac{(t_F - 32 \text{ }^\circ\text{F})}{1,8 \text{ }^\circ\text{F}/^\circ\text{C}}$ posez $t_C = t_F = x$ et résolvez pour x

Solution:

$$x = \frac{(x - 32 \text{ }^\circ\text{F})}{1,8 \text{ }^\circ\text{F}/^\circ\text{C}} \rightarrow 1,8x = x - 32 \rightarrow 1,8x - x = -32 \rightarrow 0,8x = -32 \rightarrow x = -32 / 0,8 = -40$$

$$\rightarrow -40, t_C = -40, ^\circ\text{C}$$

Vérifier: Les unités ($^\circ\text{F}$ et $^\circ\text{C}$) sont correctes. Replacer le résultat dans l'équation confirme que les calculs ont été effectués correctement. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct parce qu'on sait que le résultat ne se situe pas entre $0 \text{ }^\circ\text{C}$ et $100 \text{ }^\circ\text{C}$. Les nombres se rapprochent l'un de l'autre à mesure que la température baisse.

- 1.52 **Donnée:** $17 \text{ }^\circ\text{J} = 0 \text{ }^\circ\text{H}$ et $97 \text{ }^\circ\text{J} = 120 \text{ }^\circ\text{H}$ **Information recherchée:** température d'ébullition du méthanol en $^\circ\text{J}$. **Autre:** Le méthanol bout à $84 \text{ }^\circ\text{H}$

Plan conceptuel: En vous servant des données, établissez une équation qui met en relation les degrés Jekyll ($^\circ\text{J}$) et les degrés Hyde ($^\circ\text{H}$). Puis posez $^\circ\text{H} = 84 \text{ }^\circ\text{H}$ et résolvez pour $^\circ\text{J}$.

Solution: Supposez une relation linéaire entre les deux températures ($y = mx + b$).

Soit $y = ^\circ\text{J}$ et $x = ^\circ\text{H}$.

La pente de la droite (m) est le changement relatif dans les deux échelles de température.

$$m = \frac{\Delta^\circ\text{J}}{\Delta^\circ\text{H}} = \frac{97^\circ\text{J} - 17^\circ\text{J}}{120^\circ\text{H} - 0^\circ\text{H}} = \frac{80^\circ\text{J}}{120^\circ\text{H}} = 0,667 \text{ }^\circ\text{J}/^\circ\text{H}$$

Résolvez pour l'ordonnée à l'origine (b) en remplaçant une série de températures dans l'équation:

$$y = 0,667x + b \rightarrow 17 = (0,667)(0) + b \rightarrow b = 17 \rightarrow ^\circ\text{J} = (0,667)^\circ\text{H} + 17$$

$$\text{Posez } ^\circ\text{H} = 84 \text{ }^\circ\text{H} \text{ et résolvez pour } ^\circ\text{J}. \text{ } ^\circ\text{J} = (0,667 \text{ }^\circ\text{J}/^\circ\text{H})84 \text{ }^\circ\text{H} + 17 = 73,028 = 73 \text{ }^\circ\text{J}.$$

Vérifier: Les unités ($^\circ\text{J}$) sont correctes. Replacer les données des points originaux dans l'équation confirme que les calculs ont été effectués correctement. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct parce que le résultat devrait se situer entre $17 \text{ }^\circ\text{J}$ et $97 \text{ }^\circ\text{J}$ et plus près de $97 \text{ }^\circ\text{J}$ que de $17 \text{ }^\circ\text{J}$.

- 1.53 (a) $1,76 \times 10^{-3} / 8,0 \times 10^2 = 2,2 \times 10^{-6}$ Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter la quantité avec le plus petit nombre de chiffres significatifs ($8,0 \times 10^2$).

(b) Écrivez tous les nombres de façon à ce que les virgules décimales soient alignées:

0,0187

+0,0002

-0,0030

0,0159

Toutes les quantités sont connues à quatre décimales à la droite de la virgule; la réponse doit donc être reportée à quatre décimales à la droite de la virgule, ou trois chiffres significatifs.

- (c) $[(136\,000)(0,000\,322)/0,082](129,2) = 6,899\,910\,244 \times 10^4 = 6,9 \times 10^4$ Arrondissez la réponse intermédiaire à deux chiffres significatifs pour refléter la quantité ayant le plus petit nombre de chiffres significatifs (0,082). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est 9.

- 1.54 **Donnée:** un litre d'essence **Information recherchée:** dollars canadiens
Autres: 1 \$ CAN = 0,71 \$ US

1 gallon d'essence aux États-Unis = 0,91 \$ US

Plan conceptuel: L → gal US → \$ US → \$ CAN

$$\frac{\cancel{\text{gal US}}}{3,785 \cancel{\text{L}}} \times \frac{0,91 \cancel{\text{\$ US}}}{\cancel{\text{gal US}}} \times \frac{1 \text{ \$ CAN}}{0,71 \cancel{\text{\$ US}}}$$

Solution:

$$1 \cancel{\text{L}} \times \frac{\cancel{\text{gal US}}}{3,785 \cancel{\text{L}}} \times \frac{0,91 \cancel{\text{\$ US}}}{\cancel{\text{gal US}}} \times \frac{1 \text{ \$ CAN}}{0,71 \cancel{\text{\$ US}}} = 0,338\,62 \text{ \$ CAN} = 0,34 \text{ \$ CAN}$$

Vérifier: Les unités (dollar canadien) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (0,34 \$ CAN) semble correct étant donné que 1 L en dollars américains vaut un peu moins du quart du prix et que le dollar canadien est plus faible que le dollar américain. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs de 0,91 \$ US et de 0,71 \$ CAN. Arrondissez vers le haut le dernier chiffre significatif parce que le premier chiffre non significatif est un 8.

- 1.55 (a) **Données:** dimensions du cylindre: longueur = 22 cm; rayon = 3,8 cm; $\rho_{\text{Au}} = 19,3 \text{ g/cm}^3$;
 $\rho_{\text{sable}} = 3,00 \text{ g/cm}^3$

Informations recherchées: $m(\text{or})$ et $m(\text{sable})$

Plan conceptuel: $l, r \rightarrow V$ puis $\rho, V \rightarrow m$

$$V = l\pi r^2 \quad \rho = m/V$$

Solution: $V_{\text{Au}} = V_{\text{sable}} = (22 \text{ cm})(\pi)(3,8 \text{ cm})^2 = 998,0212 \text{ cm}^3$ $\rho = m/V$

Réorganisez l'équation en multipliant les deux membres par V . $\rightarrow m = \rho V$

$$m_{\text{Au}} = \left(19,3 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{cm}^3}} \right) \times (998,0212 \cancel{\text{cm}^3}) = 1,926\,181 \times 10^4 \text{ g} = 1,9 \times 10^4 \text{ g}$$

Vérifier: Les unités (g) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct étant donné que la valeur de la masse volumique est $\sim 20 \text{ g/cm}^3$. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans 22 cm et 3,8 cm. Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 2.

$$m_{\text{sable}} = \left(3,0 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{cm}^3}} \right) \times (998,0212 \cancel{\text{cm}^3}) = 2,994\,06 \times 10^3 \text{ g} = 3,0 \times 10^3 \text{ g}$$

Vérifier: Les unités (g) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct étant donné que la valeur de la masse volumique est de 3 g/cm^3 . Ce nombre est beaucoup plus bas que la masse de l'or. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans 22 cm et 3,8 cm. Arrondissez vers le haut le dernier chiffre significatif parce que le premier chiffre non significatif est un 9.

- (b) La comparaison des deux valeurs $1,9 \times 10^4 \text{ g}$ par rapport à $3,0 \times 10^3 \text{ g}$ montre une différence de poids d'un facteur près de 10. Cette différence devrait suffire à déclencher l'alarme et à alerter les autorités de la présence d'un voleur.

- 1.56 **Données:** $r = 1,0 \times 10^{-13} \text{ cm}$; $1,7 \times 10^{-24} \text{ g}$ **Information recherchée:** masse volumique
Autre: $V = (4/3)\pi r^3$

Plan conceptuel: $r \rightarrow V$ puis $m, V \rightarrow \rho$

$$V = (4/3)\pi r^3 \quad \rho = m/V$$

Solution: $V = (4/3)\pi r^3 = (4/3)(\pi)(1,0 \times 10^{-13} \text{ cm})^3 = 4,188\ 790\ 205 \times 10^{-39} \text{ cm}^3$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{1,7 \times 10^{-24} \text{ g}}{4,188\ 790\ 205 \times 10^{-39} \text{ cm}^3} = 4,058\ 451\ 049 \times 10^{14} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 4,1 \times 10^{14} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Vérifier: Les unités (g/cm^3) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct étant donné la petitesse du noyau comparée à celle d'un atome. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans $1,0 \times 10^{-13} \text{ cm}$. Arrondissez vers le haut le dernier chiffre significatif parce que le premier chiffre non significatif est un 5.

- 1.57 **Donnée:** 3,5 lb de titane **Information recherchée:** volume en pouces cubes
Autre: la masse volumique du titane est de $7,51 \text{ g}/\text{cm}^3$

Plan conceptuel: lb \rightarrow g puis $m, \rho \rightarrow V$ puis $\text{cm}^3 \rightarrow \text{po}^3$

$$\frac{453,6 \text{ g}}{1 \text{ lb}} \quad \rho = m/V \quad \frac{(1 \text{ po})^3}{(2,54 \text{ cm})^3}$$

Solution: $3,5 \cancel{\text{ lb}} \times \frac{453,6 \text{ g}}{1 \cancel{\text{ lb}}} = 1,5876 \times 10^3 \text{ g}$

$\rho = m/V$ Réorganisez l'équation en multipliant les deux membres par V et en les divisant par ρ .

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{1,5876 \times 10^3 \cancel{\text{ g}}}{7,51 \frac{\cancel{\text{ g}}}{\text{cm}^3}} = 2,114 \times 10^2 \text{ cm}^3 = 2,1 \times 10^2 \cancel{\text{ cm}^3} \times \frac{(1 \cancel{\text{ po}})^3}{(2,54 \cancel{\text{ cm}})^3} = 13 \text{ po}^3$$

Vérifier: Les unités (po^3) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct étant donné le nombre de grammes présents. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans 3,5 lb. Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 2.

- 1.58 **Donnée:** masse volumique (g/cm^3) **Information recherchée:** masse volumique (lb/po^3)
Autre: la masse volumique du fer est de $7,86 \text{ g}/\text{cm}^3$

Plan conceptuel: $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \rightarrow \frac{\text{lb}}{\text{cm}^3} \rightarrow \frac{\text{lb}}{\text{po}^3}$

$$\frac{1 \text{ lb}}{453,6 \text{ g}} \quad \frac{(2,54 \text{ cm})^3}{(1 \text{ po})^3}$$

Solution: $\rho_{\text{Fe}} = \frac{7,86 \cancel{\text{ g}}}{\cancel{\text{cm}^3}} \times \frac{1 \cancel{\text{ lb}}}{453,6 \cancel{\text{ g}}} \times \frac{(2,54 \cancel{\text{ cm}})^3}{(1 \text{ po})^3} = 0,283\ 955\ 738\ 6 \frac{\text{lb}}{\text{po}^3} = 0,284 \frac{\text{lb}}{\text{po}^3}$

Vérifier: Les unités (lb/po^3) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct étant donné que le facteur dominant est qu'un gramme est plus petit qu'une livre; la réponse doit donc diminuer. Trois chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans 7,86 lb. Arrondissez vers le haut le dernier chiffre parce que le premier chiffre non significatif est un 9.

- 1.59 **Données:** dimensions du cylindre: longueur = 2,16 po; rayon = 0,22 po; masse = 41 g
Information recherchée: masse volumique (g/cm^3)

Plan conceptuel: po \rightarrow cm puis $l, r \rightarrow V$ puis $m, V \rightarrow \rho$

$$\frac{2,54 \text{ cm}}{\text{po}} \quad V = l\pi r^2 \quad \rho = m/V$$

Solution: $2,16 \cancel{\text{ po}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{ po}}} = 5,4864 \text{ cm} = l$ $0,22 \cancel{\text{ po}} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{ po}}} = 0,5588 \text{ cm} = r$

$$V = l\pi r^2 = (5,4864 \text{ cm})(\pi)(0,5588 \text{ cm})^2 = 5,382\ 079\ 8 \text{ cm}^3$$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{41 \text{ g}}{5,382\ 079\ 8 \text{ cm}^3} = 7,617\ 872\ 9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 7,6 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Vérier: Les unités (g/cm³) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct étant donné que la valeur de la masse volumique du fer (une composante majeure de l'acier) est de 7,86 g/cm³. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans 0,22 po et 41 g. Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 1.

- 1.60 **Donnée:** $m = 85 \text{ g}$ **Information recherchée:** rayon de la sphère (pouces)
Autre: masse volumique (aluminium) = 2,7 g/cm³

Plan conceptuel: $m, \rho \rightarrow V$ puis $V \rightarrow \rho$ puis $\text{cm} \rightarrow \text{po}$

$$\rho = m/V \quad V = (4/3)\pi r^3 \quad \frac{1 \text{ po}}{2,54 \text{ cm}}$$

Solution: $\rho = m/V$ Réorganisez l'équation en multipliant les deux membres par V et en les divisant par ρ .

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{85 \cancel{\text{g}}}{2,7 \frac{\cancel{\text{g}}}{\text{cm}^3}} = 31,48148148 \text{ cm}^3$$

$$V = (4/3)\pi r^3 \text{ Réorganisez l'équation en divisant les deux membres par } (4/3)\pi. \quad r^3 = \frac{3V}{4\pi}$$

Prenez la racine cubique des deux membres de l'équation.

$$r = \left(\frac{3V}{4\pi} \right)^{1/3} = \left(\frac{(3)(31,48148148 \text{ cm}^3)}{4\pi} \right)^{1/3} = (7,5156509 \text{ cm}^3)^{1/3} = 1,958794386 \text{ cm}$$

$$1,958794386 \cancel{\text{cm}} \times \frac{1 \text{ po}}{2,54 \cancel{\text{cm}}} = 0,7711788923 \text{ po} = 0,77 \text{ po}$$

Vérier: Les unités (pouces) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct. L'ordre de grandeur du volume est d'environ le tiers de la masse (masse volumique est environ 3 g/cm³). Le rayon (en centimètres) semble correct étant donné la géométrie en jeu. La grandeur diminue quand on convertit des centimètres aux pouces parce qu'un pouce est plus grand qu'un centimètre. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans 2,7 g/cm³ et 85 g. Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 1.

- 1.61 **Donnée:** 185 verges cubes (vg³) d'eau **Information recherchée:** masse de l'eau (livres)
Autre: $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1,00 \text{ g/cm}^3$ à 4 °C

Plan conceptuel: $\text{vg}^3 \rightarrow \text{m}^3 \rightarrow \text{cm}^3 \rightarrow \text{g} \rightarrow \text{lb}$

$$\frac{(1 \text{ m})^3}{(1,094 \text{ vg})^3} \quad \frac{(100 \text{ cm})^3}{(1 \text{ m})^3} \quad \frac{1,00 \text{ g}}{1,00 \text{ cm}^3} \quad \frac{1 \text{ lb}}{453,59 \text{ g}}$$

Solution:

$$185 \cancel{\text{vg}^3} \times \frac{(1 \cancel{\text{m}})^3}{(1,094 \cancel{\text{vg}})^3} \times \frac{(100 \cancel{\text{cm}})^3}{(1 \cancel{\text{m}})^3} \times \frac{1,00 \cancel{\text{g}}}{1,00 \cancel{\text{cm}^3}} \times \frac{1 \text{ lb}}{453,59 \cancel{\text{g}}} = 3,114987377 \times 10^5 \text{ lb} = 3,11 \times 10^5 \text{ lb}$$

Vérier: Les unités (lb) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10⁵) a du sens sur le plan physique parce qu'une piscine n'est pas de petite taille. Trois chiffres significatifs sont permis parce que le facteur de conversion ayant le moins de précision est la masse volumique (1,00 g/cm³ – 3 chiffres significatifs) et la taille initiale a trois chiffres significatifs. Tronquez après le dernier chiffre parce que le premier chiffre non significatif est un 4.

- 1.62 **Donnée:** 7655 pieds cubes (pi³) de glace **Information recherchée:** masse de la glace (kilogrammes)
Autre: $\rho_{\text{glace}} = 0,917 \text{ g/cm}^3$ à 0 °C

Plan conceptuel: $\text{pi}^3 \rightarrow \text{cm}^3 \rightarrow \text{g} \rightarrow \text{kg}$

$$\frac{(30,48 \text{ cm})^3}{(1 \text{ pi})^3} \times \frac{0,917 \text{ g}}{1,00 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

Solution: $7655 \cancel{\text{pi}^3} \times \frac{(30,48 \cancel{\text{cm}})^3}{(1 \cancel{\text{pi}})^3} \times \frac{0,917 \cancel{\text{g}}}{1,00 \cancel{\text{cm}^3}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{g}}} = 1,987\,739\,274 \times 10^5 \text{ kg} = 1,99 \times 10^5 \text{ kg}$

Vérifier: Les unités (kg) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^5) a du sens sur le plan physique parce qu'un iceberg est de grande taille. Trois chiffres significatifs sont permis parce que le facteur de conversion ayant le moins de précision est la masse volumique ($0,917 \text{ g/cm}^3$ – 3 chiffres significatifs). Arrondissez vers le haut le dernier chiffre parce que le premier chiffre non significatif est un 7.

1.63 **Donnée:** 355 mL d'essence **Information recherchée:** kilomètres **Autre:** 57mi/gal en ville

Plan conceptuel: $\text{mL} \rightarrow \text{L} \rightarrow \text{gal US} \rightarrow \text{mi} \rightarrow \text{km}$

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \quad \frac{1 \text{ gal US}}{3,785 \text{ L}} \quad \frac{57 \text{ mi}}{1 \text{ gal US}} \quad \frac{1 \text{ km}}{0,6214 \text{ mi}}$$

Solution: $355 \cancel{\text{mL}} \times \frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \cancel{\text{mL}}} \times \frac{1 \cancel{\text{gal US}}}{3,785 \cancel{\text{L}}} \times \frac{57 \cancel{\text{mi}}}{1 \cancel{\text{gal US}}} \times \frac{1 \text{ km}}{0,6214 \cancel{\text{mi}}} = 8,614\,70\,003\,7 \text{ km} = 8,6 \text{ km}$

Vérifier: Les unités (km) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (8,6) a du sens sur le plan physique parce que le facteur dominant est la conversion des mL en L, ce qui diminue la réponse. Deux chiffres significatifs sont permis parce que le facteur de conversion ayant le moins de précision est 57 mi/gal US (2 chiffres significatifs). Supprimez le dernier chiffre parce que le premier chiffre non significatif est un 0.

1.64 **Données:** rayon du noyau de l'atome d'hydrogène = $1,0 \times 10^{-13} \text{ cm}$; rayon de l'atome d'hydrogène = 52,9 pm

Information recherchée: pourcentage du volume occupé par le noyau (%)

Plan conceptuel: $\text{cm} \rightarrow \text{m}$ puis $\text{pm} \rightarrow \text{m}$ puis $r \rightarrow V$ puis $V_{\text{atomes}} V_{\text{noyau}} \rightarrow \% V_{\text{noyau}}$

$$\frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \quad \frac{1 \text{ m}}{10^{12} \text{ pm}} \quad V = (4/3)\pi r^3 \quad \% V_{\text{noyau}} = \frac{V_{\text{noyau}}}{V_{\text{atome}}} \times 100 \%$$

Solution: $1,0 \times 10^{-13} \cancel{\text{cm}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \cancel{\text{cm}}} = 1,0 \times 10^{-15} \text{ m}$ et $52,9 \cancel{\text{pm}} \times \frac{1 \text{ m}}{10^{12} \cancel{\text{pm}}} = 5,29 \times 10^{-11} \text{ m}$

$V = (4/3)\pi r^3$ Substituez cette expression dans l'équation du % V.

$$\% V_{\text{noyau}} = \frac{V_{\text{noyau}}}{V_{\text{atome}}} \times 100 \% \rightarrow \% V_{\text{noyau}} = \frac{(4/3)\pi r_{\text{noyau}}^3}{(4/3)\pi r_{\text{atome}}^3} \times 100 \% \text{ Simplifiez l'équation}$$

$$\% V_{\text{noyau}} = \frac{r_{\text{noyau}}^3}{r_{\text{atome}}^3} \times 100 \% \text{ Substituez les nombres et calculez le résultat.}$$

$$\begin{aligned} \% V_{\text{noyau}} &= \frac{(1,0 \times 10^{-15} \text{ m})^3}{(5,29 \times 10^{-11} \text{ m})^3} \times 100 \% = (1,890\,359\,168 \times 10^{-5})^3 \times 100 \% = 6,755\,118\,686 \times 10^{-13} \\ &= 6,755\,118\,686 \times 10^{-13} = 6,8 \times 10^{-13} \% \end{aligned}$$

Vérifier: Les unités (aucune) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct (10^{-13}) parce qu'un proton est très petit. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans $1,0 \times 10^{-13} \text{ cm}$. Arrondissez vers le haut les derniers chiffres significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 5.

- 1.65 **Données:** rayon du néon = 69 pm; $2,69 \times 10^{22}$ atomes par litre
Information recherchée: pourcentage du volume occupé par le néon (%)

Plan conceptuel: on suppose un volume total de 1 L

$$\text{pm} \rightarrow \text{m} \rightarrow \text{cm puis } r \rightarrow V \text{ puis cm}^3 \rightarrow \text{L puis L/atome} \rightarrow \text{L}_{\text{Ne}}$$

$$\frac{1 \text{ m}}{10^{12} \text{ pm}} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \quad V_{\text{atome}} = (4/3)\pi r^3 \quad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} \quad 2,69 \times 10^{22} \text{ atomes}$$

puis $V_{\text{Ne}}, V_{\text{total}} \rightarrow \% V$

$$\% V_{\text{Ne}} = \frac{V_{\text{Ne}}}{V_{\text{total}}} \times 100 \%$$

$$\text{Solution: } 69 \text{ pm} \times \frac{1 \text{ m}}{10^{12} \text{ pm}} \times \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} = 6,9 \times 10^{-9} \text{ cm}$$

$$V = (4/3)\pi r^3 = (4/3)\pi(6,9 \times 10^{-9} \text{ cm})^3 = 1,376\,055\,28 \times 10^{-24} \text{ cm}^3$$

$$1,376\,055\,28 \times 10^{-24} \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 1,376\,055\,28 \times 10^{-27} \text{ L}$$

$$\frac{1,376\,055\,28 \times 10^{-27} \text{ L}}{\text{atome}} \times 2,69 \times 10^{22} \text{ atomes} = 3,701\,588\,707 \times 10^{-5} \text{ L}$$

Substituez dans l'équation du % V .

$$\% V_{\text{Ne}} = \frac{V_{\text{Ne}}}{V_{\text{total}}} \times 100 \% = \frac{3,701\,588\,707 \times 10^{-5}}{1} \times 100 \% = 3,701\,588\,707 \times 10^{-3} \% = 3,7 \times 10^{-3} \%$$

Vérifier: La solution indique que la séparation entre les atomes est très grande en phase gazeuse. Les unités (%) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct ($10^{-3}\%$); on sait que les gaz sont constitués surtout d'espace vide. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans 69 pm. Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 0.

- 1.66 **Données:** 24,0 kg de fil de cuivre; le fil est un cylindre de rayon = 1,63 mm
Information recherchée: résistance (Ω) **Autre:** $\rho_{\text{Cu}} = 8,96 \text{ g/cm}^3$; résistance = 2,061 Ω/km

Plan conceptuel: mm \rightarrow m \rightarrow cm et kg \rightarrow g puis

$$\frac{10^{-3} \text{ m}}{1 \text{ mm}} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \quad \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$\rho, m \rightarrow V$ puis $V, r \rightarrow l(\text{cm}) \rightarrow \text{m} \rightarrow \text{km} \rightarrow \Omega$

$$\rho = m/V \quad V = l\pi r^2 \quad \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}} \quad \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} \quad \frac{2,061 \Omega}{1 \text{ km}}$$

$$\text{Solution: } 1,63 \text{ mm} \times \frac{10^{-3} \text{ m}}{1 \text{ mm}} \times \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} = 0,163 \text{ cm} \quad 24,0 \text{ kg} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} = 2,40 \times 10^4 \text{ g}$$

puis $\rho = m/V$ Réorganisez l'équation en multipliant les deux membres par V pour obtenir $m = \rho V$ puis divisez-les par ρ .

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{2,40 \times 10^4 \text{ g}}{8,96 \text{ g/cm}^3} = 2,678\,571\,4 \times 10^3 \text{ cm}^3 \text{ puis } V = l\pi r^2$$

Réorganisez l'équation en divisant les deux membres par πr^2 pour obtenir

$$l = \frac{V}{\pi r^2} = \frac{2,678\,571\,4 \times 10^3 \text{ cm}^3}{\pi(0,163 \text{ cm})^2} = 3,209\,062\,3 \times 10^4 \text{ cm}$$

$$3,209\ 062\ 3 \times 10^4 \cancel{\text{cm}} \times \frac{1 \cancel{\text{m}}}{100 \cancel{\text{cm}}} \times \frac{1 \cancel{\text{km}}}{1000 \cancel{\text{m}}} \times \frac{2,061 \ \Omega}{1 \cancel{\text{km}}} = 0,661\ 387\ 7 \ \Omega = 0,661 \ \Omega$$

Vérier: Les unités (Ω) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct parce qu'on s'attend à une petite résistance pour un matériau qui est couramment utilisé pour le câblage électrique. Trois chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans 1,63 mm et 24,0 kg. Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 3.

1.67 **Données:** feuille d'aluminium; largeur (e) = 304 mm et épaisseur (h) = 0,016 mm; 1,10 kg

Information recherchée: longueur de la feuille **Autre:** $\rho_{\text{Al}} = 2,70 \text{ g/cm}^3$

Plan conceptuel: pour chaque dimension mm → **m** → **cm et kg** → **g puis**

$$\frac{10^{-3} \text{ m}}{1 \text{ mm}} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \quad \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

$\rho, m \rightarrow V$ puis $V, \text{ largeur, épaisseur} \rightarrow l(\text{cm}) \rightarrow \text{m}$

$$\rho = m/V \qquad V = l\pi^2 \frac{1 \text{ m}}{100 \text{ cm}}$$

Solution: $304 \cancel{\text{mm}} \times \frac{10^{-3} \cancel{\text{m}}}{1 \cancel{\text{mm}}} \times \frac{100 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{m}}} = 30,4 \text{ cm}$ et $0,016 \cancel{\text{mm}} \times \frac{10^{-3} \cancel{\text{m}}}{1 \cancel{\text{mm}}} \times \frac{100 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{m}}} = 0,0016 \text{ cm}$

$$1,10 \cancel{\text{kg}} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \cancel{\text{kg}}} = 1,10 \times 10^3 \text{ g} \quad \text{puis } \rho = m/V \text{ Réorganisez l'équation en multipliant les deux}$$

membres par V pour obtenir $m = \rho V$ puis divisez-les par ρ .

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{1,10 \times 10^3 \cancel{\text{g}}}{\frac{2,70 \cancel{\text{g}}}{1 \text{ cm}^3}} = 407,40741 \text{ cm}^3 \text{ puis } V = leh$$

Réorganisez l'équation en divisant les deux membres par (eh) pour obtenir

$$l = \frac{V}{eh} = \frac{407,40741 \text{ cm}^3}{(30,4 \text{ cm})(0,0016 \text{ cm})} = 8,37597 \times 10^3 \text{ cm}$$

$$\text{Puis } 8,37597 \times 10^3 \cancel{\text{cm}} \times \frac{1 \text{ m}}{100 \cancel{\text{cm}}} = 8,37597 \times 10^1 \text{ m} = 8,4 \times 10^1 \text{ m} = 84 \text{ m}$$

Vérier: Les unités (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct parce qu'on s'attend à une grande longueur de la feuille. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans 0,16 mm. Arrondissez vers le haut les derniers chiffres significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 7.

1.68 **Données:** $\rho_{\text{azote liquide}} = 0,808 \text{ g/mL}$; $\rho_{\text{azote gazeux}} = 1,15 \text{ g/L}$; 175 L d'azote liquide; dimensions de la pièce: 10,00 m \times 10,00 m \times 2,50 m

Information recherchée: fraction de l'air dans la pièce déplacée par l'azote gazeux

Plan conceptuel: pour chaque dimension

L → **mL puis V_{liquide} , $\rho_{\text{liquide}} \rightarrow m_{\text{liquide}}$ puis posez $m_{\text{liquide}} = m_{\text{gaz}}$ puis $m_{\text{gaz}}, \rho_{\text{gaz}} \rightarrow V_{\text{gaz}}$**

$$\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \qquad \rho = m/V \qquad \rho = m/V$$

puis calculez le $V_{\text{pièce}} \rightarrow \text{cm}^3 \rightarrow \text{L}$ puis calculez la fraction déplacée

$$V = leh \frac{(100 \text{ cm})^3}{(1 \text{ m})^3} \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} \qquad \frac{V_{\text{gaz}}}{V_{\text{pièce}}}$$

Solution: $175 \cancel{\text{L}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \cancel{\text{L}}} = 1,75 \times 10^5 \text{ mL}$ Résolvez pour m en multipliant les deux membres

de l'équation par V .

$$m = V\rho = 1,75 \times 10^5 \cancel{\text{mL}} \times \frac{0,808 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mL}}} = 1,414 \times 10^5 \text{ g d'azote liquide} = 1,414 \times 10^5 \text{ g d'azote gazeux}$$

$\rho = m/V$ Réorganisez l'équation en multipliant les deux membres par V et en les divisant par ρ .

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{1,414 \times 10^5 \cancel{\text{g}}}{1,15 \cancel{\text{g}}/\text{L}} = 1,229\,565 \times 10^5 \text{ L d'azote gazeux}$$

$$V_{\text{pièce}} = l \times e \times h = 10,00 \cancel{\text{m}} \times 10,00 \cancel{\text{m}} \times 2,50 \cancel{\text{m}} \times \frac{(100 \cancel{\text{cm}})^3}{(1 \cancel{\text{m}})^3} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \cancel{\text{cm}}^3} = 2,50 \times 10^5 \text{ L}$$

$$\frac{V_{\text{gaz}}}{V_{\text{pièce}}} = \frac{1,229565 \times 10^5 \cancel{\text{L}}}{2,50 \times 10^5 \cancel{\text{L}}} = 0,491\,826 = 0,492$$

Vérifier: Les unités (aucune) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct (0,5) parce qu'il y a un grand volume de liquide et la masse volumique du gaz est environ 1000 fois moindre que la masse volume du liquide. Trois chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans les masses volumiques et le volume donné du liquide.

- 1.69 **Données:** $\rho(\text{mercure à } 0,0 \text{ }^\circ\text{C}) = 13,596 \text{ g/cm}^3$; $\rho(\text{mercure à } 25,0 \text{ }^\circ\text{C}) = 13,534 \text{ g/cm}^3$; 3,380 g; diamètre du capillaire = 0,200 mm **Information recherchée:** hauteur de l'élévation du mercure

Plan conceptuel: à chaque température $m, \rho \rightarrow V$ puis $\text{mm} \rightarrow \text{m} \rightarrow \text{cm}$ puis $V, r \rightarrow h$

$$\rho = m/V \qquad \frac{1 \text{ m}}{1000 \text{ mm}} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \qquad V = \pi r^2 h$$

puis calculez la différence entre les deux hauteurs

Solution: $\rho = m/V$ Réorganisez l'équation en multipliant les deux membres par V et en les divisant par ρ . $V = \frac{m}{\rho}$

$$\text{à } 0,0 \text{ }^\circ\text{C} : V = \frac{m}{\rho} = \frac{3,380 \cancel{\text{g}}}{13,596 \cancel{\text{g}}/\text{cm}^3} = 0,248\,602\,53 \text{ cm}^3$$

$$\text{à } 25,0 \text{ }^\circ\text{C} : V = \frac{m}{\rho} = \frac{3,380 \cancel{\text{g}}}{13,534 \cancel{\text{g}}/\text{cm}^3} = 0,249\,741\,392 \text{ cm}^3$$

$$r = 0,100 \cancel{\text{mm}} \times \frac{1 \cancel{\text{m}}}{1000 \cancel{\text{mm}}} \times \frac{100 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{m}}} = 0,0100 \text{ cm puis } V = \pi r^2 h$$

Réorganisez l'équation en divisant les deux membres par πr^2 . $h = \frac{V}{\pi r^2}$

$$\text{à } 0,0 \text{ }^\circ\text{C} : h = \frac{V}{\pi r^2} = \frac{0,248\,602\,53 \text{ cm}^3}{\pi(0,0100 \text{ cm})^2} = 791,326\,430\,3 \text{ cm}$$

$$\text{et à } 25,0 \text{ }^\circ\text{C} : h = \frac{V}{\pi r^2} = \frac{0,249\,741\,392 \text{ cm}^3}{\pi(0,0100 \text{ cm})^2} = 794,951\,540\,6 \text{ cm}$$

La différence de hauteur est $794,951\,540\,6 - 791,326\,430\,3 = 3,625\,110\,329\text{ cm} = 3,6\text{ cm}$

Vérier: Les unités (cm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct (0,9) parce que le changement de température est relativement petit et que les deux masses volumiques sont très près l'une de l'autre. Un seul chiffre significatif est permis parce que les hauteurs ont quatre chiffres significatifs; l'erreur se situe donc dans les dixièmes.

PROBLÈMES DÉFIS

- 1.70 **Données:** masse du trou noir (TN) = 1×10^3 soleils; rayon du trou noir = la moitié du rayon de la Lune.
Information recherchée: masse volumique (g/cm^3)
Autre: rayon du Soleil = $7,0 \times 10^5\text{ km}$; masse volumique moyenne du Soleil = $1,4 \times 10^3\text{ kg}/\text{m}^3$;
 diamètre de la Lune = $D_{\text{Lune}} = 2,16 \times 10^3\text{ mi}$

Plan conceptuel: $\rho_{\text{TN}} = m_{\text{TN}}/V_{\text{TN}}$

Calculez

$$m_{\text{TN}}: r_{\text{Soleil}} \rightarrow V_{\text{Soleil}} \text{ km}^3 \text{ Soleil} \rightarrow m_{\text{Soleil}} \text{ puis } m_{\text{Soleil}} \rightarrow m_{\text{TN}} \text{ kg} \rightarrow \text{g}$$

$$V = (4/3)\pi r^3 \quad \frac{(1000\text{ m})^3}{(1\text{ km})^3} \quad \rho_{\text{Soleil}} = \frac{m_{\text{Soleil}}}{V_{\text{Soleil}}} \quad m_{\text{TN}} = (1 \times 10^3)m_{\text{Soleil}} \frac{1000\text{ g}}{1\text{ kg}}$$

Calculez

$$V_{\text{TN}}: \rho_{\text{Lune}} \rightarrow r_{\text{Lune}} \rightarrow r_{\text{TN}} \text{ mi} \rightarrow \text{km} \rightarrow \text{m} \rightarrow \text{cm} \text{ puis } r \rightarrow V$$

$$r_{\text{Lune}} = 1/2 D_{\text{Lune}} \quad r_{\text{TN}} = 1/2 r_{\text{Lune}} \quad \frac{1\text{ km}}{0,6214\text{ mi}} \quad \frac{1000\text{ m}}{1\text{ km}} \quad \frac{100\text{ cm}}{1\text{ m}} \quad V = (4/3)\pi r^3$$

Substituez dans $\rho_{\text{TN}} = m_{\text{TN}}/V_{\text{TN}}$

Solution: Calculez m_{TN} : $V_{\text{Soleil}} = (4/3)\pi r_{\text{Soleil}}^3 = (4/3)\pi(7,0 \times 10^5\text{ km})^3 = 1,436\,755\,04 \times 10^{18}\text{ km}^3$

$$1,436\,755\,04 \times 10^{18} \text{ km}^3 \times \frac{(1000\text{ m})^3}{(1\text{ km})^3} = 1,436\,755\,04 \times 10^{27}\text{ m}^3$$

$\rho_{\text{Soleil}} = m_{\text{Soleil}}/V_{\text{Soleil}}$ Résolvez pour m en multipliant les deux membres de l'équation par V_{Soleil} .

$$m_{\text{Soleil}} = V_{\text{Soleil}}\rho_{\text{Soleil}}$$

$$m_{\text{Soleil}} = (1,436\,755\,04 \times 10^{27}\text{ m}^3)(1,4 \times 10^3\text{ kg}/\text{m}^3) = 2,011\,457\,056 \times 10^{30}\text{ kg}$$

$$m_{\text{TN}} = (1 \times 10^3)m_{\text{Soleil}} = (1 \times 10^3) \times (2,011\,457\,056 \times 10^{30}\text{ kg}) = 2,011\,457\,056 \times 10^{33}\text{ kg}$$

$$2,011\,457\,056 \times 10^{33}\text{ kg} \times \frac{1000\text{ g}}{1\text{ kg}} = 2,011\,457\,056 \times 10^{36}\text{ g}$$

Calculez V_{TN} :

$$r_{\text{Lune}} = \frac{1}{2}D_{\text{Lune}} = \frac{1}{2}(2,16 \times 10^3\text{ mi}) = 1,08 \times 10^3\text{ mi}$$

$$r_{\text{TN}} = \frac{1}{2}r_{\text{Lune}} = \frac{1}{2}(1,08 \times 10^3\text{ mi}) = 540, \text{ mi}$$

$$540, \text{ mi} \times \frac{1\text{ km}}{0,6214\text{ mi}} \times \frac{1000\text{ m}}{1\text{ km}} \times \frac{100\text{ cm}}{1\text{ m}} = 8,690\,054\,7 \times 10^7\text{ cm}$$

$$V = (4/3)\pi r^3 = (4/3)\pi(8,690\,054\,7 \times 10^7\text{ cm})^3 = 2,748\,882\,27 \times 10^{24}\text{ cm}^3$$

Substituez dans

$$\rho_{\text{TN}} = \frac{m_{\text{TN}}}{V_{\text{TN}}} = \frac{2,011\,457\,056 \times 10^{36}\text{ g}}{2,748\,882\,27 \times 10^{24}\text{ cm}^3} = 7,317\,363\,42 \times 10^{11} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 7,3 \times 10^{11} \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Vérifier: Les unités (g/cm^3) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct (10^{12}) parce qu'on s'attend à des nombres extrêmement élevés pour les trous noirs. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans le rayon du Soleil ($7,0 \times 10^5 \text{ km}$) et la masse volumique moyenne du Soleil ($1,4 \times 10^3 \text{ kg}/\text{m}^3$). Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 4.

- 1.71 **Données:** $8,8 \text{ mg CO}/\text{m}^3$; période de 8 h **Information recherchée:** milligrammes de monoxyde de carbone
Autre: $0,50 \text{ L}$ d'air par cycle respiratoire; 20 inspirations par minute; le monoxyde de carbone a une masse volumique de $1,2 \text{ g}/\text{L}$

Plan conceptuel: h \rightarrow min \rightarrow inspirations \rightarrow L air \rightarrow m^3 air \rightarrow mg CO

$$\frac{60 \text{ min}}{\text{h}} \quad \frac{20 \text{ inspirations}}{1 \text{ min}} \quad \frac{0,50 \text{ L air}}{1 \text{ inspiration}} \quad \frac{1 \text{ m}^3 \text{ air}}{1000 \text{ L air}} \quad \frac{8,8 \text{ mg CO}}{\text{m}^3 \text{ air}}$$

Solution:

$$8 \text{ h} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \times \frac{20 \text{ inspirations}}{1 \text{ min}} \times \frac{0,50 \text{ L air}}{1 \text{ inspiration}} \times \frac{1 \text{ m}^3 \text{ air}}{1000 \text{ L air}} \times \frac{8,8 \text{ mg CO}}{1 \text{ m}^3 \text{ air}} = 42,24 \text{ mg CO} = 4 \times 10^1 \text{ mg CO}$$

Vérifier: Les unités (mg) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble correct (40 mg de CO) parce qu'on s'attend à ce que l'inhalation de CO soit plus élevée sur une période de 8 h, comparé à une heure. Un chiffre significatif est permis dans la réponse parce que le facteur de conversion ayant le moins de précision est celui de 20 inspirations par minute (1 chiffre significatif) et celui de 8 h (1 chiffre significatif). Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 2.

- 1.72 **Données:** nanoconteneurs cubiques dont le côté mesure 25 nm
Informations recherchées: (a) volume d'un nanoconteneur (NC); (b) masse d'oxygène que chaque nanoconteneur peut contenir; (c) masse d'oxygène qu'un humain inhale par heure; (d) nombre minimum de nanoconteneurs par heure; (e) volume minimum occupé par les nanoconteneurs.
Autre: (oxygène sous pression) = $85 \text{ g}/\text{L}$; $0,28 \text{ g O}_2$ par litre d'air normal; un humain inhale en moyenne environ $0,50 \text{ L}$ d'air par inspiration au rythme d'environ 20 par minute; volume total de sang chez un adulte = $\sim 5 \text{ L}$

Plan conceptuel:

(a) nm \rightarrow m \rightarrow cm puis l \rightarrow V_{NC} puis cm^3 \rightarrow L

$$\frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \quad V_{\text{NC}} = l^3 \quad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3}$$

(b) L \rightarrow g O_2 sous pression

$$\frac{85 \text{ g O}_2}{V_{\text{NC}}}$$

(c) h \rightarrow min \rightarrow inspiration \rightarrow L_{air} \rightarrow g O_2

$$\frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \quad \frac{20 \text{ inspirations}}{1 \text{ min}} \quad \frac{0,50 \text{ L air}}{1 \text{ inspiration}} \quad \frac{0,28 \text{ g O}_2}{1 \text{ L air}}$$

(d) g O_2 \rightarrow nombre de NC

$$\frac{V_{\text{NC}}}{\text{g O}_2 \text{ de la partie (b)}}$$

(e) nombre de NC \rightarrow volume total des NC

$$V_{\text{NC}}$$

Solution:

$$(a) \quad l = 25 \cancel{\mu\text{m}} \times \frac{1 \cancel{\mu\text{m}}}{10^9 \cancel{\mu\text{m}}} \times \frac{100 \text{ cm}}{1 \cancel{\mu\text{m}}} = 2,5 \times 10^{-6} \text{ cm}$$

$$V_{\text{NC}} = l^3 = (2,5 \times 10^{-6} \text{ cm})^3 = 1,5625 \times 10^{-17} \cancel{\text{cm}^3} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \cancel{\text{cm}^3}} = 1,5625 \times 10^{-20} \text{ L} = 1,6 \times 10^{-20} \text{ L par NC}$$

$$(b) \quad 1,5625 \times 10^{-20} \text{ L} \times \frac{85 \text{ g O}_2}{\text{L}} = 1,328\,125 \times 10^{-18} \text{ g O}_2 \text{ par NC}$$

$$= 1,3 \times 10^{-18} \text{ g O}_2 \text{ par NC}$$

$$(c) \quad 1 \cancel{\text{h}} \times \frac{60 \cancel{\text{min}}}{1 \cancel{\text{h}}} \times \frac{20 \text{ inspirations}}{1 \cancel{\text{min}}} \times \frac{0,50 \cancel{\text{L air}}}{1 \cancel{\text{inspiration}}} \times \frac{0,28 \text{ g O}_2}{1 \cancel{\text{L air}}} = 1,68 \times 10^2 \text{ g O}_2 = 1,7 \times 10^2 \text{ g O}_2$$

$$(d) \quad 1,68 \times 10^2 \cancel{\text{g O}_2} \times \frac{1 \text{ NC}}{1,3 \times 10^{-18} \cancel{\text{g O}_2}} = 1,292\,307\,692 \times 10^{20} \text{ NC} = 1,3 \times 10^{20} \text{ NC}$$

$$(e) \quad 1,292\,307\,692 \times 10^{20} \cancel{\text{NC}} \times \frac{1,5625 \times 10^{-20} \text{ L}}{1 \cancel{\text{NC}}} = 2,019\,230\,769 \text{ L} = 2,0 \text{ L}$$

Ce volume est beaucoup trop grand pour être réaliste parce que le volume total de sang chez un adulte est en moyenne d'environ 5 L.

Vérier:

- Les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^{-20}) a du sens sur le plan physique parce que ce sont des contenants extrêmement petits. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans les dimensions initiales (25 nm – deux chiffres significatifs). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 6.
- Les unités (g) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^{-18}) a du sens sur le plan physique parce que ce sont des contenants extrêmement petits et que très peu de molécules peuvent s'y loger. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans les dimensions initiales (25 nm) et la concentration donnée (85 g/L) – 2 chiffres significatifs chacun. Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 2.
- Les unités (g d'oxygène) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^2) a du sens sur le plan physique à cause des facteurs de conversions impliqués et le fait que l'air n'est pas très dense. Deux chiffres significatifs sont permis parce que c'est ce qui est énoncé dans le problème. Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 8.
- Les unités (nanoconteneurs) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (10^{20}) a du sens sur le plan physique parce que ce sont des contenants extrêmement petits et que nous avons besoin d'une quantité macroscopique d'oxygène dans ces nanoconteneurs. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans les deux quantités utilisées dans les calculs – 2 chiffres significatifs). Arrondissez le dernier chiffre vers le haut parce que le premier chiffre non significatif est un 9.
- Les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (2) a du sens sur le plan physique en raison de la grandeur des nombres dans cette étape. Deux chiffres significatifs sont permis pour refléter les chiffres significatifs dans les deux quantités utilisées dans les calculs – 2 chiffres significatifs. Supprimez les chiffres non significatifs parce que le premier chiffre non significatif est un 1.

- 1.73 Étant donné que la personne pèse 155 lb et qu'elle a une masse volumique de 1,0 g/cm³ on peut calculer le volume de la personne de la façon suivante:

$$155 \cancel{\text{lb}} \times \frac{453,59 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{lb}}} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1,0 \cancel{\text{g}}} = 7,030\,645 \times 10^4 \text{ cm}^3$$

En supposant que le volume d'une personne est représenté par un cylindre de 4,0 pi de hauteur, $V = l\pi^2$. En réarrangeant l'équation, résolvez pour r :

$$r = \left(\frac{V}{l\pi} \right)^{\frac{1}{2}} = \sqrt{\frac{7,030\,645 \times 10^4 \text{ cm}^3}{4,0 \cancel{\text{pi}} \times \frac{30,48 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{pi}}} \times \pi}} = 13,548\,31 \text{ cm}$$

La circonférence est $2\pi r = 2\pi(13,548\,31 \text{ cm}) = 85,126\,55 \text{ cm}$. Lorsqu'une personne accumule 40,0 lb de graisse, le volume augmente de

$$40,0 \cancel{\text{lb}} \times \frac{453,59 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{lb}}} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{0,918 \cancel{\text{g}}} = 1,976\,43 \times 10^4 \text{ cm}^3$$

Le nouveau volume est alors de $7,030\,645 \times 10^4 \text{ cm}^3 + 1,976\,43 \times 10^4 \text{ cm}^3 = 9,007\,08 \times 10^4 \text{ cm}^3$. Donc, le nouveau rayon devient

$$r = \left(\frac{V}{l\pi} \right)^{\frac{1}{2}} = \sqrt{\frac{9,007\,08 \times 10^4 \text{ cm}^3}{4,0 \cancel{\text{pi}} \times \frac{30,48 \text{ cm}}{1 \cancel{\text{pi}}} \times \pi}} = 15,334\,85 \text{ cm}, \text{ et la nouvelle circonférence est}$$

$$2\pi r = 2\pi(15,334\,85 \text{ cm}) = 96,351\,70 \text{ cm}.$$

Le pourcentage d'augmentation de la circonférence est

$$\frac{96,351\,70 \text{ cm} - 85,126\,55 \text{ cm}}{85,126\,55 \text{ cm}} \times 100 \% = 13,1864 \% = 13 \%$$

- 1.74 Supposons que toutes les sphères ont la même taille. Soit x = le pourcentage des sphères de cuivre (exprimé sous forme de fraction); alors, le volume du cuivre = $(427 \text{ cm}^3)x$ et le volume de plomb = $(427 \text{ cm}^3)(1 - x)$.

Étant donné que la masse volumique du cuivre est de 8,96 g/cm³, la masse de cuivre

$$= (427 \cancel{\text{cm}^3})x \times \frac{8,96 \text{ g}}{\cancel{\text{cm}^3}} = 3825,92(x) \text{ g}.$$

Étant donné que la masse volumique du plomb est de 11,4 g/cm³, la masse de plomb

$$= (427 \cancel{\text{cm}^3})(1 - x) \times \frac{11,46 \text{ g}}{\cancel{\text{cm}^3}} = 4893,42(1 - x) \text{ g}.$$

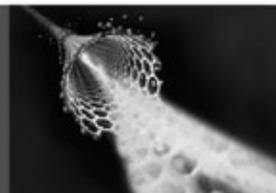
Comme la masse totale est de 4,36 kg = 4360 g, $4360 \text{ g} = 3825,92(x) \text{ g} + 4893,42(1 - x) \text{ g}$. En résolvant pour x , $1067,50(x) \text{ g} = 533,42 \text{ g} \rightarrow x = 0,499\,691$, ou 50% des sphères sont en cuivre.

Vérifier: Cette réponse a du sens parce que la masse volumique moyenne des sphères = $4360 \text{ g}/427 \text{ cm}^3 = 10,2 \text{ g/cm}^3$ et la moyenne de la masse volumique du cuivre et de la masse volumique du plomb = $(8,96 + 11,4)/2 \text{ g/cm}^3 = 10,2 \text{ g/cm}^3$.

PROBLÈMES CONCEPTUELS

- 1.75 Non. Étant donné que le contenant est scellé, les atomes et les molécules peuvent se déplacer, mais ils ne peuvent pas s'échapper. Si aucun atome ou molécule ne s'échappe, la masse doit être constante.
- 1.76 (c) est la meilleure représentation. Lorsque de dioxyde de carbone solide (glace sèche) se sublime, il change de phase en passant de solide à gaz. Les changements de phase sont des changements physiques, de sorte qu'aucune liaison moléculaire n'est rompue. Ce diagramme montre les molécules avec un atome de carbone et deux atomes d'oxygène liés ensemble dans chaque molécule. Les autres diagrammes n'ont pas de molécules de dioxyde de carbone.
- 1.77 Pour déterminer quel est le nombre le plus grand, il faut comparer les unités. Il y a un facteur 1000 entre les grammes et les kilogrammes dans le numérateur. Il y a un facteur de $(100)^3$, ou 1 000 000, entre un centimètre cube et un mètre cube. Ce deuxième facteur prédomine fortement sur le premier facteur. Par conséquent, la substance A avec une masse volumique de $1,7 \text{ g/cm}^3$ est plus dense que la substance B avec une masse volumique de $1,7 \text{ kg/m}^3$.
- 1.78 Rappelez-vous que la masse volumique = masse/volume.
- (a) Le bloc de couleur foncée a une masse plus grande, mais un volume plus petit; il est donc plus dense que le bloc de couleur pâle.
- (b) Le bloc de couleur pâle est plus lourd que le bloc de couleur foncée, et les deux blocs ont le même volume; le bloc de couleur pâle est donc plus dense.
- (c) Le bloc le plus gros est le bloc le plus lourd, de sorte qu'on ne peut pas déterminer quel bloc est le plus dense avec cette information.
- 1.79 Rappelez-vous qu'une observation est l'information recueillie lors de l'étude d'un phénomène. Une loi est un énoncé concis qui résume les observations passées et prédit les futures. Une théorie tente d'expliquer pourquoi un comportement observé se produit.
- (a) Cet énoncé correspond le mieux à une loi parce qu'il résume de nombreuses observations et peut expliquer un comportement futur – de nombreux endroits et de nombreux jours.
- (b) Cet énoncé est une théorie parce qu'il propose une explication (l'attraction gravitationnelle).
- (c) Cet énoncé correspond le mieux à une observation parce que c'est une information recueillie pour comprendre le comportement des marées.
- (d) Cet énoncé correspond le mieux à une loi parce qu'il résume de nombreuses observations et peut expliquer un comportement futur – de nombreux endroits et de nombreux jours et mois.

CHAPITRE 2



ATOMES, ÉLÉMENTS ET COMPOSÉS

PROBLÈMES PAR SUJET

Atomes, isotopes et ions (2.2)

2.1 Données: masse du proton

Information recherchée: nombre d'électrons dans une masse égale

Plan conceptuel: masse du proton \rightarrow nombre d'électrons

$$\frac{1 \text{ électron}}{9,109\,38 \times 10^{-31} \text{ kg}}$$

$$\text{Solution: } 1,672\,62 \times 10^{-27} \text{ kg} \times \frac{1 \text{ électron}}{9,109\,38 \times 10^{-31} \text{ kg}} = 1,836\,15 \times 10^3 \text{ électrons}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (électrons) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la masse de l'électron est beaucoup plus petite que celle du proton.

- 2.2 (a) Vrai: Les protons et les électrons ont des charges égales et opposées.
(b) Vrai: Les protons et les électrons ont des charges opposées, par conséquent ils s'attirent les uns les autres.
(c) Vrai: La masse de l'électron est beaucoup plus petite que celle du neutron.
(d) Faux: La masse du proton et la masse du neutron sont à peu près les mêmes.
- 2.3 (a) Vrai: Les protons et les électrons ont des charges égales et opposées.
(b) Vrai: La masse du proton et la masse du neutron sont à peu près les mêmes.
(c) Faux: Tous les atomes renferment des protons. L'élément le plus léger, l'hydrogène, contient 1 proton.
(d) Faux: Les protons portent des charges positives, alors que les neutrons sont neutres.
- 2.4 Pour chacun des isotopes, déterminez Z (le nombre de protons) à partir du tableau périodique et déterminez A (protons + neutrons). Puis écrivez le symbole de la forme ${}^A_Z\text{X}$.
- (a) L'isotope du sodium ayant 12 neutrons: $Z = 11$; $A = 11 + 12 = 23$. ${}^{23}_{11}\text{Na}$
(b) L'isotope de l'oxygène ayant 8 neutrons: $Z = 8$; $A = 8 + 8 = 16$. ${}^{16}_8\text{O}$
(c) L'isotope de l'aluminium ayant 14 neutrons: $Z = 13$; $A = 13 + 14 = 27$. ${}^{27}_{13}\text{Al}$
(d) L'isotope de l'iode ayant 74 neutrons: $Z = 53$; $A = 53 + 74 = 127$. ${}^{127}_{53}\text{I}$
- 2.5 (a) L'isotope de l'argon ayant 22 neutrons: $Z = 18$; $A = 18 + 22 = 40$. Ar-40
(b) L'isotope du plutonium ayant 145 neutrons: $Z = 94$; $A = 94 + 145 = 239$. Pu-239
(c) L'isotope du phosphore ayant 16 neutrons: $Z = 15$; $A = 15 + 16 = 31$. P-31
(d) L'isotope du fluor ayant 10 neutrons: $Z = 9$; $A = 9 + 10 = 19$. F-19
- 2.6 (a) ${}^{14}_7\text{N}$: $Z = 7$; $A = 14$; protons = $Z = 7$; neutrons = $A - Z = 14 - 7 = 7$.
(b) ${}^{23}_{11}\text{Na}$: $Z = 11$; $A = 23$; protons = $Z = 11$; neutrons = $A - Z = 23 - 11 = 12$.
(c) ${}^{222}_{86}\text{Rn}$: $Z = 86$; $A = 222$; protons = $Z = 86$; neutrons = $A - Z = 222 - 86 = 136$.
(d) ${}^{208}_{82}\text{Pb}$: $Z = 82$; $A = 208$; protons = $Z = 82$; neutrons = $A - Z = 208 - 82 = 126$.
(e) ${}^{40}_{19}\text{K}$: $Z = 19$; $A = 40$; protons = $Z = 19$; neutrons = $A - Z = 40 - 19 = 21$.

- (f) ${}_{88}^{226}\text{Ra}$: $Z = 88$; $A = 226$; protons = $Z = 88$; neutrons = $A - Z = 226 - 88 = 138$.
- (g) ${}_{43}^{99}\text{Tc}$: $Z = 43$; $A = 99$; protons = $Z = 43$; neutrons = $A - Z = 99 - 43 = 56$.
- (h) ${}_{15}^{33}\text{P}$: $Z = 15$; $A = 33$; protons = $Z = 15$; neutrons = $A - Z = 33 - 15 = 18$.
- 2.7 Carbone-14: $A = 14$, $Z = 6$: ${}_{6}^{14}\text{C}$ Nb. de protons = $Z = 6$ Nb. de neutrons = $A - Z = 14 - 6 = 8$
- 2.8 Uranium-235: $A = 235$, $Z = 92$: ${}_{92}^{235}\text{U}$ Nb. de protons = $Z = 92$
Nb. de neutrons = $A - Z = 235 - 92 = 143$
- 2.9 Dans un atome neutre, le nombre de protons = le nombre d'électrons = Z . Pour un ion, les électrons sont perdus (cations) ou gagnés (anions).
- (a) Ni^{2+} : $Z = 28 =$ protons; $Z - 2 = 26 =$ électrons.
- (b) S^{2-} : $Z = 16 =$ protons; $Z + 2 = 18 =$ électrons.
- (c) Br^{-} : $Z = 35 =$ protons; $Z + 1 = 36 =$ électrons.
- (d) Cr^{3+} : $Z = 24 =$ protons; $Z - 3 = 21 =$ électrons.
- (e) Al^{3+} : $Z = 13 =$ protons; $Z - 3 = 10 =$ électrons.
- (f) Se^{2-} : $Z = 34 =$ protons; $Z + 2 = 36 =$ électrons.
- (g) Ga^{3+} : $Z = 31 =$ protons; $Z - 3 = 28 =$ électrons.
- (h) Sr^{2+} : $Z = 38 =$ protons; $Z - 2 = 36 =$ électrons.
- 2.10 Les atomes des métaux des groupes principaux cèdent des électrons pour former un cation avec un nombre d'électrons identique à celui du gaz noble qui le précède.
Les atomes des non-métaux acceptent des électrons pour former un anion avec un nombre d'électrons identique à celui du gaz noble qui le suit.
- (a) O^{2-} O est un non-métal et il possède 8 électrons. Il gagne des électrons pour former un anion. Le gaz noble le plus proche est le néon qui a 10 électrons, donc O gagne 2 électrons.
- (b) K^{+} K est un métal d'un groupe principal et il a 19 électrons. Il perd des électrons pour former un cation. Le gaz noble le plus proche est l'argon qui a 18 électrons, donc K perd 1 électron.
- (c) Al^{3+} Al est un métal d'un groupe principal et il a 13 électrons. Il perd des électrons pour former un cation. Le gaz noble le plus proche est le néon qui a 10 électrons, donc Al perd 3 électrons.
- (d) Rb^{+} Rb est un métal d'un groupe principal et il a 37 électrons. Il perd des électrons pour former un cation. Le gaz noble le plus proche est le krypton qui a 36 électrons, donc Rb perd 1 électron.
- (e) Mg^{2+} Mg est un métal d'un groupe principal et il a 12 électrons. Il perd des électrons pour former un cation. Le gaz noble le plus proche est le néon qui a 10 électrons, donc Mg perd 2 électrons.
- (f) N^{3-} N est un non-métal et il possède 7 électrons. Il gagne des électrons pour former un anion. Le gaz noble le plus proche est le néon qui a 10 électrons, donc N gagne 3 électrons.
- (g) F^{-} F est un non-métal et il possède 9 électrons. Il gagne des électrons pour former un anion. Le gaz noble le plus proche est le néon qui a 10 électrons, donc O gagne 1 électron.
- (h) Na^{+} Na est un métal d'un groupe principal et il a 11 électrons. Il perd des électrons pour former un cation. Le gaz noble le plus proche est le néon qui a 10 électrons, donc Na perd 1 électron.
- 2.11 Les atomes des métaux des groupes principaux cèdent des électrons pour former un cation avec un nombre d'électrons identique à celui du gaz noble précédent le plus proche. Les atomes des périodes 4 et plus perdent des électrons pour former le même ion que l'élément situé au-dessus d'eux dans le groupe.

Les atomes des non-métaux acceptent des électrons pour former un anion avec un nombre d'électrons identique à celui du gaz noble le plus proche.

Symbole	Ion formé	Nombre d'électrons	Nombres de protons
Ca	Ca ²⁺	18	20
Be	Be ²⁺	2	4
Se	Se ²⁻	36	34
In	In ³⁺	46	49

- 2.12 Les atomes des métaux des groupes principaux cèdent des électrons pour former un cation avec un nombre d'électrons identique à celui du gaz noble précédent le plus proche.

Les atomes des non-métaux acceptent des électrons pour former un anion avec un nombre d'électrons identique à celui du gaz noble le plus proche.

Symbole	Ion formé	Nombre d'électrons	Nombres de protons
Cl	Cl ⁻	18	17
Te	Te ²⁻	54	52
Br	Br ⁻	36	35
Sr	Sr ²⁺	36	38

Tableau périodique et masse atomique (2.3 et 2.4)

- 2.13 (a) Na Le sodium est un métal.
 (b) Mg Le magnésium est un métal.
 (c) Br Le brome est un non-métal.
 (d) N L'azote est un non-métal.
 (e) As L'arsenic est un métalloïde.
- 2.14 (a) Plomb Pb est un métal.
 (b) Iode I est un non-métal.
 (c) Potassium K un métal.
 (d) Argent Ag est un métal.
 (e) Xénon Xe est un non-métal.
- 2.15 (a) Tellure Te fait partie du groupe VI A et c'est un élément d'un groupe principal.
 (b) Potassium K fait partie du groupe I A et c'est un élément d'un groupe principal.
 (c) Vanadium V fait partie du groupe V B et c'est un élément de transition.
 (d) Manganèse Mn fait partie du groupe VII B et c'est un élément de transition.
- 2.16 (a) Cr Le chrome fait partie du groupe VI B et c'est un élément de transition.
 (b) Br Le brome fait partie du groupe VII A et c'est un élément d'un groupe principal.
 (c) Mo Le molybdène fait partie du groupe VI B et c'est un élément de transition.
 (d) Cs Le césium fait partie du groupe I A et c'est un élément d'un groupe principal.
- 2.17 (a) Sodium Na fait partie du groupe I A et c'est un métal alcalin.
 (b) Iode I fait partie du groupe VII A et c'est un halogène.
 (c) Calcium Ca fait partie du groupe II A et c'est un métal alcalinoterreux.
 (d) Baryum Ba fait partie du groupe II A et c'est un métal alcalinoterreux.
 (e) Krypton Kr fait partie du groupe VIII A et c'est un gaz noble.

- 2.18 (a) F Le fluor fait partie du groupe VII A et c'est un halogène.
 (b) Sr Le strontium fait partie du groupe II A et c'est un métal alcalinoterreux.
 (c) K Le potassium fait partie du groupe II A et c'est un métal alcalin.
 (d) Ne Le néon fait partie du groupe VIII A et c'est un gaz noble.
 (e) At L'astate fait partie du groupe VII A et c'est un halogène.
- 2.19 (a) N et Ni ne sont pas semblables. L'azote est un non-métal; le nickel est un métal.
 (b) Mo et Sn ne sont pas les plus semblables. Bien que les deux soient des métaux, le molybdène est un métal de transition et l'étain est un métal d'un groupe principal.
 (c) Na et Mg ne sont pas semblables. Bien que les deux soient des métaux d'un groupe principal, le sodium fait partie du groupe I A et le magnésium, du groupe II A.
 (d) Cl et F sont les plus semblables. Le chlore et le fluor font tous les deux partie du groupe VII A. Les éléments appartenant à un même groupe ont des propriétés chimiques semblables.
 (e) Si et P ne sont pas les plus semblables. Le silicium est un métalloïde et le phosphore est un non-métal.
- 2.20 (a) L'azote et l'oxygène ne sont pas les plus semblables. Bien que les deux soient des non-métaux, N fait partie du groupe V A et O, du groupe VI A.
 (b) Le titane et le gallium ne sont pas les plus semblables. Bien que les deux soient des métaux, Ti est un métal de transition et Ga est un métal d'un groupe principal.
 (c) Le lithium et le sodium sont les plus semblables. Li et Na sont tous les deux dans le groupe I A. Les éléments appartenant à un même groupe ont des propriétés chimiques semblables.
 (d) Le germanium et l'arsenic ne sont pas les plus semblables. Ge et As sont tous les deux des métalloïdes et partagent certaines propriétés, mais Ge fait partie du groupe IV A et As, du groupe V A.
 (e) L'argon et le brome ne sont pas les plus semblables. Bien qu'ils soient tous les deux des non-métaux, Ar fait partie du groupe VIII A et Br, du groupe VII A.

2.21 **Données:** Rb-85: masse = 84,9118 u, 72,15 %; Rb-87: masse = 86,9092 u, 27,85 %

Information recherchée: Masse atomique de Rb

Plan conceptuel: % d'abondance → fraction puis trouvez la masse atomique

$$\frac{\% \text{ d'abondance}}{100} \quad \text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution: Fraction de Rb-85 = $\frac{72,15}{100} = 0,7215$ Fraction de Rb-87 = $\frac{27,85}{100} = 0,2785$

$$\begin{aligned} \text{Masse atomique} &= \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n) \\ &= 0,7215(84,9118 \text{ u}) + 0,2785(86,9092 \text{ u}) = 85,47 \text{ u} \end{aligned}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (u) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la valeur se situe entre 84,9118 u et 86,9092 u et est plus proche de 84,9118 u, qui a un % d'abondance plus élevé.

2.22 **Données:** Si-28: masse = 27,9759 u, 92,2 %; Si-29: masse = 28,9765 u, 4,67%; Si-30: masse = 29,9737 u, 3,10 %

Information recherchée: Masse atomique de Si

Plan conceptuel: % d'abondance → fraction puis trouvez la masse atomique

$$\frac{\% \text{ d'abondance}}{100} \quad \text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution: Fraction de Si-28 = $\frac{92,2}{100} = 0,922$ Fraction de Si-29 = $\frac{4,67}{100} = 0,0467$

Fraction de Si-30 = $\frac{3,10}{100} = 0,0310$

Masse atomique = $\sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$
 $= 0,922(27,9769 \text{ u}) + 0,0467(28,9765 \text{ u}) + 0,0310(29,9737 \text{ u}) = 28,1 \text{ u}$

Vérifier: Les unités de la réponse (u) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la valeur se situe entre 27,9769 u et 29,9737 u et est plus proche de 27,9769 u, qui a un % d'abondance plus élevé.

2.23 **Données:** Isotope-1 masse = 120,9038 u, 57,4 %. Isotope-2 masse = 122,9042 u

Informations recherchées: masse atomique et identification de l'élément

Plan conceptuel: % d'abondance de l'isotope-1 → % d'abondance de l'isotope-2

$$100\% - \% \text{ abondance isotope-1}$$

puis % d'abondance → fraction puis trouvez la masse atomique

$$\frac{\% \text{ d'abondance}}{100} \quad \text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution: 100,0 % – 57,4 % isotope-1 = 42,6 % isotope-2

Fraction isotope-1 = $\frac{57,4}{100} = 0,574$ Fraction isotope-2 = $\frac{42,6}{100} = 0,426$

Masse atomique = $\sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$
 $= 0,574(120,9038 \text{ u}) + 0,426(122,9042 \text{ u}) = 121,8 \text{ u}$

D'après le tableau périodique, Sb a une masse de 121,757 u; c'est la masse la plus proche, par conséquent l'élément est l'antimoine.

Vérifier: Les unités de la réponse (u) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que cette valeur se situe entre 120,9038 et 122,9042 et est à mi-chemin entre ces deux masses, mais légèrement inférieure, parce que la masse la plus petite a une abondance légèrement plus grande.

2.24 **Données:** $m_{\text{Br-81}} = 80,9163 \text{ u}$, 49,31 %; masse atomique Br = 79,904 u

Information recherchée: $m_{\text{Br-79}}$ et abondance

Plan conceptuel: % d'abondance de Br-79% → % d'abondance de Br-79

$$100\% - \% \text{ abondance isotope-1}$$

puis % d'abondance → fraction → puis $m_{\text{Br-79}}$

$$\frac{\% \text{ d'abondance}}{100} \quad \text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution: 100,00 % – 49,31 % = 50,69 %

Fraction Br-79 = $\frac{50,69}{100} = 0,5069$ Fraction Br-81 = $\frac{49,31}{100} = 0,4931$

Masse atomique = $\sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$

$79,904 \text{ u} = 0,5069(m_{\text{Br-79}}) + 0,4931(80,9163 \text{ u})$

$m_{\text{Br-79}} = 78,92 \text{ u}$

Vérifier: Les unités de la réponse (u) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que cette masse est inférieure à la masse atomique moyenne comme il fallait s'y attendre puisque la masse du deuxième isotope (Br-81) est supérieure à cette valeur moyenne.

Liaisons, éléments et composés (2.5, 2.6 et 2.7)

- 2.25 (a) Covalente (d) Ionique (g) Covalente (j) Ionique
 (b) Ionique (e) Métallique (h) Métallique (k) Covalente
 (c) Métallique (f) Covalente (i) Covalente
- 2.26 (a) Le néon est un élément et ce n'est pas un des éléments qui existent sous forme de molécules diatomiques; par conséquent, c'est un élément atomique.
 (b) Le fluor est un des éléments qui existent sous forme de molécules diatomiques; par conséquent, c'est un élément moléculaire.
 (c) Le potassium est un élément et ce n'est pas un des éléments qui existent sous forme de molécules diatomiques; par conséquent, c'est un élément atomique.
 (d) L'azote est un des éléments qui existent sous forme de molécules diatomiques; par conséquent, c'est un élément moléculaire.
 (e) L'hydrogène est un des éléments qui existent sous forme de molécules diatomiques; par conséquent, c'est un élément moléculaire.
 (f) L'iode est un des éléments qui existent sous forme de molécules diatomiques; par conséquent, c'est un élément moléculaire.
 (g) Le plomb est un élément et ce n'est pas un des éléments qui existent sous forme de molécules diatomiques; par conséquent, c'est un élément atomique.
 (h) L'oxygène est un des éléments qui existent sous forme de molécules diatomiques; par conséquent, c'est un élément moléculaire.
- 2.27 (a) Élément
 (b) Composé
 (c) Composé
 (d) Élément
- 2.28 (a) Bleu = azote, blanc = hydrogène; la formule chimique est NH_3 .
 (b) Noir = carbone, blanc = hydrogène; la formule chimique est C_2H_6 .
 (c) Jaune = soufre, rouge = hydrogène; la formule chimique est SO_3 .
- 2.29 (a) Bleu = azote, rouge = oxygène; la formule chimique est NO_2 .
 (b) Jaune = soufre, blanc = hydrogène; la formule chimique est H_2S .
 (c) Noir = carbone, blanc = hydrogène; la formule chimique est CH_4 .
- 2.30 (a) Blanc = hydrogène: une molécule composée de deux atomes du même élément; par conséquent, c'est un élément moléculaire.
 (b) Bleu = azote, blanc = hydrogène: une molécule composée d'un non-métal et d'un non-métal; par conséquent, c'est un composé moléculaire.
 (c) Violet = sodium: une substance composée d'atomes tous du même type; par conséquent, c'est un élément atomique.
- 2.31 (a) Vert = chlore, violet = sodium: un composé formé d'un métal et d'un non-métal; par conséquent, c'est un composé ionique.
 (b) Vert = chlore: une molécule formée de deux atomes du même élément; par conséquent, c'est un élément moléculaire.
 (c) Rouge = oxygène, noir = carbone, blanc = hydrogène: une molécule composée de non-métaux; par conséquent, c'est un composé moléculaire.

Formules et nomenclature des composés ioniques (2.8)

- 2.32 La formule chimique indique la sorte d'atome et le nombre de chacun des atomes dans le composé.
 (a) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ contient: 3 atomes de calcium, 2 atomes de phosphore et 8 atomes d'oxygène.

- (b) SrCl_2 contient: 1 atome de strontium et 2 atomes de chlore.
 (c) KNO_3 contient: 1 atome de potassium, 1 atome d'azote et 3 atomes d'oxygène.
 (d) $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$ contient: 1 atome de magnésium, 2 atomes d'azote et 4 atomes d'oxygène.
 (e) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ contient: 1 atome de baryum, 2 atomes d'oxygène et 2 atomes d'hydrogène.
 (f) NH_4Cl contient: 1 atome d'azote, 4 atomes d'hydrogène et 1 atome de chlore.
 (g) NaCN contient: 1 atome de sodium, 1 atome de carbone et 1 atome d'azote.
 (h) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ contient: 1 atome de baryum, 2 atomes d'hydrogène, 2 atomes de carbone et 6 atomes d'oxygène.
- 2.33 Pour écrire la formule d'un composé ionique, suivre la procédure suivante: (1) Écrivez le symbole du cation du métal et sa charge suivis du symbole de l'anion du non-métal et sa charge. (2) Ajustez l'indice de chaque cation et de chaque anion pour équilibrer la charge globale. (3) Vérifiez que la somme des charges des cations est égale à celle des anions.
- (a) Magnésium et soufre: Mg^{2+} S^{2-} MgS cations 2+; anions 2-
 (b) Baryum et oxygène: Ba^{2+} O^{2-} BaO cations 2+; anions 2-
 (c) Strontium et brome: Sr^{2+} Br^- SrBr_2 cations 2+; anions 2(1-) = 2-
 (d) Béryllium et chlore: Be^{2+} Cl^- BeCl_2 cations 2+; anions 2(1-) = 2-
 (e) Aluminium et soufre: Al^{3+} S^{2-} Al_2S_3 cations 2(3+) = 6+; anions 3(2-) = 6-
 (f) Aluminium et oxygène: Al^{3+} O^{2-} Al_2O_3 cations 2(3+) = 6+; anions 3(2-) = 6-
 (g) Sodium et oxygène: Na^+ O^{2-} Na_2O cations 2(1+) = 2+; anions 2-
 (h) Strontium et iode: Sr^{2+} I^- SrI_2 cations 2+; anions 2(1-) = 2-
- 2.34 Pour écrire la formule d'un composé ionique, suivre la procédure suivante: (1) Écrivez le symbole du cation du métal et sa charge suivis du symbole de l'anion du non-métal et sa charge. (2) Ajustez l'indice de chaque cation et de chaque anion pour équilibrer la charge globale. (3) Vérifiez que la somme des charges des cations est égale à celle des anions.
 Cation = baryum: Ba^{2+}
- (a) Hydroxyde: OH^- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ cation 2+; anion 2(1-) = 2-
 (b) Chromate: CrO_4^{2-} BaCrO_4 cation 2+; anion 2-
 (c) Phosphate: PO_4^{3-} $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ cation 3(2+) = 6+; anion 2(3-) = 6-
 (d) Cyanure: CN^- $\text{Ba}(\text{CN})_2$ cation 2+; anion 2(1-) = 2-
- 2.35 Pour écrire la formule d'un composé ionique, suivre la procédure suivante: (1) Écrivez le symbole du cation du métal et sa charge suivis du symbole de l'anion du non-métal et sa charge. (2) Ajustez l'indice de chaque cation et de chaque anion pour équilibrer la charge globale. (3) Vérifiez que la somme des charges des cations est égale à celle des anions.
 Cation = sodium: Na^+
- (a) Carbonate: CO_3^{2-} Na_2CO_3 cation 2(1+) = 2+; anion 2-
 (b) Phosphate: PO_4^{3-} Na_3PO_4 cation 3(1+) = 3+; anion 3-
 (c) Hydrogénophosphate: HPO_4^{2-} Na_2HPO_4 cation 2(1+) = 2+; anion 2-
 (d) Acétate: CH_3COO^- CH_3COONa cation 1+; anion 1-
- 2.36 Pour nommer un composé ionique binaire, écrivez le nom de la racine de l'anion + *-ure* suivi du nom du cation du métal précédé de la préposition «de».
- (a) Mg_3N_2 : Le magnésium est le cation; l'anion vient de l'azote qui devient nitrure: nitrure de magnésium.
 (b) KF : Le potassium est le cation; l'anion vient du fluor qui devient fluorure: fluorure de potassium.

- (c) Na_2O : Le sodium est le cation; l'anion vient de l'oxygène qui devient oxyde (voir le tableau 2.4): oxyde de sodium.
- (d) Li_2S : Le lithium est le cation; l'anion vient du soufre qui devient sulfure: sulfure de lithium.
- (e) CsF : Le césium est le cation; l'anion vient du fluor qui devient fluorure: fluorure de césium.
- (f) KI : Le potassium est le cation; l'anion vient de l'iode qui devient iodure: iodure de potassium.
- (g) SrCl_2 : Le strontium est le cation; l'anion vient du chlore qui devient chlorure: chlorure de strontium.
- (h) BaCl_2 : Le baryum est le cation; l'anion vient du chlore qui devient chlorure: chlorure de baryum.
- 2.37 Pour nommer un composé ionique constitué d'un cation d'un métal qui peut porter plus d'une charge, écrivez la racine du nom de l'anion + *-ure* (exception: oxygène = *-yde*), suivi de la préposition «de», puis le nom du cation métallique suivi d'un chiffre romain placé entre parenthèses indiquant sa charge.
- (a) SnCl_4 : La charge portée par Sn doit être 4+ pour que le composé soit neutre: le cation est étain(IV); l'anion provient du chlore, qui devient chlorure: chlorure d'étain(IV).
- (b) PbI_2 : La charge portée par Pb doit être 2+ pour que le composé soit neutre: le cation est plomb(II); l'anion provient de l'iode, qui devient iodure: iodure de plomb(II).
- (c) Fe_2O_3 : La charge portée par Fe doit être 3+ pour que le composé soit neutre: le cation est fer(III); l'anion provient de l'oxygène, qui devient oxyde: oxyde de fer(III).
- (d) CuI_2 : La charge portée par Cu doit être 2+ pour que le composé soit neutre: le cation est cuivre(II); l'anion provient de l'iode, qui devient iodure: iodure de cuivre(II).
- (e) SnO_2 : La charge portée par Sn doit être 4+ pour que le composé soit neutre: le cation est étain(IV); l'anion provient de l'oxygène, qui devient oxyde: oxyde d'étain(IV).
- (f) HgBr_2 : La charge portée par Hg doit être 2+ pour que le composé soit neutre: le cation est mercure(II); l'anion provient du brome, qui devient bromure: bromure de mercure(II).
- (g) CrCl_2 : La charge portée par Cr doit être 2+ pour que le composé soit neutre: le cation est chrome(II); l'anion provient du chlore, qui devient chlorure: chlorure de chrome(II).
- (h) CrCl_3 : La charge portée par Cr doit être 3+ pour que le composé soit neutre: le cation est chrome(III); l'anion provient du chlore, qui devient chlorure: chlorure de chrome(III).
- 2.38 Pour nommer ces composés, décidez d'abord si le cation métallique est invariable ou peut avoir plus d'une charge. Puis nommez la racine du nom de l'anion + *-ure* (exception: oxygène = *-yde*) suivi de la préposition «de», puis écrivez le nom du cation du métal suivi (si nécessaire) d'un chiffre romain placé entre parenthèses indiquant sa charge.
- (a) SnO : Sn peut avoir plus d'une charge. La charge portée par Sn doit être 2+ pour que le composé soit neutre: le cation est étain(II); l'anion provient de l'oxygène, qui devient oxyde: oxyde d'étain(II).
- (b) Cr_2S_3 : Cr peut avoir plus d'une charge. La charge portée par Cr doit être 3+ pour que le composé soit neutre: le cation est chrome(III); l'anion provient du soufre, qui devient sulfure: sulfure de chrome (III).
- (c) RbI : Rb est invariable: le cation est rubidium; l'anion provient de l'iode, qui devient iodure: iodure de rubidium.
- (d) BaBr_2 : Ba est invariable: le cation est baryum; l'anion provient du brome, qui devient bromure: bromure de baryum.
- (e) BaS : Ba est invariable: le cation est baryum; l'anion provient du soufre, qui devient sulfure: sulfure de baryum.
- (f) FeCl_3 : Fe peut avoir plus d'une charge. La charge portée par Fe doit être 3+ pour que le composé soit neutre: le cation est fer(III); l'anion provient du chlore, qui devient chlorure: chlorure de fer(III).

- (g) PbCl_4 : Pb peut porter plus d'une charge. La charge portée par Pb doit être 4+ pour que le composé soit neutre: le cation est plomb(IV); l'anion provient du chlore, qui devient chlorure: chlorure de plomb(IV).
- (h) SrBr_2 : Sr est invariable: le cation est strontium; l'anion provient du brome, qui devient bromure: bromure de strontium.
- 2.39 Pour nommer ces composés, décidez d'abord si le cation métallique est invariable ou peut avoir plus d'une charge. Puis nommez l'anion polyatomique suivi du nom du cation du métal.
- (a) CuNO_2 : Cu peut avoir plus d'une charge. La charge portée par Cu doit être 1+ pour que le composé soit neutre: le cation est cuivre(I); l'anion est nitrite: nitrite de cuivre(I).
- (b) $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$: Mg est invariable: le cation est magnésium; l'anion est acétate: acétate de magnésium.
- (c) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$: Ba est invariable: le cation est baryum; l'anion est nitrate: nitrate de baryum.
- (d) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$: Pb peut avoir plus d'une charge. La charge portée par Pb doit être 2+ pour que le composé soit neutre: le cation est plomb(II); l'anion est acétate: acétate de plomb(II).
- (e) KClO_3 : K est invariable: le cation est potassium; l'anion est chlorate: chlorate de potassium.
- (f) PbSO_4 : Pb peut avoir plus d'une charge. La charge portée par Pb doit être 2+ pour que le composé soit neutre: le cation est plomb(II); l'anion est sulfate: sulfate de plomb(II).
- (g) $\text{Ba}(\text{OH})_2$: Ba est invariable: le cation est baryum; l'anion est hydroxyde: hydroxyde de baryum.
- (h) NH_4I : Le cation est ammonium; l'anion provient de l'iode qui devient iodure: iodure d'ammonium.
- (i) NaBrO_4 : Na est invariable: le cation est sodium; l'anion est perbromate: perbromate de sodium.
- (j) $\text{Fe}(\text{OH})_3$: Fe peut avoir plus d'une charge. La charge portée par Fe doit être 3+ pour que le composé soit neutre: le cation est fer(III); l'anion est hydroxyde: hydroxyde de fer(III).
- (k) CoSO_4 : Co peut avoir plus d'une charge. La charge portée par Co doit être 2+ pour que le composé soit neutre: le cation est cobalt(II); l'anion est sulfate: sulfate de cobalt(II).
- (l) KClO : K est invariable: le cation est potassium; l'anion est hypochlorite: hypochlorite de potassium.
- 2.40 Pour écrire la formule d'un composé ionique, suivre la procédure suivante: (1) Écrivez le symbole de l'anion du non-métal ou de l'anion polyatomique et sa charge suivis du symbole du cation du métal et sa charge. (2) Ajustez l'indice de chaque cation et de chaque anion pour équilibrer la charge globale. (3) Vérifiez que la somme des charges des cations est égale à celle des anions.
- (a) Hydrogénosulfite de sodium: $\text{Na}^+ \text{HSO}_3^- \text{NaHSO}_3$ cation 1+, anion 1-
- (b) Permanganate de lithium: $\text{Li}^+ \text{MnO}_4^- \text{LiMnO}_4$ cation 1+, anion 1-
- (c) Nitrate d'argent: $\text{Ag}^+ \text{NO}_3^- \text{AgNO}_3$ cation 1+, anion 1-
- (d) Sulfate de potassium: $\text{K}^+ \text{SO}_4^{2-} \text{K}_2\text{SO}_4$ cation 2(1+) = 2+, anion 2-
- (e) Hydrogénosulfate de rubidium: $\text{Rb}^+ \text{HSO}_4^- \text{RbHSO}_4$ cation 1+, anion 1-
- (f) Hydrogénocarbonate de potassium: $\text{K}^+ \text{HCO}_3^- \text{KHCO}_3$ cation 1+, anion 1-
- (g) Chlorure de cuivre(II): $\text{Cu}^{2+} \text{Cl}^- \text{CuCl}_2$ cation 2+, anion 2(1-) = 2-
- (h) Iodate de cuivre (I): $\text{Cu}^+ \text{IO}_3^- \text{CuIO}_3$ cation 1+, anion 1-

- | | | | | |
|-----------------------------|------------------|---------------------|------------------------------|------------------------------------|
| (i) Chromate de plomb(II): | Pb^{2+} | CrO_4^{2-} | PbCrO_4 | cation 2+, anion 2- |
| (j) Fluorure de calcium: | Ca^{2+} | F^- | CaF_2 | cation 2+, anion 2(1-) = 2- |
| (k) Hydroxyde de potassium: | K^+ | OH^- | KOH | cation 1+, anion 1- |
| (l) Phosphate de fer(II): | Fe^{2+} | PO_4^{3-} | $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ | cation 3(2+) = 6+, anion 2(3-) = 6 |
- 2.41 On nomme les hydrates de la même façon que les autres composés ioniques en ajoutant le terme *préfixe* hydraté, où le préfixe désigne le nombre de molécules d'eau associées au couple ionique.
- | | |
|---|--|
| (a) $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ | Sulfate de cobalt(II) heptahydraté |
| (b) Bromure d'iridium(III) tétrahydraté | $\text{IrBr}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ |
| (c) $\text{Mg}(\text{BrO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ | Bromate de magnésium hexahydraté |
| (d) Carbonate de potassium hexahydraté | $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ |
| (e) Phosphate de cobalt(II) octahydraté | $\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ |
| (f) $\text{BeCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ | Chlorure de béryllium dihydraté |
| (g) Phosphate de chrome(III) trihydraté | $\text{CrPO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ |
| (h) $\text{LiNO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ | Nitrite de lithium monohydraté |

Formules et nomenclature des composés moléculaires (2.9)

- 2.42 (a) CO Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *mono-* pour indiquer «un», suivi de la racine du deuxième élément, *ox*, avec la terminaison *-yde*, puis suivi du nom du premier élément, *carbone*; les deux noms sont séparés par la préposition «de». Comme le préfixe se termine par «o» et que le nom de base commence par «o», le premier «o» est omis: monoxyde de carbone.
- (b) NI_3 Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *tri-* pour indiquer «trois», suivi de la racine du deuxième élément, *iod*, avec la terminaison *-ure*, puis suivi du nom du premier élément, *azote*; les deux noms sont séparés par la préposition «d'»: triiodure d'azote.
- (c) SiCl_4 Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *tétra-* pour indiquer «quatre», suivi de la racine du deuxième élément, *chlor*, avec la terminaison *-ure*, puis suivi du nom du premier élément, *silicium*; les deux noms sont séparés par la préposition «de»: tétrachlorure de silicium.
- (d) N_4Se_4 Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *tétra-* pour indiquer «quatre», suivi de la racine du deuxième élément, *séléni*, avec la terminaison *-ure*, puis suivi du nom du premier élément, *azote* précédé du préfixe *tétra-* pour indiquer «quatre»; les deux noms sont séparés par la préposition «de»: tétraséléniure de tétraazote.
- (e) I_2O_5 Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *penta-* pour indiquer «cinq», suivi de la racine du deuxième élément, *ox*, avec la terminaison *-yde*, puis suivi du nom du premier élément, *iode* précédé du préfixe *di-* pour indiquer «deux»; les deux noms sont séparés par la préposition «de»: pentaoxyde de diazote.
- (f) SO_3 Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *tri-* pour indiquer «trois», suivi de la racine du deuxième élément, *ox*, avec la terminaison *-yde*, puis suivi du nom du premier élément, *soufre*; les deux noms sont séparés par la préposition «de»: trioxyde de soufre.
- (g) SO_2 Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *di-* pour indiquer «deux», suivi de la racine du deuxième élément, *ox*, avec la terminaison *-yde*, puis suivi du nom du premier élément, *soufre*; les deux noms sont séparés par la préposition «de»: dioxyde de soufre.
- (h) BrF_5 Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *penta-* pour indiquer «cinq», suivi de la racine du deuxième élément, *fluor*, avec la terminaison *-ure*, puis suivi du nom du premier élément, *brome*; les deux noms sont séparés par la préposition «de»: pentafluorure de brome.

- (i) NO Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *mono-* pour indiquer «un», suivi de la racine du deuxième élément, *ox*, avec la terminaison *-yde*, puis suivi du nom du premier élément, *azote*; les deux noms sont séparés par la préposition «d'». Comme le préfixe se termine par «o» et que le nom de base commence par «o», le premier «o» est omis: monoxyde d'azote.
- (j) XeO₃ Pour nommer ce composé, on commence par le préfixe *tri-* pour indiquer «trois», suivi de la racine du deuxième élément, *ox*, avec la terminaison *-yde*, puis suivi du nom du premier élément, *xénon*; les deux noms sont séparés par la préposition «de»: trioxyde de xénon.
- 2.43 (a) Tétraoxyde de diazote
 (b) Nonabromure de triazote
 (c) Trioxyde de diarsenic
 (d) Hexafluorure de soufre
 (e) Ammoniac
 (f) Diazote
 (g) Monochlorure de brome
 (h) Décaoxyde de tétraphosphore
 (i) Monoxyde d'azote
 (j) Eau
- 2.44 (a) Trichlorure de phosphore: PCl₃
 (b) Monoxyde de chlore: ClO
 (c) Tétrafluorure de disoufre: S₂F₄
 (d) Pentafluorure de phosphore: PF₅
 (e) Pentasulfure de diphosphore: P₂S₅
 (f) Tribromure de bore: BBr₃
 (g) Monoxyde de dichlore: Cl₂O
 (h) Tétrafluorure de xénon: XeF₄
 (i) Tétrabromure de carbone: CBr₄
- 2.45 (a) HI: Le nom de base est *iod* de sorte que le nom est acide iodhydrique.
 (b) HNO₃: L'oxyanion est *nitrate* qui se termine par *-ate*; par conséquent le nom de l'acide est acide nitrique.
 (c) H₂CO₃: L'oxyanion est *carbonate* qui se termine par *-ate*; par conséquent le nom de l'acide est acide carbonique.
 (d) CH₃COOH: L'oxyanion est *acétate* qui se termine par *-ate*; par conséquent le nom de l'acide est acide acétique.
 (e) HCl: Le nom de base est *chlor* de sorte que le nom est acide chlorhydrique.
 (f) HClO₂: L'oxyanion est *chlorite* qui se termine par *-ite*; par conséquent le nom de l'acide est acide chloreux.
 (g) H₂SO₄: L'oxyanion est *sulfate* qui se termine par *-ate*; par conséquent le nom de l'acide est acide sulfurique.
 (h) HNO₂: L'oxyanion est *nitrite* qui se termine par *-ite*; par conséquent le nom de l'acide est acide nitreux.
- 2.46 (a) Acide fluorhydrique: HF
 (b) Acide bromhydrique: HBr
 (c) Acide sulfureux: H₂SO₃
 (d) Acide phosphorique: H₃PO₄

- (e) Acide cyanhydrique: HCN
 (f) Acide chloreux: HClO₂

PROBLÈMES RÉCAPITULATIFS

- 2.47 (a) Dioxyde de carbone
 (b) Oxyde de magnésium
 (c) S₂F₁₀
 (d) Pentaoxyde de diphosphore
 (e) HClO
 (f) Acide phosphorique
 (g) Al(OH)₃
 (h) Nitrite de cobalt(II)
 (i) Chlorure de nickel(II) hexahydraté
 (j) Oxyde d'aluminium
 (k) SeF₆
 (l) Acide sulfhydrique

- 2.48 (a) Oxyde de fer(II)
 (b) Dioxyde de sélénium
 (c) H₂S₈
 (d) Oxyde de vanadium(V)
 (e) Al₂(SO₄)₃·4H₂O
 (f) Acide cyanhydrique
 (g) CaCO₃
 (h) Chlorite de nickel(II)
 (i) Cu(HCO₃)₂
 (j) Sulfate de magnésium heptahydraté
 (k) MgH₂
 (l) Acide perchlorique
 (m) Chromate de sodium

2.49 **Données:** ⁴He²⁺ = 4,001 51 u

Information recherchée: Rapport charge à masse en C/kg

Plan conceptuel: nombre de charges + → charge en C de ⁴He²⁺

$$\frac{+1,602\,18 \times 10^{-19} \text{ C}}{\text{charge +}}$$

et masse (u) ⁴He²⁺ → g ⁴He²⁺ → kg ⁴He²⁺ puis rapport des deux valeurs

$$\frac{1 \text{ g}}{1,660\,54 \times 10^{-24} \text{ u}} \quad \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

Solution: $\frac{2 \text{ charges +}}{1 \text{ atome } ^4\text{He}^{2+}} \times \frac{1,602\,18 \times 10^{-19} \text{ C}}{\text{charge +}} = \frac{3,204\,36 \times 10^{-19} \text{ C}}{\text{atome } ^4\text{He}^{2+}}$

$$\frac{4,001\,51 \cancel{\text{ u}}}{1 \text{ atome } ^4\text{He}^{2+}} \times \frac{1,660\,54 \times 10^{-24} \cancel{\text{ g}}}{1 \cancel{\text{ u}}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{ g}}} = \frac{6,644\,667\,42 \times 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ atome } ^4\text{He}^{2+}}$$

$$\frac{3,204\,36 \times 10^{-19} \text{ C}}{\text{atome } ^4\text{He}^{2+}} \times \frac{1 \text{ atome } ^4\text{He}^{2+}}{6,644\,667\,42 \times 10^{-27} \text{ kg}} = 4,822\,45 \times 10^7 \text{ C/kg}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (C/kg) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse a du sens sur le plan physique compte tenu du rapport charge à masse de l'électron.

- 2.50 **Données:** Échantillon d'iode de 12,3849 g; masse atomique de I: 126,9045 u; 1,000 70 g de ^{129}I ; masse de $^{129}\text{I} = 128,9050 \text{ u}$

Information recherchée: Masse de l'échantillon contaminé

Plan conceptuel: masse totale de l'échantillon \rightarrow fraction I et ^{129}I dans l'échantillon \rightarrow

$$\frac{\text{masse I} + \text{masse } ^{129}\text{I}}{\text{g échantillon}}; \frac{\text{g } ^{129}\text{I}}{\text{g échantillon}}$$

«masse atomique» apparente

$$\text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution: 12,3849 g I + 1,000 70 g $^{129}\text{I} = 13,3856 \text{ g échantillon}$

$$\frac{12,3849 \text{ g}}{13,3856 \text{ g}} = 0,925 \text{ 240 } \underline{557} \text{ fraction de I} \quad \frac{1,000 \text{ 70 g}}{13,3856 \text{ g}} = 0,074 \text{ 759 } \underline{44} \text{ fraction de } ^{129}\text{I}$$

$$\begin{aligned} \text{Masse atomique} &= \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n) \\ &= (0,925 \text{ 240 } \underline{557})(126,9045 \text{ u}) + (0,074 \text{ 759 } \underline{44})(128,9050 \text{ u}) = 127,054 \text{ u} \end{aligned}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (u) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la valeur se situe entre 126,9045 u et 128,9050 u et est légèrement plus élevée que la valeur de l'isotope d'origine naturelle.

- 2.51 $^{236}_{90}\text{Th}$ A – Z = nombre de neutrons. 236 – 90 = 146 neutrons. Donc tout noyau ayant 146 neutrons est un isotone de $^{236}_{90}\text{Th}$.

Parmi ceux-ci, on peut mentionner: $^{238}_{92}\text{U}$, $^{239}_{93}\text{Np}$, $^{241}_{95}\text{Am}$, $^{237}_{91}\text{Pa}$, $^{235}_{89}\text{Ac}$ et $^{244}_{98}\text{Cf}$.

2.52

Symbole	Z	A	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre de neutrons	Charge
Si	14	28	14	14	14	0
S ²⁻	16	32	16	18	16	-2
Cu ²⁺	29	63	29	27	34	+2
P	15	31	15	15	16	0

2.53

Symbole	Z	A	Nombre de protons	Nombre d'électrons	Nombre de neutrons	Charge
O ²⁻	8	16	8	10	8	-2
Ca ²⁺	20	40	20	18	20	+2
Mg ²⁺	12	25	12	10	13	+2
N ³⁻	7	14	7	10	7	-3

- 2.54 **Données:** $r_{\text{neutron}} = 1,0 \times 10^{-13} \text{ cm}$; $r_{\text{morceau d'étoile à neutrons}} = 0,10 \text{ mm}$

Informations recherchées: Masse volumique du neutron; masse (kg) d'un morceau d'étoile à neutrons

Plan conceptuel: $r_{\text{neutron}} \rightarrow V_{\text{neutron}} \rightarrow \rho_{\text{neutron}}$ et ensuite $r_{\text{morceau d'étoile}} \rightarrow V_{\text{morceau d'étoile}} \rightarrow m_{\text{morceau d'étoile}}$

$$V = \frac{4}{3}\pi r^3 \quad \rho = \frac{m}{V} \quad V = \frac{4}{3}\pi r^3 \quad m = \rho V$$

Solution:

Pour le neutron:

$$\begin{aligned} V_{\text{neutron}} &= \frac{4}{3}\pi(1,0 \times 10^{-13} \text{ cm})^3 = 4,19 \times 10^{-39} \text{ cm}^3 \quad \rho_{\text{neutron}} = \frac{1,007 \text{ 27 } \cancel{\mu}}{4,19 \times 10^{-39} \text{ cm}^3} \times \frac{1,661 \times 10^{-24} \text{ g}}{\cancel{\mu}} \\ &= 3,99 \times 10^{14} \text{ g/cm}^3 \end{aligned}$$

Pour le morceau d'étoile:

$$V_{\text{morceau d'étoile}} = \frac{4}{3} \pi (0,10 \text{ mm})^3 \frac{(1 \text{ cm})^3}{(10 \text{ mm})^3} = 4,19 \times 10^{-4} \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{morceau d'étoile}} = 4,19 \times 10^{-4} \text{ cm}^3 \times \frac{3,99 \times 10^{14} \text{ g}}{\text{cm}^3} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 1,7 \times 10^8 \text{ kg}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (kg) sont correctes. L'ordre de grandeur met en évidence l'énorme masse du morceau d'étoile à neutrons.

2.55 **Données:** $r_{\text{noyau}} = 2,7 \text{ fm}$; $r_{\text{atome}} = 70 \text{ pm}$ (réponse à 2 chiffres significatifs)

Informations recherchées: volume (noyau); volume (atome); % volume (noyau)

Plan conceptuel:

$$r_{\text{noyau}} (\text{fm}) \rightarrow r_{\text{noyau}} (\text{pm}) \rightarrow V_{\text{noyau}} \text{ et alors } r_{\text{atome}} \rightarrow V_{\text{atome}} \text{ et alors } \% \text{ volume}$$

$$\frac{10^{-15} \text{ m}}{1 \text{ fm}} \quad \frac{1 \text{ pm}}{10^{-12} \text{ m}} \quad V = \frac{4}{3} \pi r^3 \quad \frac{V_{\text{noyau}}}{V_{\text{atome}}} \times 100 \%$$

Solution:

$$2,7 \text{ fm} \times \frac{10^{-15} \text{ m}}{1 \text{ fm}} \times \frac{1 \text{ pm}}{10^{-12} \text{ m}} = 2,7 \times 10^{-3} \text{ pm} \quad V_{\text{noyau}} = \frac{4}{3} \pi (2,7 \times 10^{-3} \text{ pm})^3 = 8,2 \times 10^{-8} \text{ pm}^3$$

$$V_{\text{atome}} = \frac{4}{3} \pi (70 \text{ pm})^3 = 1,4 \times 10^6 \text{ pm}^3 \quad \% \text{ volume} = \frac{8,2 \times 10^{-8} \text{ pm}^3}{1,4 \times 10^6 \text{ pm}^3} \times 100 \% = 5,9 \times 10^{-12} \%$$

Vérifier: Les unités de la réponse (% vol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse a du sens sur le plan physique parce que le noyau occupe seulement un très petit pourcentage du volume de l'atome.

2.56 **Données:** sphère de Cu, $r = 2,365 \text{ cm}$; $\rho_{\text{Cu}} = 8,96 \text{ g/cm}^3$

Information recherchée: nombre d'atomes de Cu

Plan conceptuel: $r_{\text{sphère}} (\text{cm}) \rightarrow V_{\text{sphère}} \rightarrow m_{\text{Cu}} \rightarrow n_{\text{Cu}} \rightarrow N_{\text{Cu}}$

$$V = \frac{4}{3} \pi r^3 \quad \frac{8,96 \text{ g}}{\text{cm}^3} \quad \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,546 \text{ g}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{\text{mol}}$$

Solution:

$$N_{\text{Cu}} = \frac{4}{3} \pi (2,375 \text{ cm})^3 \times \frac{8,96 \text{ g}}{\text{cm}^3} \times \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,546 \text{ g}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 4,76 \times 10^{24} \text{ atomes Cu}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (atomes de Cu) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse sur le plan physique parce qu'environ 8 moles de Cu sont présentes.

2.57 **Données:** $m_{\text{B-10}} = 10,012 \text{ 94 u}$; $m_{\text{B-11}} = 11,009 \text{ 31 u}$; masse atomique B = 10,81 u

Informations recherchées: % d'abondance de B-10 et de B-11

Plan conceptuel: soit $X = \text{fraction B-10}$ puis $1 - X = \text{fraction B-11} \rightarrow \text{abondances}$

$$\text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution: Masse atomique = $\sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$

$$10,81 \text{ u} = (X)(10,012 \text{ 94 u}) + (1 - X)(11,009 \text{ 31 u})$$

$$0,199 \text{ 31} = 0,996 \text{ 37} X$$

$$X = 0,200 \quad \text{donc } 1 - X = 0,800$$

$$\%_{\text{B-10}} = 0,200 \times 100 \% = 20 \% \text{ et } \%_{\text{B-11}} = 0,800 \times 100 \% = 80 \%$$

Vérifier: Les unités de la réponse (% , ce qui donne l'abondance relative de chaque isotope) sont correctes. Les abondances relatives sont raisonnables parce que B a une masse atomique plus proche de la masse de B-11 que de celle de B-10.

2.58 **Données:** $m_{\text{Li-6}} = 6,015\ 12\ \text{u}$; $m_{\text{Li-7}} = 7,016\ 01\ \text{u}$; masse atomique Li = 6,941 u

Informations recherchées: % d'abondance de Li-6 et de Li-7

Plan conceptuel: soit $X = \text{fraction Li-6}$ puis $1 - X = \text{fraction Li-7} \rightarrow \text{abondances}$

$$\text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution: Masse atomique = $\sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$

$$6,941\text{u} = (X)(6,015\ 12\ \text{u}) + (1 - X)(7,016\ 01\ \text{u})$$

$$0,075\ 01 = 1,000\ 89X$$

$$X = 0,074\ 94 \quad \text{donc } 1 - X = 0,925\ 06$$

$$\%_{\text{Li-6}} = 0,074\ 94 \times 100\ \% = 7,494\ \% \quad \text{et } \%_{\text{Li-7}} = 0,925\ 06 \times 100\ \% = 92,506\ \%$$

Vérifier: Les unités de la réponse (% , ce qui donne l'abondance relative de chaque isotope) sont correctes. Les abondances relatives sont raisonnables parce que Li a une masse atomique plus proche de la masse de Li-7 que de celle de Li-6.

2.59 **Données:** air contient $1,5\ \mu\text{g Pb/m}^3$; volume des poumons = 5,50 L

Information recherchée: nombre d'atomes de Pb dans les poumons

Plan conceptuel:

$$V_{\text{poumons}} (\text{L}) \rightarrow V_{\text{poumons}} (\text{mL}) \rightarrow \text{m}^3 \rightarrow \mu\text{g Pb} \rightarrow \text{g Pb} \rightarrow \text{mol Pb} \rightarrow \text{atomes Pb}$$

$$\frac{1000\ \text{mL}}{\text{L}} \quad \frac{1\ \text{cm}^3}{1\ \text{mL}} \quad \frac{1\ \text{m}^3}{(100\ \text{cm})^3} \quad \frac{1,5\ \mu\text{g Pb}}{\text{m}^3} \quad \frac{1\ \text{g Pb}}{10^6\ \mu\text{g Pb}} \quad \frac{1\ \text{mol Pb}}{207,2\ \text{g Pb}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23}\ \text{atomes Pb}}{1\ \text{mol Pb}}$$

Solution:

$$N_{\text{Pb}} = 5,50\ \cancel{\text{L}} \times \frac{1000\ \cancel{\text{mL}}}{\cancel{\text{L}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{cm}^3}}{1\ \cancel{\text{mL}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{m}^3}}{(100\ \cancel{\text{cm}})^3} \times \frac{1,5\ \cancel{\mu\text{g}}\ \text{Pb}}{\cancel{\text{m}^3}} \times \frac{1\ \cancel{\text{g}}\ \text{Pb}}{10^6\ \cancel{\mu\text{g}}\ \text{Pb}}$$

$$\times \frac{1\ \cancel{\text{mol}}\ \text{Pb}}{207,2\ \text{g Pb}} \times \frac{6,022 \times 10^{23}\ \text{atomes Pb}}{1\ \cancel{\text{mol}}\ \text{Pb}} = 2,398 \times 10^{13}\ \text{atomes Pb} = 2,4 \times 10^{13}\ \text{atomes Pb}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (atomes de Pb) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse a du sens sur le plan physique parce qu'environ 400 nmol de Pb sont présentes.

2.60 **Données:** 0,255 once Au 18 K; Au 18 K est de l'or à 75% en masse

Information recherchée: nombre d'atomes de Au

Plan conceptuel: onces Au 18 K \rightarrow onces Au pur \rightarrow g Au \rightarrow mol Au \rightarrow atomes Au

$$\frac{75\ \text{onces Au}}{100\ \text{onces Au 18 K}} \quad \frac{453,59\ \text{g Au}}{16\ \text{onces Au}} \quad \frac{1\ \text{mol}}{196,97\ \text{g Au}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23}\ \text{atomes Au}}{1\ \text{mol Au}}$$

Solution:

$$N_{\text{Au}} = 0,255\ \cancel{\text{once Au 18 K}} \times \frac{75\ \cancel{\text{onces Au}}}{100\ \cancel{\text{onces Au 18 K}}} \times \frac{453,59\ \cancel{\text{g Au}}}{16\ \cancel{\text{onces Au}}} \times \frac{1\ \cancel{\text{mol Au}}}{196,97\ \cancel{\text{g Au}}} \times \frac{6,022 \times 10^{23}\ \text{atomes Au}}{1\ \cancel{\text{mol Au}}}$$

$$= 1,658 \times 10^{23}\ \text{atomes Au} = 1,7 \times 10^{22}\ \text{atomes Au}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (atomes Au) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse a du sens sur le plan physique parce que moins d'une mole d'or est présente dans l'échantillon.

PROBLÈMES DÉFIS

2.61

(a) **Données:** 36 Wt-296; 2 Wt-297; 12 Wt-298

Information recherchée: % d'abondance de chaque isotope du Wt

Plan conceptuel: atomes totaux \rightarrow fraction de chaque isotope \rightarrow % d'abondance

$$\frac{\text{nombre de chaque isotope}}{\text{atomes totaux}} \quad \text{fraction} \times 100\ \%$$

Solution: atomes totaux: $36 + 2 + 12 = 50$

$$\frac{36}{50} \times 100 \% = 72 \% \text{ Wt-296}, \quad \frac{2}{50} \times 100 \% = 4 \% \text{ Wt-297}, \quad \frac{12}{50} \times 100 \% = 24 \% \text{ Wt-298}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (% abondance) sont correctes. Les valeurs de chaque réponse ont du sens sur le plan physique puisque leur somme donne 100%.

- (b) **Données:** $m_{\text{Wt-296}} = 24,6630 \times \text{masse } ^{12}\text{C}$, 72 %; $m_{\text{Wt-297}} = 24,7490 \times \text{masse } ^{12}\text{C}$, 4 %; $m_{\text{Wt-298}} = 24,8312 \times \text{masse } ^{12}\text{C}$, 24 %

Information recherchée: masse atomique de Wt

Plan conceptuel: masse de l'isotope relative au $^{12}\text{C} \rightarrow$ masse de l'isotope et

$$(\text{masse relative de } ^{12}\text{C} \times 12 \text{ u})$$

% abondance \rightarrow fraction d'abondance et calcul de la masse atomique

$$\frac{\% \text{ abondance}}{100} \quad \text{masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution:

$$m_{\text{Wt-296}} = 24,6630 \times 12 \text{ u} = 295,956 \text{ u}; \quad m_{\text{Wt-297}} = 24,7490 \times 12 \text{ u} = 296,988 \text{ u};$$

$$m_{\text{Wt-298}} = 24,8312 \times 12 \text{ u} = 297,974 \text{ u}$$

$$\text{fraction Wt-296} = \frac{72}{100} = 0,72 \quad \text{fraction Wt-297} = \frac{4}{100} = 0,04 \quad \text{fraction Wt-298} = \frac{24}{100} = 0,24$$

$$\begin{aligned} \text{masse atomique} &= \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n) \\ &= (0,72)(295,956 \text{ u}) + (0,04)(296,988 \text{ u}) + (0,24)(297,974 \text{ u}) \\ &= 296,482 \text{ u} \end{aligned}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (u) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse a du sens sur le plan physique parce qu'il se situe entre 295,956 et 297,974 et plus près de 296 à cause de l'abondance plus élevée de cet isotope.

- 2.62 **Données:** Échantillon = 1,5886 g; $m_{\text{Co-59}} = 58,9332 \text{ u}$; $m_{\text{Co-60}} = 59,9338 \text{ u}$; masse atomique apparente = 58,9901 u

Information recherchée: Masse de ^{60}Co dans l'échantillon

Plan conceptuel: masse apparente \rightarrow fraction $^{60}\text{Co} \rightarrow$ masse ^{60}Co

$$\text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution: soit $X =$ fraction de ^{60}Co ; alors $1,00 - X =$ fraction de ^{59}Co

$$58,9901 \text{ u} = (1,00 - X)(58,9332 \text{ u}) + (X)(59,9338 \text{ u})$$

$$X = 0,056 \underline{86}$$

$$1,5886 \text{ g d'échantillon} \times 0,056 \underline{86} = 0,090 \underline{328} \text{ g Masse de } ^{60}\text{Co} = 0,0903 \text{ g } ^{60}\text{Co}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (g ^{60}Co) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la masse atomique apparente est très proche de la masse atomique de ^{59}Co .

- 2.63 **Données:** 7,36 g Cu; 0,51 g Zn

Information recherchée: Masse atomique de l'échantillon

Plan conceptuel: fraction Cu et Zn \rightarrow masse atomique

$$\text{masse atomique} = \sum_n (\text{fraction d'atome } n) \times (\text{masse de l'atome } n)$$

Solution: 7,36 g Cu + 0,51 g Zn = 7,87 g d'échantillon

$$\left(\frac{7,36 \cancel{\text{ g}} \text{ Cu}}{7,87 \cancel{\text{ g}} \text{ d'échantillon}} \right) \left(\frac{63,55 \text{ u}}{\text{atome Cu}} \right) + \left(\frac{0,51 \cancel{\text{ g}} \text{ Zn}}{7,87 \cancel{\text{ g}} \text{ d'échantillon}} \right) \frac{65,41 \text{ u}}{\text{atome Zn}} = 63,67 \text{ u}$$

Vérifier: L'unité de la réponse (u) est correcte. L'ordre de grandeur de la réponse a du sens sur le plan physique parce qu'elle se situe entre la masse atomique du Cu (63,55 u) et celle du Zn (65,41 u) et plus près de celle du Cu.

2.64 **Données:** $m_{\text{Mg}} = 24,312 \text{ u}$; $m_{\text{Mg-24}} = 23,985 \text{ 04 u}$, 78,99 %, $m_{\text{Mg-26}} = 25,982 \text{ 59 u}$, $\frac{\text{abondance } ^{25}\text{Mg}}{\text{abondance } ^{26}\text{Mg}} = \frac{0,9083}{1}$

Information recherchée: $m_{\text{Mg-25}}$

Plan conceptuel: abondance de ^{24}Mg et rapport $^{25}\text{Mg}/^{26}\text{Mg} \rightarrow$ abondance ^{25}Mg et $^{26}\text{Mg} \rightarrow$ masse ^{25}Mg

$$\text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

Solution: 100,00 % – % abondance ^{24}Mg = % abondance ^{25}Mg et ^{26}Mg

$$100,00 \% - 78,99 \% = 21,01 \% \text{ } ^{25}\text{Mg} \text{ et } ^{26}\text{Mg}$$

$$\text{rapport } ^{25}\text{Mg} \text{ et } ^{26}\text{Mg} = \frac{21,01}{100,0} = 0,2101$$

$$\frac{\text{abondance } ^{25}\text{Mg}}{\text{abondance } ^{26}\text{Mg}} = \frac{0,9083}{1}$$

soit X = fraction de ^{26}Mg , $0,9083X$ = fraction ^{25}Mg

$$\text{rapport } ^{25}\text{Mg} \text{ et } ^{26}\text{Mg} = X + 0,9083X = 0,2101$$

$$X = \text{fraction de } ^{26}\text{Mg} = 0,1101; 0,9083X = \text{fraction de } ^{25}\text{Mg} = 0,1000$$

$$\text{Masse atomique} = \sum_n (\text{fraction de l'isotope } n) \times (\text{masse de l'isotope } n)$$

$$24,312 \text{ u} = (0,7899)(23,985 \text{ 04 u}) + (0,1000)(m_{\text{Mg-25}}) + (0,1101)(25,982 \text{ 59 u})$$

$$m_{\text{Mg-25}} = 25,056 \text{ u} = 25,06 \text{ u}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (u) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce qu'elle se situe entre les masses de ^{24}Mg et de ^{26}Mg .

PROBLÈMES CONCEPTUELS

2.65 Noyau de Li-6



Noyau de Li-7



Étant donné que l'abondance de Li-6 est de 7,5%, dans un échantillon de 1000 atomes, il devrait y avoir, en moyenne, 75 atomes de Li-6.

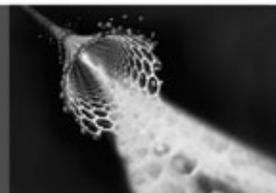
2.66 La bonne réponse est (c). 7,00 u. Étant donné que Li-7, dont la masse est de 7,0160 u, a une abondance de 92,5%, la masse atomique de Li doit être proche de la masse de Li-7.

2.67 Si l'unité de masse atomique et la mole ne sont pas basées sur le même isotope, les valeurs numériques des masses obtenues pour un atome de matière et une mole de matière ne sont pas les mêmes. Si, par exemple, la mole était basée sur le nombre de particules de C-12 mais que l'unité de la masse atomique était calculée en fraction de la masse d'un atome de Ne-20, le nombre de particules et le nombre d'unités de masse atomique qui composent une mole de matière ne seraient pas identiques. Nous n'aurions plus la relation où la masse atomique d'un atome est numériquement égale à la masse d'une mole de ces atomes en grammes.

2.68 La sphère dans un modèle moléculaire représente le nuage d'électrons de l'atome. À cette échelle, le noyau serait trop petit pour qu'on le voie.

2.69 L'énoncé est incorrect parce qu'une formule chimique est basée sur le rapport des atomes combinés, et non sur le rapport des grammes combinés. Il faudrait lire l'énoncé comme suit: «La formule chimique de l'ammoniac (NH_3) indique que l'ammoniac contient trois atomes d'hydrogène pour chaque atome d'azote.»

CHAPITRE 3



CONCEPTION MODERNE DE L'ATOME ET MÉCANIQUE QUANTIQUE

PROBLÈMES PAR SUJET

Lois de la conservation de la masse, des proportions définies et des proportions multiples / Modèle atomique classique (3.1)

3.1 **Données:** 1,50 g d'hydrogène; 12,0 g d'oxygène **Information recherchée:** g de vapeur d'eau

Plan conceptuel: masse totale des réactifs = masse totale des produits

Solution: masse des réactifs = 1,50 g d'hydrogène + 12,0 g d'oxygène = 13,5 g
masse des produits = masse des réactifs = 13,5 g de vapeur d'eau

Vérifier: selon la loi de la conservation de la masse, la matière n'est ni créée ni détruite dans une réaction chimique. Par conséquent, puisque la vapeur d'eau est le seul produit, les masses d'hydrogène et d'oxygène doivent se combiner pour former la masse de vapeur d'eau.

3.2 **Données:** 21 kg d'essence; 84 kg d'oxygène

Information recherchée: kg de dioxyde de carbone et d'eau

Plan conceptuel: masse totale des réactifs = masse totale des produits

Solution: masse des réactifs = 21 kg d'essence + 84 kg d'oxygène = masse de 105 kg

masse des produits = masse des réactifs = masse de 105 kg de dioxyde de carbone et d'eau

Vérifier: selon la loi de la conservation de la masse, la matière n'est ni créée ni détruite dans une réaction chimique. Par conséquent, puisque le dioxyde de carbone et l'eau sont les seuls produits, les masses d'essence et d'oxygène doivent se combiner pour former la masse de dioxyde de carbone et d'eau.

3.3 **Données:** échantillon 1: 38,9 g C, 448 g Cl; échantillon 2: 14,8 g C, 134 g Cl

Information recherchée: résultats conformes à la loi des proportions définies

Plan conceptuel: déterminez le rapport de masse des échantillons 1 et 2 et comparez.

$$\frac{\text{masse}_{\text{Cl}}}{\text{masse}_{\text{C}}}$$

Solution: échantillon 1: $\frac{448 \text{ g Cl}}{38,9 \text{ g C}} = 11,5$; échantillon 2: $\frac{134 \text{ g Cl}}{14,8 \text{ g C}} = 9,05$.

Les résultats ne sont pas conformes à la loi des proportions définies parce que le rapport du chlore au carbone n'est pas le même.

Vérifier: Selon la loi des proportions définies, le rapport de masse d'un élément à un autre est le même pour tous les échantillons d'un même composé.

3.4 **Données:** échantillon 1: 6,98 g Na, 10,7 g Cl; échantillon 2: 11,2 g Na, 17,3 g Cl

Information recherchée: résultats conformes à la loi des proportions définies

Plan conceptuel: déterminez le rapport de masse des échantillons 1 et 2 et comparez.

$$\frac{\text{masse}_{\text{Cl}}}{\text{masse}_{\text{Na}}}$$

Solution: échantillon 1: $\frac{10,7 \text{ g Cl}}{6,98 \text{ g Na}} = 1,53$; échantillon 2: $\frac{17,3 \text{ g Cl}}{11,2 \text{ g Na}} = 1,54$.

Les résultats sont conformes à la loi des proportions définies.

Vérifier: Selon la loi des proportions définies, le rapport de masse d'un élément à un autre est le même pour tous les échantillons d'un même composé.

3.5 **Données:** rapport de masse du sodium au fluor = 1,21:1; échantillon = 28,8 g Na

Information recherchée: g F

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Na}} \rightarrow \text{masse}_{\text{F}}$

$$\frac{\text{masse}_{\text{F}}}{\text{masse}_{\text{Na}}}$$

Solution: $28,8 \text{ g Na} \times \frac{1 \text{ g F}}{1,21 \text{ g Na}} = 23,8 \text{ g F}$.

Vérifier: les unités de la réponse (g de fluor) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'elle est inférieure à la masse de sodium. Le nombre 1 étant considéré comme exact dans le rapport 1,21: 1 menant au facteur de conversion, la réponse comporte 3 chiffres significatifs comme la donnée du problème.

3.6 **Données:** échantillon 1: 1,65 kg Mg, 2,57 kg F; échantillon 2: 1,32 kg Mg

Information recherchée: g F dans l'échantillon 2

Plan conceptuel: masse_{Mg} et $\text{masse}_{\text{F}} \rightarrow \text{rapport de masse}; \text{masse}_{\text{Mg}} \rightarrow \text{masse}_{\text{F}} (\text{kg}) \rightarrow \text{masse}_{\text{F}} (\text{g})$

$$\frac{\text{masse}_{\text{F}}}{\text{masse}_{\text{Mg}}} \quad \text{rapport de masse} \quad \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}$$

Solution: $\text{rapport de masse} = \frac{2,57 \text{ kg F}}{1,65 \text{ kg Mg}} = \frac{1,56 \text{ kg F}}{1,00 \text{ kg Mg}}$

$$1,32 \text{ kg Mg} \times \frac{1,56 \text{ kg F}}{1,00 \text{ kg Mg}} \times \frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} = 2,06 \times 10^3 \text{ g F}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g de fluor) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'elle est supérieure à la masse de magnésium et que le rapport est supérieur à 1.

3.7 **Données:** 1 g Os: échantillon 1 = 0,168 g O; échantillon 2: 0,3369 g O

Information recherchée: résultats conformes à la loi des proportions multiples

Plan conceptuel: déterminez le rapport de masse de l'oxygène.

$$\frac{\text{masse}_{\text{O}} \text{ de l'échantillon 2}}{\text{masse}_{\text{O}} \text{ de l'échantillon 1}}$$

Solution: $\frac{0,3368 \text{ g O}}{0,168 \text{ g O}} = 2,01:2$. Le rapport est un petit nombre entier. Les résultats sont conformes

à la loi des proportions multiples.

Vérifier: selon la loi des proportions multiples, quand deux éléments forment deux composés différents, les masses de l'élément B qui se combinent avec 1 g de l'élément A peuvent être exprimées sous forme de rapport de petits nombres entiers.

3.8 **Données:** 1 g Pd; composé A: 0,603 g S; composé B: 0,301 g S; composé C: 0,151 g S

Information recherchée: résultats conformes à la loi des proportions multiples

Plan conceptuel: déterminez le rapport de masse du soufre dans les trois composés.

$$\frac{\text{masse}_{\text{S}} \text{ de l'échantillon A}}{\text{masse}_{\text{S}} \text{ de l'échantillon B}} \quad \frac{\text{masse}_{\text{S}} \text{ de l'échantillon A}}{\text{masse}_{\text{S}} \text{ de l'échantillon C}} \quad \frac{\text{masse}_{\text{S}} \text{ de l'échantillon B}}{\text{masse}_{\text{S}} \text{ de l'échantillon C}}$$

Solution: $\frac{0,603 \text{ g S dans composé A}}{0,301 \text{ g S dans composé B}} = 2,00$ $\frac{0,603 \text{ g S dans composé A}}{0,151 \text{ g S dans composé C}} = 3,99 \sim 4$

$\frac{0,301 \text{ g S dans composé B}}{0,151 \text{ g S dans composé C}} = 1,99 \sim 2$

Le rapport de chacun est un petit nombre entier. Les résultats sont conformes à la loi des proportions multiples.

Vérifier: selon la loi des proportions multiples, quand deux éléments forment deux composés différents, les masses de l'élément B qui se combinent avec 1 g de l'élément A peuvent être exprimées sous forme de rapport de petits nombres entiers.

3.9 **Données:** dioxyde de soufre = 3,49 g O et 3,50 g S; trioxyde de soufre = 6,75 g O et 4,50 g S

Information recherchée: g O par g S pour chaque composé, puis déterminez le rapport de masse de l'oxygène.

Plan conceptuel: déterminez le rapport des masses d'oxygène par rapport au soufre dans les deux composés puis le rapport des masses relatives d'oxygène de chacun des composés.

$\frac{\text{masse}_O \text{ dans le dioxyde de soufre}}{\text{masse}_S \text{ dans le dioxyde de soufre}} \quad \frac{\text{masse}_O \text{ dans le trioxyde de soufre}}{\text{masse}_S \text{ dans le trioxyde de soufre}} \quad \frac{\text{masse}_O \text{ dans le trioxyde de soufre}}{\text{masse}_O \text{ dans le dioxyde de soufre}}$

Solution: dioxyde de soufre = $\frac{3,49 \text{ g O}}{3,50 \text{ g S}} = \frac{0,997 \text{ g O}}{1 \text{ g S}}$

trioxyde de soufre = $\frac{6,75 \text{ g O}}{4,50 \text{ g S}} = \frac{1,50 \text{ g O}}{1 \text{ g S}}$

$\frac{1,50 \text{ g O dans le trioxyde de soufre}}{0,997 \text{ g O dans le dioxyde de soufre}} = \frac{1,50}{1} = \frac{3}{2}$. Le rapport est converti de 1,50:1 à 3:2

parce que la loi des proportions multiples stipule que le rapport doit être des petits nombres entiers.

Le rapport est formé de petits nombres entiers et est conforme à la loi des proportions multiples.

Vérifier: selon la loi des proportions multiples, quand deux éléments forment deux composés différents, les masses de l'élément B qui se combinent avec 1 g de l'élément A peuvent être exprimées sous forme de rapport de petits nombres entiers.

3.10 **Données:** hexafluorure de soufre = 4,45 g F et 1,25 g S; tétrafluorure de soufre = 4,43 g F et 1,87 g S

Plan conceptuel: déterminez le rapport des masses de fluor par rapport au soufre dans les deux composés puis le rapport des masses relatives de fluor de chacun des composés.

Information recherchée: g de fluor par g de soufre pour chaque composé, puis déterminez le rapport de masse de fluor.

$\frac{\text{masse}_F \text{ dans l'hexafluorure de soufre}}{\text{masse}_S \text{ dans l'hexafluorure de soufre}} \quad \frac{\text{masse}_F \text{ dans le tétrafluorure de soufre}}{\text{masse}_S \text{ dans le tétrafluorure de soufre}} \quad \frac{\text{masse}_F \text{ dans l'hexafluorure de soufre}}{\text{masse}_F \text{ dans le tétrafluorure de soufre}}$

Solution: hexafluorure de soufre = $\frac{4,45 \text{ g de fluor}}{1,25 \text{ g de soufre}} = \frac{3,56 \text{ g F}}{1 \text{ g S}}$

tétrafluorure de soufre = $\frac{4,43 \text{ g F}}{1,87 \text{ g S}} = \frac{2,369 \text{ g F}}{1 \text{ g S}}$

$\frac{3,56 \text{ g F dans l'hexafluorure de soufre}}{2,369 \text{ g F dans le tétrafluorure de soufre}} = \frac{1,50}{1} = \frac{3}{2}$

Le rapport est en petits nombres entiers et est conforme à la loi des proportions multiples.

Vérier: selon la loi des proportions multiples, quand deux éléments forment deux composés différents, les masses de l'élément B qui se combinent avec 1 g de l'élément A peuvent être exprimées sous forme de rapport de petits nombres entiers.

- 3.11 (a) NON CONFORME à la théorie atomique de Dalton parce que seuls les atomes d'un même élément ont la même masse.
 (b) CONFORME à la théorie atomique de Dalton parce que tous les atomes d'un élément donné ont la même masse et d'autres propriétés qui les distinguent des atomes d'autres éléments.
 (c) CONFORME à la théorie atomique de Dalton parce que les atomes se combinent dans des rapports simples de nombres entiers pour former des composés.
 (d) NON CONFORME à la théorie atomique de Dalton parce que les atomes d'un élément ne peuvent se transformer en atomes d'un autre élément.
- 3.12 (a) CONFORME à la théorie atomique de Dalton parce que tous les atomes d'un élément donné ont la même masse et d'autres propriétés qui les distinguent des atomes d'autres éléments.
 (b) NON CONFORME à la théorie atomique de Dalton parce que les atomes se combinent dans des rapports simples de nombres entiers pour former des composés. Un atome d'oxygène se combine en fait avec deux atomes d'hydrogène pour former une molécule d'eau.
 (c) CONFORME à la théorie atomique de Dalton parce que les atomes se combinent dans des rapports simples de nombres entiers pour former des composés.
 (d) NON CONFORME à la théorie atomique de Dalton. Les atomes changent la façon dont ils sont liés à d'autres atomes lorsqu'ils forment une nouvelle substance, mais ils ne sont ni créés, ni détruits.
- 3.13 (a) CONFORME à la théorie nucléaire de Rutherford parce que la majeure partie du volume d'un atome est constitué d'espace vide dans lequel sont dispersés de minuscules électrons de charge négative.
 (b) CONFORME à la théorie nucléaire de Rutherford parce que la majeure partie de la masse de l'atome et de toutes ses charges positives sont contenues dans un centre minuscule appelé noyau.
 (c) NON CONFORME à la théorie nucléaire de Rutherford parce qu'elle ne prend pas en compte la présence des neutrons dans la masse du noyau.
 (d) NON CONFORME à la théorie nucléaire de Rutherford parce qu'il y a autant de particules de charge négative à l'extérieur du noyau qu'il y a de particules chargées positivement dans le noyau.
- 3.14 (a) NON CONFORME à la théorie nucléaire de Rutherford parce que la majeure partie du volume d'un atome est constitué d'espace vide dans lequel sont dispersés de minuscules électrons de charge négative.
 (b) CONFORME à la théorie nucléaire de Rutherford parce qu'il y a autant de particules de charge négative à l'extérieur du noyau qu'il y a de particules chargées positivement dans le noyau.
 (c) NON CONFORME à la théorie nucléaire de Rutherford parce qu'il y a autant de particules de charge négative à l'extérieur du noyau qu'il y a de particules chargées positivement dans le noyau.
 (d) NON CONFORME à la théorie nucléaire de Rutherford parce que la majeure partie de la masse de l'atome et toutes ses charges positives sont contenues dans un centre minuscule appelé noyau.

Modèle de Bohr (3.2)

3.15 **Donnée:** distance du Soleil à la Terre = $1,496 \times 10^8$ km

Information recherchée: temps que met la lumière du Soleil pour atteindre la Terre

Plan conceptuel: distance (km) → distance (m) → temps

$$\frac{1000 \text{ m}}{\text{km}} \quad \text{temps} = \frac{\text{distance}}{3,00 \times 10^8 \text{ m/s}}$$

Solution: $1,496 \times 10^8 \text{ km} \times \frac{1000 \text{ m}}{\text{km}} \times \frac{\text{s}}{3,00 \times 10^8 \text{ m}} = 499 \text{ s.}$

Vérifier: les unités de la réponse (s) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'elle correspond à environ 8 min.

3.16 **Donnée:** distance de 4,3 années-lumière de l'étoile au Soleil

Information recherchée: distance en km

Plan conceptuel: années-lumière \rightarrow jours \rightarrow h \rightarrow s \rightarrow m \rightarrow km

$$\frac{365 \text{ jours}}{\text{an}} \quad \frac{24 \text{ heures}}{\text{jour}} \quad \frac{3600 \text{ s}}{\text{h}} \quad \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m}}{\text{s}} \quad \frac{\text{km}}{1000 \text{ m}}$$

Solution:

$$4,3 \text{ années-lumière} \times \frac{365 \text{ jours}}{\text{année}} \times \frac{24 \text{ heures}}{\text{jour}} \times \frac{3600 \text{ s}}{\text{h}} \times \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m}}{\text{s}} \times \frac{\text{km}}{1000 \text{ m}} = 4,1 \times 10^{13} \text{ km}$$

Vérifier: les unités de la réponse (km) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il faut plus de temps à la lumière pour atteindre la Terre à partir de Proxima Centauri qu'à partir du Soleil; par conséquent, la distance doit être beaucoup plus grande.

- 3.17 (i) En ordre croissant de longueur d'onde: (d) Rayonnement ultraviolet < (c) Rayonnement infrarouge < (b) Micro-ondes < (a) Ondes radio.
 (ii) En ordre croissant d'énergie: (a) Ondes radio < (b) Micro-ondes < (c) Rayonnement infrarouge < (d) Rayonnement ultraviolet.
- 3.18 (i) En ordre croissant de fréquence: (b) Ondes radio < (c) Micro-ondes < (d) Lumière visible < (a) Rayons gamma.
 (ii) En ordre décroissant d'énergie: (a) Rayons gamma > (d) Lumière visible > (c) Micro-ondes > (b) Ondes radio.
- 3.19 (a) **Donnée:** $\lambda = 632,8 \text{ nm}$ **Information recherchée:** ν

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

Solution:

$$\lambda = 632,8 \text{ nm} \times \frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} = 6,328 \times 10^{-7} \text{ m} \quad \nu = \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m}}{\text{s}} \times \frac{1}{6,328 \times 10^{-7} \text{ m}} = 4,74 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Vérifier: les unités de la réponse (s^{-1}) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble raisonnable parce que longueur d'onde et fréquence sont inversement proportionnelles.

- (b) **Donnée:** $\lambda = 503 \text{ nm}$ **Information recherchée:** ν

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

Solution:

$$\lambda = 503 \text{ nm} \times \frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} = 5,03 \times 10^{-7} \text{ m}; \quad \nu = \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m}}{\text{s}} \times \frac{1}{5,03 \times 10^{-7} \text{ m}} = 5,96 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Vérifier: les unités de la réponse (s^{-1}) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble raisonnable parce que longueur d'onde et fréquence sont inversement proportionnelles.

(c) **Donnée:** $\lambda = 0,052 \text{ nm}$ **Information recherchée:** ν

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \nu = \frac{c}{\lambda}$$

Solution:

$$\lambda = 0,052 \cancel{\text{nm}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\text{nm}}} = 5,2 \times 10^{-11} \text{ m}; \quad \nu = \frac{3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}}{\text{s}} \times \frac{1}{5,2 \times 10^{-11} \cancel{\text{m}}} = 5,8 \times 10^{18} \text{ s}^{-1}$$

Vérifier: les unités de la réponse (s^{-1}) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble raisonnable parce que longueur d'onde et fréquence sont inversement proportionnelles.

3.20 (a) **Donnée:** $\nu = 100,2 \text{ MHz}$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $\nu \text{ (MHz)} \rightarrow \nu \text{ (Hz)} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\frac{10^6 \text{ Hz}}{\text{MHz}} \quad 1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1} \quad \lambda = \frac{c}{\nu}$$

Solution:

$$\nu = 100,2 \cancel{\text{MHz}} \times \frac{10^6 \cancel{\text{Hz}}}{\cancel{\text{MHz}}} \times \frac{\text{s}^{-1}}{\cancel{\text{Hz}}} = 1,002 \times 10^8 \text{ s}^{-1}; \quad \lambda = \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m}}{\cancel{\text{s}}} \times \frac{\cancel{\text{s}}}{1,002 \times 10^8} = 2,99 \text{ m}$$

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que les longueurs d'onde de la bande radio FM se situent généralement dans la région de 3 à 8 m.

(b) **Donnée:** $\nu = 1070 \text{ kHz}$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $\nu \text{ (kHz)} \rightarrow \nu \text{ (Hz)} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\frac{10^3 \text{ Hz}}{\text{kHz}} \quad 1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1} \quad \lambda = \frac{c}{\nu}$$

Solution:

$$\nu = 1070 \cancel{\text{kHz}} \times \frac{10^3 \cancel{\text{Hz}}}{\cancel{\text{kHz}}} \times \frac{\text{s}^{-1}}{\cancel{\text{Hz}}} = 1,070 \times 10^6 \text{ s}^{-1}; \quad \lambda = \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m}}{\cancel{\text{s}}} \times \frac{\cancel{\text{s}}}{1,070 \times 10^6} = 280 \text{ m}$$

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que les longueurs d'onde de la bande radio AM se situent généralement dans la région de 100 à 1000 m.

(c) **Donnée:** $\nu = 835,6 \text{ MHz}$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $\nu \text{ (MHz)} \rightarrow \nu \text{ (Hz)} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\frac{10^6 \text{ Hz}}{\text{MHz}} \quad 1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1} \quad \lambda = \frac{c}{\nu}$$

Solution:

$$\nu = 835,6 \cancel{\text{MHz}} \times \frac{10^6 \cancel{\text{Hz}}}{\cancel{\text{MHz}}} \times \frac{\text{s}^{-1}}{\cancel{\text{Hz}}} = 8,356 \times 10^8 \text{ s}^{-1}; \quad \lambda = \frac{3,00 \times 10^8 \text{ m}}{\cancel{\text{s}}} \times \frac{\cancel{\text{s}}}{8,356 \times 10^8} = 0,359 \text{ m}$$

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que les longueurs d'onde des téléphones cellulaires se situent généralement dans la région de 0,1 à 1 m.

3.21 (a) **Donnée:** $\lambda = 632,8 \text{ nm}$ **Information recherchée:** E

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow E \text{ (J)}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

Solution:

$$\lambda = 632,8 \cancel{\mu\text{m}} \times \frac{1\text{m}}{10^9 \cancel{\mu\text{m}}} = 6,328 \times 10^{-7} \text{ m} \quad E = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}})}{6,328 \times 10^{-7} \cancel{\text{m}}} = 3,14 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Vérifier: les unités de la réponse (J) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il est question de l'énergie d'un photon.

(b) **Donnée:** $\lambda = 503 \text{ nm}$ **Information recherchée:** E

Plan conceptuel: $\lambda (\text{nm}) \rightarrow \lambda (\text{m}) \rightarrow E (\text{J})$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Solution:

$$\lambda = 503 \cancel{\text{nm}} \times \frac{1\text{m}}{10^9 \cancel{\text{nm}}} = 5,03 \times 10^{-7} \text{ m}; \quad E = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}})}{5,03 \times 10^{-7} \cancel{\text{m}}} = 3,95 \times 10^{-19} \text{ J}$$

Vérifier: les unités de la réponse (J) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il est question de l'énergie d'un photon.

(c) **Donnée:** $\lambda = 0,052 \text{ nm}$ **Information recherchée:** E

Plan conceptuel: $\lambda (\text{nm}) \rightarrow \lambda (\text{m}) \rightarrow E (\text{J})$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Solution:

$$\lambda = 0,052 \cancel{\text{nm}} \times \frac{1\text{m}}{10^9 \cancel{\text{nm}}} = 5,2 \times 10^{-11} \text{ m} \quad E = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}})}{5,2 \times 10^{-11} \cancel{\text{m}}} = 3,8 \times 10^{-15} \text{ J}$$

Vérifier: les unités de la réponse (J) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il est question de l'énergie d'un photon.

3.22 (a) **Donnée:** $\nu = 100,2 \text{ MHz}$ **Information recherchée:** E

Plan conceptuel: $\nu (\text{MHz}) \rightarrow \nu (\text{Hz}) \rightarrow \nu (\text{s}^{-1}) \rightarrow E (\text{J})$

$$\frac{10^6 \text{ Hz}}{\text{MHz}} \quad 1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1} \quad \Delta E = h\nu \quad h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Solution:

$$\nu = 100,2 \cancel{\text{MHz}} \times \frac{10^6 \cancel{\text{Hz}}}{\cancel{\text{MHz}}} \times \frac{\text{s}^{-1}}{\cancel{\text{Hz}}} = 1,002 \times 10^8 \text{ s}^{-1} \quad E = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} \times \frac{1,002 \times 10^8}{\cancel{\text{s}}} = 6,639 \times 10^{-26} \text{ J}$$

Vérifier: les unités de la réponse (J) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il est question de l'énergie d'un photon et que la longueur d'onde est relativement longue.

(b) **Donnée:** $\nu = 1070 \text{ kHz}$ **Information recherchée:** E

Plan conceptuel: $\nu (\text{kHz}) \rightarrow \nu (\text{Hz}) \rightarrow \nu (\text{s}^{-1}) \rightarrow E (\text{J})$

$$\frac{10^3 \text{ Hz}}{\text{kHz}} \quad 1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1} \quad \Delta E = h\nu \quad h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Solution:

$$\nu = 1070 \cancel{\text{kHz}} \times \frac{10^3 \cancel{\text{Hz}}}{\cancel{\text{kHz}}} \times \frac{\text{s}^{-1}}{\cancel{\text{Hz}}} = 1,070 \times 10^6 \text{ s}^{-1} \quad E = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} \times \frac{1,070 \times 10^6}{\cancel{\text{s}}} = 7,090 \times 10^{-28} \text{ J}$$

Vérifier: les unités de la réponse (J) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il est question de l'énergie d'un photon et que la longueur d'onde est relativement longue.

(c) **Donnée:** $\nu = 835,6 \text{ MHz}$ **Information recherchée:** E

Plan conceptuel: $\nu(\text{MHz}) \rightarrow \nu(\text{Hz}) \rightarrow \nu(\text{s}^{-1}) \rightarrow E(\text{J})$

$$\frac{10^6 \text{ Hz}}{\text{MHz}} \quad 1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1} \quad \Delta E = h\nu \quad h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

Solution:

$$\nu = 835,6 \cancel{\text{ MHz}} \times \frac{10^6 \cancel{\text{ Hz}}}{\cancel{\text{ MHz}}} \times \frac{\text{s}^{-1}}{\cancel{\text{ Hz}}} = 8,356 \times 10^8 \text{ s}^{-1} \quad E = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\cancel{\text{s}} \times \frac{8,356 \times 10^8}{\cancel{\text{s}}} = 5,537 \times 10^{-25} \text{ J}$$

Vérifier: les unités de la réponse (J) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il est question de l'énergie d'un photon et que la longueur d'onde est relativement longue.

3.23 **Données:** $\lambda = 532 \text{ nm}$ et $E_{\text{impulsion}} = 4,88 \text{ mJ}$

Information recherchée: nombre de photons

Plan conceptuel: $\lambda(\text{nm}) \rightarrow \lambda(\text{m}) \rightarrow E(\text{J/photon}) \rightarrow N_{\text{photons}}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \frac{E_{\text{impulsion}}}{E_{\text{photon}}}$$

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

Solution:

$$\lambda = 532 \cancel{\text{ nm}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\text{ nm}}} = 5,32 \times 10^{-7} \text{ m} \quad E = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\cancel{\text{s}} \times \frac{3,00 \times 10^8 \cancel{\text{ m}}}{\cancel{\text{s}}}}{5,32 \times 10^{-7} \cancel{\text{ m}}} = 3,7365 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

$$N_{\text{photons}} = 4,88 \cancel{\text{ mJ}} \times \frac{\cancel{\text{ J}}}{1000 \cancel{\text{ mJ}}} \times \frac{1 \text{ photon}}{3,7365 \times 10^{-19} \cancel{\text{ J}}} = 1,31 \times 10^{16} \text{ photons}$$

Vérifier: les unités de la réponse (nombre de photons) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable par rapport à l'énergie en jeu.

3.24 **Données:** $\lambda = 6,5 \mu\text{m}$; puissance (P) = 41,7 W

Information recherchée: nombre de photons par seconde

Plan conceptuel: $\lambda(\mu\text{m}) \rightarrow \lambda(\text{m}) \rightarrow E(\text{J/photon})$

$$\frac{\text{m}}{10^6 \mu\text{m}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

$P(\text{W}) \rightarrow P(\text{J/s}) \rightarrow N_{\text{photons/s}}$

$$\frac{1 \text{ J/s}}{1 \text{ W}} \quad \frac{\text{photon}}{\text{J}}$$

Solution:

$$\lambda = 6,5 \cancel{\mu\text{m}} \times \frac{\text{m}}{10^6 \cancel{\mu\text{m}}} = 6,5 \times 10^{-6} \text{ m} \quad E = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\cancel{\text{s}} \times \frac{3,00 \times 10^8 \cancel{\text{ m}}}{\cancel{\text{s}}}}{6,5 \times 10^{-6} \cancel{\text{ m}}} = 3,058 \times 10^{-20} \text{ J/photon}$$

$$\frac{N_{\text{photons}}}{\text{s}} = 41,7 \cancel{\text{ W}} \times \frac{1 \cancel{\text{ J/s}}}{1 \text{ W}} \times \frac{1 \text{ photon}}{3,058 \times 10^{-20} \cancel{\text{ J}}} = 1,4 \times 10^{21} \text{ photons/s}$$

Vérifier: les unités de la réponse (photons/s) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable par rapport à la quantité d'énergie en jeu.

3.25 (a) **Donnée:** $\lambda = 1500 \text{ nm}$ **Information recherchée:** E pour 1 mol de photons

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow E \text{ (J/photon)} \rightarrow E \text{ (J/mol)} \rightarrow E \text{ (kJ/mol)}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}} \quad \frac{\text{kJ}}{1000 \text{ J}}$$

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

Solution:

$$\lambda = 1500 \cancel{\mu\text{m}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\mu\text{m}}} = 1,500 \times 10^{-6} \text{ m} \quad E = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{s} \times 3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m/s}}}{1,500 \times 10^{-6} \cancel{\text{m}}} = 1,3252 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

$$E = \frac{1,3252 \times 10^{-19} \text{ J}}{\text{photon}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}}{\text{mol}} \times \frac{\text{kJ}}{1000 \text{ J}} = 79,8 \text{ kJ/mol}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kJ/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable pour une longueur d'onde dans la région de l'infrarouge.

(b) **Donnée:** $\lambda = 500 \text{ nm}$ **Information recherchée:** E pour 1 mol de photons

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow E \text{ (J/photon)} \rightarrow E \text{ (J/mol)} \rightarrow E \text{ (kJ/mol)}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}} \quad \frac{\text{kJ}}{1000 \text{ J}}$$

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

Solution:

$$\lambda = 500 \cancel{\mu\text{m}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\mu\text{m}}} = 5,00 \times 10^{-7} \text{ m} \quad E = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{s} \times 3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m/s}}}{5,00 \times 10^{-7} \cancel{\text{m}}} = 3,9756 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

$$E = \frac{3,9756 \times 10^{-19} \cancel{\text{J}}}{\text{photon}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}}{\text{mol}} \times \frac{\text{kJ}}{1000 \cancel{\text{J}}} = 239 \text{ kJ/mol}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kJ/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable pour une longueur d'onde dans la région de la lumière visible.

(c) **Donnée:** $\lambda = 150 \text{ nm}$ **Information recherchée:** E pour 1 mol de photons

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow E \text{ (J/photon)} \rightarrow E \text{ (J/mol)} \rightarrow E \text{ (kJ/mol)}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}} \quad \frac{\text{kJ}}{1000 \text{ J}}$$

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$$

Solution:

$$\lambda = 150 \cancel{\mu\text{m}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\mu\text{m}}} = 1,50 \times 10^{-7} \text{ m} \quad E = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{s} \times 3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m/s}}}{1,50 \times 10^{-7} \cancel{\text{m}}} = 1,3252 \times 10^{-18} \text{ J/photon}$$

$$E = \frac{1,3252 \times 10^{-18} \cancel{\text{J}}}{\text{photon}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}}{\text{mol}} \times \frac{\text{kJ}}{1000 \cancel{\text{J}}} = 798 \text{ kJ/mol}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kJ/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable pour une longueur d'onde dans la région de l'ultraviolet. Note: L'énergie augmente de l'IR à l'UV en passant par le visible, comme on s'y attend.

- 3.26 (a) **Donnée:** $\lambda = 0,155 \text{ nm}$ **Information recherchée:** E pour 1 mol de photons

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow E \text{ (J/photon)} \rightarrow E \text{ (J/mol)} \rightarrow E \text{ (kJ/mol)}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}} \quad \frac{\text{kJ}}{1000 \text{ J}}$$

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Solution:

$$\lambda = 0,155 \cancel{\text{ nm}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\text{ nm}}} = 1,55 \times 10^{-10} \text{ m} \quad E = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} \times \frac{3,00 \times 10^8 \cancel{\text{ m}}}{\cancel{\text{s}}}}{1,55 \times 10^{-10} \cancel{\text{ m}}} = 1,282 \times 10^{-15} \text{ J/photon}$$

$$E = \frac{1,282 \times 10^{-15} \cancel{\text{ J}}}{\cancel{\text{ photon}}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{ photons}}}{\text{mol}} \times \frac{\text{kJ}}{1000 \cancel{\text{ J}}} = 7,72 \times 10^5 \text{ kJ/mol}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kJ/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable pour une longueur d'onde dans la région des rayons X.

- (b) **Donnée:** $\lambda = 2,55 \times 10^{-5} \text{ nm}$ **Information recherchée:** E pour 1 mol de photons

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow E \text{ (J/photon)} \rightarrow E \text{ (J/mol)} \rightarrow E \text{ (kJ/mol)}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}} \quad \frac{\text{kJ}}{1000 \text{ J}}$$

$$h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Solution:

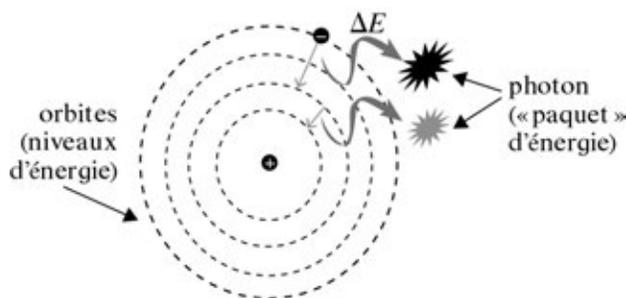
$$\lambda = 2,55 \times 10^{-5} \cancel{\text{ nm}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\text{ nm}}} = 2,55 \times 10^{-14} \text{ m} \quad E = \frac{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} \times \frac{3,00 \times 10^8 \cancel{\text{ m}}}{\cancel{\text{s}}}}{2,55 \times 10^{-14} \cancel{\text{ m}}}$$

$$= 7,795 \times 10^{-12} \text{ J/photon}$$

$$E = \frac{7,795 \times 10^{-12} \cancel{\text{ J}}}{\cancel{\text{ photon}}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{ photons}}}{\text{mol}} \times \frac{\text{kJ}}{1000 \cancel{\text{ J}}} = 4,69 \times 10^9 \text{ kJ/mol}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kJ/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable pour une longueur d'onde dans la région des rayons γ .

- 3.27 Selon Bohr, l'atome est constitué d'un noyau positif autour duquel gravitent des électrons sur des orbites (niveaux d'énergie) définies. Ces électrons peuvent absorber ou émettre des quantités discrètes d'énergie en se déplaçant entre les diverses orbites. Ces énergies (ΔE) sont habituellement émises sous forme de photons (particule de lumière décrite par Einstein), chaque transition (ΔE) possible dans un atome correspondant à un photon d'une *couleur* (longueur d'onde) précise.



- 3.28 Dans le modèle de Bohr, l'électron tourne autour de son noyau sur des orbites d'énergie (niveaux d'énergie) précises. Toutefois, l'électron ne peut posséder que certaines valeurs bien précises d'énergie potentielle et conséquemment, ne peut prendre que certaines positions par rapport à son noyau. On dit donc que l'énergie de l'électron est quantifiée, car elle ne peut prendre que certaines valeurs discrètes. Le modèle de Bohr ne permet pas d'expliquer la quantification de l'énergie; il la décrit seulement à partir des observations expérimentales. C'est De Broglie, dans le modèle probabilistique, qui parviendra à en donner une explication grâce à la nature ondulatoire de l'électron (voir le manuel, p. 110).
- 3.29 Dans le modèle de Bohr, l'électron tourne autour de son noyau sur des orbites d'énergie (niveaux d'énergie) précises. Lorsque l'atome est excité par de l'énergie électrique ou de la lumière, l'électron absorbe l'énergie et monte à un niveau supérieur. Instable, il redescendra spontanément vers un niveau inférieur en réémettant l'énergie sous forme de lumière. Lorsque l'énergie absorbée au départ est de la lumière visible (par exemple de la lumière blanche), on observe des raies noires sur le spectre de cette lumière qui traverse l'échantillon. C'est ce qu'on appelle un spectre d'absorption. L'énergie réémise par les atomes est alors en deçà du spectre visible (infrarouge, micro-ondes, onde radio). Lorsque l'énergie absorbée au départ par les atomes est électrique ou de la lumière de très haute énergie (gamma, rayons X, ultraviolet), les électrons, en redescendant vers des niveaux inférieurs, émettent de la lumière dans le visible et on observe des raies lumineuses dont les couleurs correspondent aux différentes transitions électroniques dans l'atome. C'est ce qu'on appelle un spectre d'émission. L'énergie réémise par les atomes est alors située dans le spectre visible (400 nm à 800 nm).
- 3.30 Dans le cas de l'atome d'hydrogène, l'unique électron est situé sur $n = 1$ à l'état fondamental. Si l'atome émet un photon d'énergie après avoir été excité au niveau $n = 2$, c'est que son électron redescend vers un niveau inférieur. Par conséquent, l'électron ne peut se trouver que dans le niveau $n = 1$ (l'état fondamental) après l'émission du photon.
- 3.31 (a) De $n = 3 \rightarrow n = 1$, l'électron relaxe à un niveau d'énergie inférieure, par conséquent, il y a émission d'énergie.
 (b) De $n = 2 \rightarrow n = 4$, l'électron est promu à un niveau d'énergie supérieure, par conséquent, il y a absorption d'énergie.
 (c) De $n = 4 \rightarrow n = 3$, l'électron relaxe à un niveau d'énergie inférieure, par conséquent, il y a émission d'énergie.
- 3.32 Si on se fie à la figure 3.17 p. 106 du manuel, il est possible d'estimer les variations d'énergie reliées aux transitions dans l'atome d'hydrogène. Une transition $n = 3 \rightarrow n = 1$ émettra un photon de plus haute énergie qu'une transition $n = 2 \rightarrow n = 1$. Selon l'équation de Planck, la longueur d'onde est inversement proportionnelle à l'énergie du photon ($\Delta E = hc/\lambda$). La transition $n = 2 \rightarrow n = 1$ produira donc une lumière de plus grande longueur d'onde.

3.33 Si on se fie à la figure 3.17 p. 106 du manuel, les variations d'énergie dans l'atome d'hydrogène ne sont pas constantes dans le modèle de Bohr. La transition $n = 3 \rightarrow n = 2$ émettra un photon de plus haute énergie qu'une transition $n = 4 \rightarrow n = 3$. Selon l'équation de Planck, la longueur d'onde est inversement proportionnelle à l'énergie du photon ($\Delta E = hc/\lambda$). La transition $n = 4 \rightarrow n = 3$ produira donc une lumière de plus grande longueur d'onde.

3.34 (a) **Donnée:** $n = 2 \rightarrow n = 1$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $n = 2, n = 1, \rightarrow \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right] \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow -\Delta E_{\text{photon émis}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Solution:

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{2^2} \right) - \left(\frac{1}{1^2} \right) \right] = -1,635 \times 10^{-18} \text{ J}; \quad \Delta E_{\text{photon émis}} = 1,635 \times 10^{-18} \text{ J/photon}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{1,635 \times 10^{-18} \text{ J}} = 1,22 \times 10^{-7} \text{ m}$$

Si on se fie à la figure 3.12 p. 100 du manuel, cette transition produirait une longueur d'onde dans la région de l'UV.

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la lumière est dans la région de l'ultraviolet. Les nombres associés aux niveaux n étant des nombres exacts, la réponse comporte 3 chiffres significatifs comme la donnée du problème.

(b) **Donnée:** $n = 3 \rightarrow n = 1$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $n = 3, n = 1, \rightarrow \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right] \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow -\Delta E_{\text{photon émis}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Solution:

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{3^2} \right) - \left(\frac{1}{1^2} \right) \right] = -1,938 \times 10^{-18} \text{ J}; \quad \Delta E_{\text{photon émis}} = 1,938 \times 10^{-18} \text{ J/photon}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{1,938 \times 10^{-18} \text{ J}} = 1,03 \times 10^{-7} \text{ m}$$

Si on se fie à la figure 3.12 p. 100 du manuel, cette transition produirait une longueur d'onde dans la région de l'UV.

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la lumière est dans la région de l'ultraviolet. Les nombres associés aux niveaux n étant des nombres exacts, la réponse comporte 3 chiffres significatifs comme la donnée du problème.

(c) **Donnée:** $n = 4 \rightarrow n = 2$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $n = 4, n = 2, \rightarrow \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right] \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow -\Delta E_{\text{photon émis}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Solution:

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{4^2} \right) - \left(\frac{1}{2^2} \right) \right] = -4,088 \times 10^{-19} \text{ J}; \Delta E_{\text{photon émis}} = 4,088 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{4,088 \times 10^{-19} \text{ J}} = 4,86 \times 10^{-7} \text{ m}$$

Si on se fie à la figure 3.12 p. 100 du manuel, cette transition produirait une longueur d'onde dans la région de la lumière visible (vert-bleu).

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la lumière est dans la région du visible. Les nombres associés aux niveaux n étant des nombres exacts, la réponse comporte 3 chiffres significatifs comme la donnée du problème.

(d) **Donnée:** $n = 5 \rightarrow n = 2$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $n = 5, n = 2, \rightarrow \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right] \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow -\Delta E_{\text{photon émis}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Solution:

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{5^2} \right) - \left(\frac{1}{2^2} \right) \right] = -4,578 \times 10^{-19} \text{ J}; \Delta E_{\text{photon émis}} = 4,578 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{4,578 \times 10^{-19} \text{ J}} = 4,34 \times 10^{-7} \text{ m}$$

Si on se fie à la figure 3.12 p. 100 du manuel, cette transition produirait une longueur d'onde dans la région de la lumière visible (violet).

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la lumière est dans la région du visible. Les nombres associés aux niveaux n étant des nombres exacts, la réponse comporte 3 chiffres significatifs comme la donnée du problème.

3.35 (a) **Donnée:** $n = 4 \rightarrow n = 3$ **Information recherchée:** ν

Plan conceptuel: $n = 4, n = 3, \rightarrow \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)}$

$$\Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right] \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow -\Delta E_{\text{photon émis}} \quad \Delta E = h\nu$$

Solution:

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{4^2} \right) - \left(\frac{1}{3^2} \right) \right] = -1,060 \times 10^{-19} \text{ J}; \Delta E_{\text{photon émis}} = 1,060 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{1,060 \times 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 1,60 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Vérifier: les unités de la réponse (s^{-1}) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que c'est une transition entre deux niveaux rapprochés et que les niveaux deviennent plus près l'un de l'autre à mesure que la valeur de n augmente. Par conséquent, la différence d'énergie est plus petite et la fréquence est plus petite. Les nombres associés aux niveaux n étant des nombres exacts, la réponse comporte 3 chiffres significatifs comme la donnée du problème.

(b) **Donnée:** $n=5 \rightarrow n=1$ **Information recherchée:** ν

Plan conceptuel: $n=5, n=1, \rightarrow \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)}$

$$\Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right] \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow -\Delta E_{\text{photon émis}} \quad \Delta E = h\nu$$

Solution:

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{5^2} \right) - \left(\frac{1}{1^2} \right) \right] = -2,093 \times 10^{-18} \text{ J}; \quad \Delta E_{\text{photon émis}} = 2,093 \times 10^{-18} \text{ J/photon}$$

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{2,093 \times 10^{-18} \cancel{\text{J}}}{6,626 \times 10^{-34} \cancel{\text{J}} \cdot \text{s}} = 3,16 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Vérifier: les unités de la réponse (s^{-1}) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que c'est une transition qui produit une longueur d'onde dans la région de l'UV et la fréquence correspond à la région de l'UV. Les nombres associés aux niveaux n étant des nombres exacts, la réponse comporte 3 chiffres significatifs comme la donnée du problème.

(c) **Donnée:** $n=5 \rightarrow n=4$ **Information recherchée:** ν

Plan conceptuel: $n=5, n=4, \rightarrow \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)}$

$$\Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right] \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow -\Delta E_{\text{photon émis}} \quad \Delta E = h\nu$$

Solution:

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{5^2} \right) - \left(\frac{1}{4^2} \right) \right] = -4,905 \times 10^{-20} \text{ J}; \quad \Delta E_{\text{photon émis}} = 4,905 \times 10^{-20} \text{ J/photon}$$

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{4,905 \times 10^{-20} \cancel{\text{J}}}{6,626 \times 10^{-34} \cancel{\text{J}} \cdot \text{s}} = 7,40 \times 10^{13} \text{ s}^{-1}$$

Vérifier: les unités de la réponse (s^{-1}) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que c'est une transition entre deux niveaux rapprochés et que les niveaux deviennent plus près l'un de l'autre à mesure que la valeur de n augmente. Par conséquent, la différence d'énergie est plus petite et la fréquence est plus petite. Les nombres associés aux niveaux n étant des nombres exacts, la réponse comporte 3 chiffres significatifs comme la donnée du problème.

(d) **Donnée:** $n=6 \rightarrow n=5$ **Information recherchée:** ν

Plan conceptuel: $n=6, n=5, \rightarrow \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)}$

$$\Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right] \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow -\Delta E_{\text{photon émis}} \quad \Delta E = h\nu$$

Solution:

$$\Delta E = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{6^2} \right) - \left(\frac{1}{5^2} \right) \right] = -2,664 \times 10^{-20} \text{ J}; \quad \Delta E_{\text{photon émis}} = 2,664 \times 10^{-20} \text{ J/photon}$$

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{2,664 \times 10^{-20} \cancel{\text{J}}}{6,626 \times 10^{-34} \cancel{\text{J}} \cdot \text{s}} = 4,02 \times 10^{13} \text{ s}^{-1}$$

Vérifier: les unités de la réponse (s^{-1}) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que c'est une transition entre deux niveaux rapprochés et que les niveaux deviennent plus près l'un de l'autre à mesure que la valeur de n augmente. Par conséquent, la différence d'énergie est plus petite et la fréquence est plus petite. Les nombres associés aux niveaux n étant des nombres exacts, la réponse comporte 3 chiffres significatifs comme la donnée du problème.

3.36 **Données:** n (initial) = 7; $\lambda = 397$ nm **Information recherchée:** n (final)

Plan conceptuel: λ (nm) \rightarrow λ (m) \rightarrow $\Delta E_{\text{photon émis}}$ \rightarrow ΔE_{atome} \rightarrow $n_i = 7, n_f = x$

$$\frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow -\Delta E_{\text{atome}} \quad \Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right]$$

Solution:

$$\lambda = 397 \cancel{\text{nm}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\text{nm}}} = 3,97 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$\Delta E_{\text{photon émis}} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}})}{3,97 \times 10^{-7} \cancel{\text{m}}} = 5,007 \times 10^{-19} \text{ J/photon}; \quad \Delta E_{\text{atome}} = -5,007 \times 10^{-19} \text{ J par atome}$$

$$\Delta E_{\text{atome}} = -5,007 \times 10^{-19} \text{ J} = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{7^2} \right) - \left(\frac{1}{x^2} \right) \right]$$

$$-0,230 = \left(\frac{1}{7^2} \right) - \left(\frac{1}{x^2} \right) \quad 0,250 = \left(\frac{1}{x^2} \right) \quad x^2 = 4 \quad x = 2$$

Vérifier: la réponse est raisonnable parce que c'est un nombre entier plus petit que la valeur initiale de 7.

3.37 **Données:** n (final) = 4; $\nu = 114$ THz **Information recherchée:** n (initial)

Plan conceptuel: ν (THz) \rightarrow ν (Hz) \rightarrow ν (s^{-1}) \rightarrow $\Delta E_{\text{photon émis}}$ \rightarrow ΔE_{atome} \rightarrow $n_i = x, n_f = 4$

$$\frac{10^{12} \text{ Hz}}{\text{THz}} \quad 1 \text{ Hz} = 1 \text{ s}^{-1} \quad \Delta E = h\nu \quad \Delta E_{\text{photon émis}} \rightarrow -\Delta E_{\text{atome}} \quad \Delta E = R_H \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right]$$

Solution:

$$\nu = 114 \cancel{\text{THz}} \times \frac{10^{12} \cancel{\text{Hz}}}{\cancel{\text{THz}}} \times \frac{\text{s}^{-1}}{\cancel{\text{Hz}}} = 1,14 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\Delta E_{\text{photon émis}} = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}} (1,14 \times 10^{14} \cancel{\text{s}}^{-1}) = 7,554 \times 10^{-20} \text{ J/photon}; \quad \Delta E_{\text{atome}} = -7,554 \times 10^{-20} \text{ J par atome}$$

$$\Delta E_{\text{atome}} = -7,554 \times 10^{-20} \text{ J} = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{x^2} \right) - \left(\frac{1}{4^2} \right) \right]$$

$$-0,0347 = \left(\frac{1}{x^2} \right) - \left(\frac{1}{4^2} \right) \quad 0,0278 = \left(\frac{1}{x^2} \right); \quad x^2 = 36, \text{ donc } x = 6.$$

Vérifier: la réponse est raisonnable parce que c'est un nombre entier plus grand que la valeur finale de 4.

Mécanique quantique et atome (3.3)

3.38 Lorsqu'un laser est placé derrière les fentes pour déterminer quelle fente l'électron traverse, le laser produit un éclair lumineux quand un photon est diffracté au point de franchissement des fentes, indiquant la fente utilisée, et le patron d'interférence est alors absent. Avec le laser en fonction, les électrons frappent des positions directement derrière chaque fente, comme si c'était des particules ordinaires (voir la figure, p. 113 du manuel).

3.39 **Données:** $m = 9,109 \times 10^{-31}$ kg; $v = 1,55 \times 10^5$ m/s

Information recherchée: λ

Plan conceptuel: v (m/s) $\rightarrow \lambda$ (m) $\rightarrow \lambda$ (nm)

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad \frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ m}}$$

Solution:

$$\lambda = \frac{6,626 \times 10^{-34} \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}}{(9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}) \left(\frac{1,55 \times 10^5 \text{ m}}{\text{s}} \right)} = 4,69 \times 10^{-9} \text{ m} ; \quad \lambda = 4,69 \times 10^{-9} \cancel{\text{m}} \times \frac{10^9 \text{ nm}}{\cancel{\text{m}}} = 4,69 \text{ nm}.$$

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que c'est un électron que nous observons.

3.40 **Données:** $m = 9,109 \times 10^{-31}$ kg; $\lambda = 225$ nm

Information recherchée: v

Plan conceptuel: λ (nm) $\rightarrow \lambda$ (m) $\rightarrow v$ (m/s)

$$\frac{1 \text{ m}}{10^9 \text{ m}} \quad \lambda = \frac{h}{mv}$$

Solution:

$$\lambda = 225 \cancel{\text{nm}} \times \frac{1 \text{ m}}{10^9 \cancel{\text{nm}}} = 2,25 \times 10^{-7} \text{ m} ; \quad v = \frac{h}{m\lambda} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}}{(9,109 \times 10^{-31} \text{ kg})(2,25 \times 10^{-7} \cancel{\text{m}})} = 3,23 \times 10^3 \text{ m/s}$$

Vérifier: Les unités de la réponse (m/s) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que c'est un électron que nous observons.

3.41 **Données:** $m = 143$ g; $v = 153$ km/h

Information recherchée: λ

Plan conceptuel: v (km/h) $\rightarrow v$ (m/s) $\rightarrow \lambda$ (m)

$$\frac{1000 \text{ m}}{\text{km}} \quad \frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}} \quad \lambda = \frac{h}{mv}$$

Solution:

$$v = 153 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{h}}} \times \frac{1000 \text{ m}}{\cancel{\text{km}}} \times \frac{\cancel{\text{h}}}{3600 \text{ s}} = 42,5 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

$$m = 143 \cancel{\text{g}} \times \frac{\text{kg}}{1000 \cancel{\text{g}}} = 0,143 \text{ kg}$$

$$\lambda = \frac{6,626 \times 10^{-34} \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}} \times \cancel{\text{s}}}{(42,5 \frac{\text{m}}{\text{s}})(0,143 \cancel{\text{kg}})} = 1,09 \times 10^{-34} \text{ m}$$

La valeur de la longueur d'onde ($1,09 \times 10^{-34} \text{ m}$) est tellement petite qu'elle n'aura aucun effet sur la trajectoire de la balle.

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est très petit comme on s'y attend pour la longueur d'onde de De Broglie d'une balle de baseball.

3.42 **Données:** $m = 27 \text{ g}$; $v = 765 \text{ m/s}$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $m \text{ (g)} \rightarrow m \text{ (kg)} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\frac{1000 \text{ g}}{\text{kg}} \quad \lambda = \frac{h}{mv}$$

Solution:

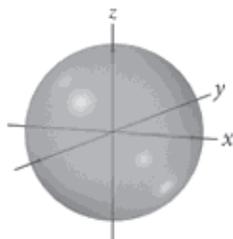
$$\lambda = \frac{6,626 \times 10^{-34} \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}} \cdot \cancel{\text{s}}}{(27 \cancel{\text{g}}) \left(\frac{\cancel{\text{kg}}}{1000 \cancel{\text{g}}} \right) \left(\frac{765 \cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}} \right)} = 3,2 \times 10^{-35} \text{ m}$$

La valeur de la longueur d'onde ($3,2 \times 10^{-35} \text{ m}$) est tellement petite qu'elle n'aura aucun effet sur la trajectoire de la balle. La nature ondulatoire de la matière n'est pas importante pour les balles de pistolet.

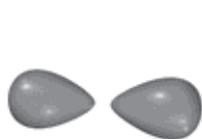
Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est très petit comme on s'y attend pour la longueur d'onde de De Broglie d'une balle de pistolet.

Orbitales, niveaux et sous-niveaux (3.4 et 3.5)

3.43 L'orbitale $2s$ a la même forme que l'orbitale $1s$, mais sa taille est plus grande et les orbitales $3p$ ont la même forme que les orbitales $2p$, mais d'une plus grande taille. De plus, les orbitales $2s$ et $3p$ comportent plus de nœuds.



Orbitale $1s$



Orbitale $2p_x$

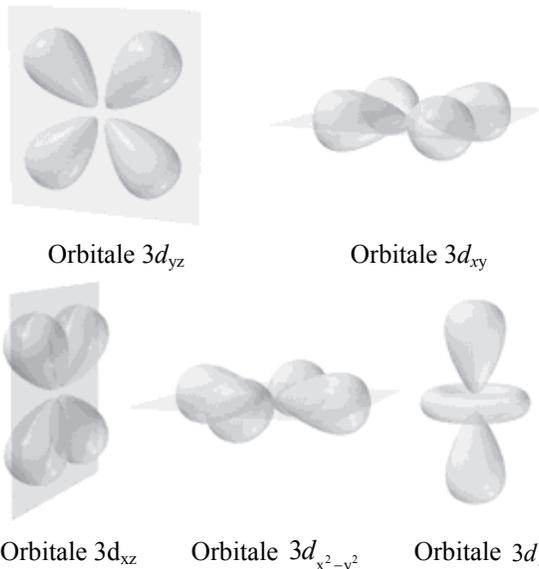


Orbitale $2p_y$



Orbitale $2p_z$

- 3.44 L'orbitale 2s n'a pas la même forme que l'orbitale 3D; elle sphérique et sa taille est plus petite. Les orbitales 4d ont la même forme que les orbitales 3d, mais leur taille est plus grande et l'orbitale 4d comporte plus de nœuds.



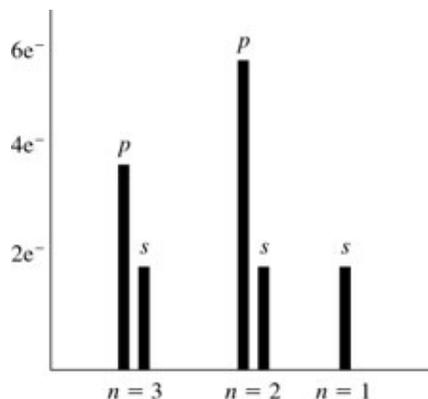
- 3.45 Étant donné que la taille de l'orbitale est déterminée par le nombre quantique n , la taille augmentant avec n qui croît, un électron dans une orbitale 2s est plus près, en moyenne, du noyau qu'un électron dans une orbitale 3s.
- 3.46 Étant donné que la taille de l'orbitale est déterminée par le nombre quantique n , la taille augmentant avec n qui croît, un électron dans une orbitale 4p est plus éloigné, en moyenne, du noyau qu'un électron dans une orbitale 3p.
- 3.47 Lorsque l'on parle de la valence des atomes, on parle du nombre d'électrons qui peut réagir chimiquement lors de la formation ou du bris des liaisons chimiques. Dans le cas des atomes des groupes principaux, il s'agit des électrons situés dans le dernier niveau électronique, aussi appelé couche de valence. Dans le cas des métaux de transition, certains des électrons d instables du niveau inférieur peuvent s'ajouter aux électrons pouvant réagir chimiquement. On se fie alors à l'état d'oxydation le plus élevé pour ces éléments pour déterminer le nombre d'électrons dit de valence. C'est ce nombre d'électrons qui détermine les propriétés chimiques d'un atome. Par exemple, les halogènes possèdent 7 électrons de valence et cherchent à compléter leur dernière couche: ils sont donc très corrosifs. Dans le cas des métaux alcalins, comme ils n'ont tous qu'un électron de valence sur leur dernière couche, ils réagissent de façon explosive en présence de l'eau afin de s'en débarrasser et ne conserver que les niveaux inférieurs qui sont complets.
- 3.48 Le sodium, situé sur la troisième période, possède 3 niveaux d'électrons. Sa distribution électronique est 2, 8, 1. Il y a $2e^-$ dans le premier niveau, $8e^-$ électrons dans le deuxième niveau et $1e^-$ dans le troisième niveau.
- Na: 2, 8, 1
 C: 2, 4
 He: 2
 S: 2, 8, 6
- 3.49 Le sodium, situé sur la troisième période, possède 3 niveaux d'électrons. Sa configuration est 2, 8, 1. Dans le premier niveau, il n'y a qu'un sous-niveau où se retrouvent les 2 électrons. Le deuxième niveau possède deux sous-niveaux, s et p , qui peuvent contenir chacun respectivement 2 et 6 électrons. Le troisième niveau possède trois sous-niveaux, s , p et d , qui peuvent contenir chacun respectivement 2, 6 et 14 électrons, mais comme il n'y a qu'un e^- dans ce niveau, seule la sous-couche s est occupée.

	$n = 1$	$n = 2$		$n = 3$		
	<i>s</i>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>
Na	2	2	6	1		
C	2	2	2			
He	2					
S	2	2	6	2	4	

3.50 Le soufre possède 3 niveaux occupés de la façon suivante:

	$n = 1$	$n = 2$		$n = 3$		
	<i>s</i>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>
S	2	2	6	2	4	

On devrait donc observer 5 «sortes» d'électrons d'énergie différentes en spectroscopie photoélectronique, répartis en trois groupes principaux d'énergie ($n = 1$, $n = 2$, $n = 3$). Les 2 électrons $1s$, les plus près du noyau donc plus difficiles à arracher se retrouvent à droite du graphique alors que les électrons de la couche de valence ($n = 3$) se retrouvent à la gauche du graphique. Dans le 3^e niveau, il y a 2 électrons sur la $3s$ et 4 électrons sur la $3p$; la hauteur du signal correspondant à la quantité d'électrons arrachés, celui-ci devrait être 2 fois plus important dans le cas de la $3p$.



Nombres quantiques (3.6)

- 3.51 La valeur de l est un nombre entier compris entre 0 et $n - 1$.
- Quand $n = 1$, l prend seulement la valeur $l = 0$.
 - Quand $n = 2$, l peut prendre les valeurs $l = 0$ ou 1.
 - Quand $n = 3$, l peut prendre les valeurs $l = 0, 1$ ou 2.
 - Quand $n = 4$, l peut prendre les valeurs $l = 0, 1, 2$ ou 3.
- 3.52 Les valeurs possibles de m_l sont des nombres entiers compris entre $-l$ et $+l$.
- Quand $l = 0$, m_l prend seulement la valeur $m_l = 0$.
 - Quand $l = 1$, m_l peut prendre les valeurs $m_l = -1, 0$ ou $+1$.
 - Quand $l = 2$, m_l peut prendre les valeurs $m_l = -2, -1, 0, +1$ ou $+2$.
 - Quand $l = 3$, m_l peut prendre les valeurs $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2$ ou $+3$.

- 3.53 Quand $n = 3$: $l = 2, m_l = -2, -1, 0, 1, 2$
 $l = 1, m_l = -1, 0, 1$
 $l = 0, m_l = 0$
 pour un nombre total de 9 orbitales possibles.
- 3.54 Quand $n = 4$: $l = 3, m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$
 $l = 2, m_l = -2, -1, 0, 1, 2$
 $l = 1, m_l = -1, 0, 1$
 $l = 0, m_l = 0$
 pour un nombre total de 16 orbitales possibles.
- 3.55 Le nombre quantique de spin, m_s , n'a que deux valeurs possibles: $m_s = +\frac{1}{2}$ et $m_s = -\frac{1}{2}$.
- 3.56 Le nombre quantique de spin, m_s , définit l'orientation du spin de l'électron. $m_s = +\frac{1}{2}$ est associé au sens antihoraire alors que $m_s = -\frac{1}{2}$ correspond au sens horaire.
- 3.57 (a) l : les valeurs de l peuvent aller de 0 à $n - 1$; 6 n'est pas permis si $n = 5$; l : les valeurs de m_l peuvent aller de $-l$ à $+l$; +7 n'est pas permis si $l = 6$.
 (b) La valeur 0 est impossible pour le nombre quantique principal.
 (c) l : les valeurs de l peuvent aller de 0 à $n - 1$; 2 n'est pas permis si $n = 2$.
 (d) Toutes les valeurs sont permises.
 (e) Les valeurs de m_l peuvent aller de $-l$ à $+l$, +4 n'est pas permis si $l = 3$.
- 3.58 L'ensemble (c) ne peut pas exister comme suite de nombres quantiques pour désigner une orbitale. l doit prendre les valeurs entre 0 et $n - 1$; donc pour $n = 3$, l ne peut pas être plus élevé que 2.
- 3.59 Un électron $5f$ est situé sur le niveau 5 dans la sous-couche f . Son nombre quantique principal est donc 5, et son nombre quantique secondaire est 3. Le nombre quantique magnétique prend donc des valeurs allant de +3 à -3, et le nombre quantique de spin possède deux valeurs: $+\frac{1}{2}$ et $-\frac{1}{2}$. Les combinaisons de nombres quantiques possibles sont donc les suivantes:
 $[5, 3, -3, +\frac{1}{2}]$
 $[5, 3, -2, +\frac{1}{2}]$
 $[5, 3, -1, +\frac{1}{2}]$
 $[5, 3, 0, +\frac{1}{2}]$
 $[5, 3, +1, +\frac{1}{2}]$
 $[5, 3, +2, +\frac{1}{2}]$
 $[5, 3, +3, +\frac{1}{2}]$
- 3.60 (a) $1s$ représente une orbitale réelle, $n = 1, l = 0$.
 (b) $2p$ représente une orbitale réelle, $n = 2, l = 1$.
 (c) $4s$ représente une orbitale réelle, $n = 4, l = 0$.
 (d) $2d$ est une représentation erronée. $n = 2, l = 2$ n'est pas une combinaison permise. l doit se situer entre 0 et $n - 1$; donc pour $n = 2$, l ne peut pas être plus grand que 1(p).
- 3.61 (a) L'électron est situé dans le 2^e niveau, dans le sous-niveau s . Celui-ci ne contient qu'une seule orbitale; donc il n'y a que 2 électrons qui possèdent simultanément ces deux nombres quantiques.
 (b) L'électron est situé dans le 3^e niveau, dans le sous-niveau d . Le nombre quantique magnétique cible une orbitale en particulier; donc il n'y a que 2 électrons qui possèdent simultanément ces nombres quantiques.

- (c) L'électron est situé dans le 4^e niveau, dans le sous-niveau *f*. Celui-ci contient 7 orbitales; donc il y a 14 électrons qui possèdent simultanément ces deux nombres quantiques.
- (d) L'électron est situé dans le 4^e niveau. Celui-ci est formé des sous-niveaux *s* (1 orbitale), *p* (3 orbitales), *d* (5 orbitales) et *f* (7 orbitales). Les 16 orbitales contiennent en tout 32 électrons.
- (e) L'électron est situé dans le 4^e niveau, dans le sous-niveau *f*. Le nombre quantique magnétique cible une orbitale en particulier; donc il n'y a que 2 électrons qui possèdent simultanément ces nombres quantiques.

PROBLÈMES RÉCAPITULATIFS

3.62 **Données:** 348 kJ/mol **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: ΔE (kJ/mol) \rightarrow ΔE (kJ/liaison) \rightarrow ΔE (J/liaison) \rightarrow λ (m)

$$\frac{\text{mol liaisons C - C}}{6,022 \times 10^{23} \text{ liaisons C - C}} \quad \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Solution:

$$\Delta E = \frac{348 \text{ kJ}}{\text{mol liaisons C - C}} \times \frac{\text{mol liaisons C - C}}{6,022 \times 10^{23} \text{ liaisons C - C}} \times \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} = 5,779 \times 10^{-19} \text{ J/liaison C - C}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{5,779 \times 10^{-19} \text{ J}} = 3,44 \times 10^{-7} \text{ m} = 344 \text{ nm}$$

Vérifier: les unités de la réponse (m ou nm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que cette longueur d'onde est dans la région de l'UV.

3.63 **Donnée:** 164 kJ/mol **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: ΔE (kJ/mol) \rightarrow ΔE (kJ/molécule) \rightarrow ΔE (J/molécule) \rightarrow λ (m)

$$\frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules}} \quad \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\Delta E = \frac{164 \text{ kJ}}{\text{mol}} \times \frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules}} \times \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} = 2,723 \times 10^{-19} \text{ J/molécule}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{2,723 \times 10^{-19} \text{ J}} = 7,30 \times 10^{-7} \text{ m} = 730 \text{ nm}$$

Vérifier: les unités de la réponse (m ou nm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que cette longueur d'onde est dans la région rouge de la lumière visible.

3.64 **Données:** $S_{\text{feuille}} = 2,50 \text{ cm}^2$; $P_{\text{ray}} = 1000 \text{ W/m}^2$; $\lambda = 504 \text{ nm}$

Information recherchée: $N_{\text{photons/s}}$

Plan conceptuel: $S_{\text{feuille}} (\text{cm}^2) \rightarrow S_{\text{feuille}} (\text{m}^2) \rightarrow P (\text{W})$ pour la feuille $\rightarrow P (\text{J/s})$ pour la feuille;

$$\frac{1 \text{ m}^2}{(100 \text{ cm})^2} \quad \frac{1000 \text{ W}}{\text{m}^2} \quad \frac{1 \text{ J/s}}{1 \text{ W}}$$

$A (\text{nm}) \rightarrow \lambda (\text{nm}) \rightarrow \Delta E_{\text{photon}} \rightarrow N_{\text{photons/s}} \text{ pour la feuille}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \frac{P_{\text{feuille}}}{\Delta E_{\text{photon}}}$$

Solution:

$$P = 2,50 \frac{\cancel{\text{cm}^2}}{\cancel{\text{cm}^2}} \times \frac{\cancel{\text{m}^2}}{100^2 \cancel{\text{cm}^2}} \times \frac{1000 \cancel{\text{W}}}{\cancel{\text{m}^2}} \times \frac{1 \text{ J/s}}{1 \cancel{\text{W}}} = 0,250 \text{ J/s}$$

$$\lambda = 504 \cancel{\mu\text{m}} \times \frac{1 \text{ m}}{10^9 \cancel{\mu\text{m}}} = 5,04 \times 10^{-7} \text{ m} \quad \Delta E = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}})}{5,04 \times 10^{-7} \cancel{\text{m}}} = 3,944 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

$$\frac{P_{\text{feuille}}}{\Delta E_{\text{photon}}} = \frac{0,250 \cancel{\text{J}}/\cancel{\text{s}}}{3,944 \times 10^{-19} \cancel{\text{J}}/\cancel{\text{photon}}} = 6,34 \times 10^{17} \text{ photons/s}$$

Vérifier: les unités de la réponse (photons/s) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable comparé au rayonnement solaire.

3.65 **Donnée:** $E_c = 506 \text{ eV}$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $E_c (\text{eV}) \rightarrow E_c (\text{J}) \rightarrow v (\text{m/s}) \rightarrow \lambda (\text{m})$

$$\frac{1,602 \times 10^{-19} \text{ J}}{\text{eV}} \quad E_c = \frac{1}{2}mv^2 \quad \lambda = \frac{h}{mv}$$

Solution:

$$E_c = 506 \cancel{\text{eV}} \times \left(\frac{1,602 \times 10^{-19} \cancel{\text{J}}}{\cancel{\text{eV}}} \right) \left(\frac{\text{kg} \cdot \cancel{\text{m}^2}}{\cancel{\text{s}^2}} \right) = \frac{1}{2} (9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}) v^2$$

$$v^2 = \frac{506 \cancel{\text{eV}} \left(\frac{1,602 \times 10^{-19} \cancel{\text{J}}}{\cancel{\text{eV}}} \right) \left(\frac{\cancel{\text{kg}} \cdot \cancel{\text{m}^2}/\cancel{\text{s}^2}}{\cancel{\text{J}}} \right)}{\frac{1}{2} (9,11 \times 10^{-31} \cancel{\text{kg}})} = 1,7796 \times 10^{14} \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2}$$

$$v = 1,33 \times 10^7 \text{ m/s} \quad \lambda = \frac{h}{mv} = \frac{6,626 \times 10^{-34} \cancel{\text{kg}} \cdot \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}} \cdot \cancel{\text{s}}}{(9,11 \times 10^{-31} \cancel{\text{kg}})(1,33 \times 10^7 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}})} = 5,47 \times 10^{-11} \text{ m} = 0,0547 \text{ nm}$$

Vérifier: les unités de la réponse (m ou nm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la longueur d'onde de De Broglie est généralement un très petit nombre.

3.66 **Données:** $\lambda = 0,989 \text{ nm}$; $E_c = 969 \text{ eV}$ **Information recherchée:** $E_{\text{liaison}} (\text{kJ/mol})$

Plan conceptuel: $\lambda (\text{nm}) \rightarrow \lambda (\text{m}) \rightarrow E_{\text{photon}} \rightarrow E_{\text{liaison}} \rightarrow E_{\text{liaison}} \text{ pour 1 mol de liaisons}$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad E_{\text{liaison}} = E_{\text{photon}} - E_c \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}}{\text{mol}} \quad \frac{1 \text{ eV}}{1,602 \times 10^{-19} \text{ J}}$$

Solution:

$$\lambda = 0,989 \cancel{\text{nm}} \times \frac{1 \text{ m}}{10^9 \cancel{\text{nm}}} = 9,89 \times 10^{-10} \text{ m} \quad E_{\text{photon}} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}})}{9,89 \times 10^{-10} \cancel{\text{m}}}$$

$$= 2,010 \times 10^{-16} \text{ J/photon}$$

$$E_{\text{liaison}} = E_{\text{photon}} - E_c = 2,010 \times 10^{-16} \text{ J/photon} - \left[(969 \text{ eV}) \left(\frac{1,602 \times 10^{-19} \text{ J}}{\text{eV}} \right) \right] = 4,576 \times 10^{-17} \text{ J/photon}$$

$$E_{\text{liaison}} = \frac{4,576 \times 10^{-17} \text{ J}}{\text{photon}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ photons}}{\text{mol}} \times \frac{\text{kJ}}{1000 \text{ J}} = 2,76 \times 10^4 \text{ kJ/mol}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kJ/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il faut une grande quantité d'énergie pour arracher un électron d'une surface métallique.

3.67 **Donnée:** $n = 1 \rightarrow n = \infty$

Informations recherchées: $E; \lambda$

Plan conceptuel: $n = 1, n = \infty \rightarrow \Delta E \text{ (J/atome)} \rightarrow \Delta E \text{ (J/photon)} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\Delta E = R_{\text{H}} \left[\left(\frac{1}{n_i^2} \right) - \left(\frac{1}{n_f^2} \right) \right] \quad \Delta E_{\text{atome}} = \Delta E_{\text{photon absorbé}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Solution:

$$\begin{aligned} \Delta E_{\text{atome}} &= 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{1^2} \right) - \left(\frac{1}{\infty^2} \right) \right] = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J} \left[\left(\frac{1}{1^2} \right) - 0 \right] = 2,18 \times 10^{-18} \text{ J par atome} \\ &= 2,18 \times 10^{-18} \text{ J / photon} \end{aligned}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}) (3,00 \times 10^8 \text{ m/s})}{2,18 \times 10^{-18} \text{ J}} = 9,12 \times 10^{-8} \text{ m} = 91,2 \text{ nm}$$

Vérifier: les unités de la réponse (J pour E et m ou nm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que, pour arracher complètement l'électron, il faut plus d'énergie que pour seulement le faire passer à un niveau supérieur. Il en résulte une longueur d'onde plus courte.

3.68 **Donnée:** $E = 496 \text{ kJ/mol}$

Information recherchée: ν

Plan conceptuel: $\Delta E \text{ (kJ/mol)} \rightarrow \Delta E \text{ (J/mol)} \rightarrow \Delta E \text{ (J/atome)} \rightarrow \nu \text{ (s}^{-1}\text{)}$

$$\frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} \quad \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} \quad \Delta E = h\nu$$

Solution:

$$\Delta E = \frac{496 \text{ kJ}}{\text{mol}} \times \frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} \times \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} = 8,236 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\nu = \frac{\Delta E}{h} = \frac{8,236 \times 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 1,24 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Vérifier: les unités de la réponse (s^{-1}) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la fréquence est légèrement supérieure à celle du début du spectre de la lumière visible et c'est ce qui est prévu étant donné que l'excitation du sodium produit une raie dans la région de la lumière visible.

3.69 (a) **Donnée:** $n = 1$

Information recherchée: nombre d'orbitales si $l = 0 \rightarrow n$

Plan conceptuel: valeur $n \rightarrow$ valeurs $l \rightarrow$ valeurs $m_l \rightarrow$ nombre d'orbitales

$$l = 0 \rightarrow n \quad m_l = l - 1 \rightarrow l + 1 \quad m_l \text{ total}$$

Solution:

$n =$	1	
$l =$	0	1
$m_l =$	0	-1, 0, +1

4 orbitales au total.

Vérifier: le nombre total d'orbitales est égal au nombre de sous-niveaux l au carré.

- (b) **Donnée:** $n = 2$ **Information recherchée:** nombre d'orbitales si $l = 0 \rightarrow n$
Plan conceptuel: valeur $n \rightarrow$ valeurs $l \rightarrow$ valeurs $m_l \rightarrow$ nombre d'orbitales

$$l = 0 \rightarrow n \quad m_l = -l - 1 \rightarrow l + 1 \quad m_l \text{ total}$$

Solution: $n = 2$
 $l = 0 \quad 1 \quad 2$
 $m_l = 0 \quad -1, 0, +1 \quad -2, -1, 0, +1, +2$
 9 orbitales au total.

Vérifier: le nombre total d'orbitales est égal au nombre de sous-niveaux l au carré.

- (c) **Donnée:** $n = 3$ **Information recherchée:** nombre d'orbitales si $l = 0 \rightarrow n$
Plan conceptuel: valeur $n \rightarrow$ valeurs $l \rightarrow$ valeurs $m_l \rightarrow$ nombre d'orbitales

$$l = 0 \rightarrow n \quad m_l = l - 1 \rightarrow l + 1 \quad m_l \text{ total}$$

Solution: $n = 3$
 $l = 0 \quad 1 \quad 2 \quad 3$
 $m_l = 0 \quad -1, 0, +1 \quad -2, -1, 0, +1, +2 \quad -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$
 16 orbitales au total.

Vérifier: le nombre total d'orbitales est égal au nombre de sous-niveaux l au carré.

- 3.70 (a) **Donnée:** sous-niveau s

Information recherchée: nombre d'orbitales si $m_l = -l - 1 \rightarrow l + 1$

Plan conceptuel: valeur $l \rightarrow$ valeurs $m_l \rightarrow$ nombre d'orbitales

$$m_l = -l - 1 \rightarrow +l + 1 \quad m_l \text{ total}$$

Solution: sous-niveau $s \rightarrow l = 0$
 $m_l = -1, 0, +1$
 3 orbitales au total.

- (b) **Donnée:** sous-niveau p

Information recherchée: nombre d'orbitales si $m_l = -l - 1 \rightarrow l + 1$

Plan conceptuel: valeur $l \rightarrow$ valeurs $m_l \rightarrow$ nombre d'orbitales

$$m_l = -l - 1 \rightarrow +l + 1 \quad m_l \text{ total}$$

Solution: sous-niveau $p \rightarrow l = 1$
 $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$
 5 orbitales au total.

- (c) **Donnée:** sous-niveau d

Information recherchée: nombre d'orbitales si $m_l = -l - 1 \rightarrow l + 1$

Plan conceptuel: valeur $l \rightarrow$ valeurs $m_l \rightarrow$ nombre d'orbitales

$$m_l = -l - 1 \rightarrow +l + 1 \quad m_l \text{ total}$$

Solution: sous-niveau $d \rightarrow l = 2$
 $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$
 7 orbitales au total.

- 3.71 **Donnée:** $\phi = 193 \text{ kJ/mol}$ **Information recherchée:** fréquence seuil (ν)
Plan conceptuel: $\Delta E(\text{kJ/mol}) \rightarrow \Delta E(\text{kJ/atome}) \rightarrow \Delta E(\text{J/atome}) \rightarrow \nu(\text{s}^{-1})$

$$\frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} \quad \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} \quad \phi = h\nu$$

Solution:

$$\Delta E = \frac{193 \text{ kJ}}{\text{mol}} \times \frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} \times \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} = 3,205 \times 10^{-19} \text{ J/atome}$$

$$\nu = \frac{\phi}{h} = \frac{3,205 \times 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}} = 4,84 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Vérifier: les unités de la réponse (s^{-1}) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse place la fréquence dans l'intervalle de l'infrarouge et c'est une réponse raisonnable.

3.72 **Données:** $m = 2 \text{ u}$; $\nu = 1 \times 10^6 \text{ m/s}$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: masse atomique \rightarrow masse (g) \rightarrow masse (kg) \rightarrow λ (m)

$$\frac{1,661 \times 10^{-24} \text{ g}}{\text{u}} \quad \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} \quad \lambda = \frac{h}{m\nu}$$

Solution:

$$\text{masse} = 2 \text{ u} \times \frac{1,661 \times 10^{-24} \text{ g}}{\text{u}} \times \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 3,322 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$\lambda = \frac{6,626 \times 10^{-34} \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}}{3,322 \times 10^{-27} \text{ kg} (1 \times 10^6 \text{ m/s})} = 2 \times 10^{-13} \text{ m}$$

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que c'est une longueur d'onde plus petite que celle d'un électron et parce qu'un deutéron a une masse beaucoup plus grande que celle de l'électron.

3.73 **Données:** $\nu_{\text{basse}} = 30 \text{ s}^{-1}$ $\nu_{\text{haute}} = 1,5 \times 10^4 \text{ s}^{-1}$; vitesse = 344 m/s

Information recherchée: $\lambda_{\text{basse}} - \lambda_{\text{haute}}$

Plan conceptuel: $\nu_{\text{basse}} (\text{s}^{-1}) \rightarrow \lambda_{\text{basse}} (\text{m})$ et $\nu_{\text{haute}} (\text{s}^{-1}) \rightarrow \lambda_{\text{haute}} (\text{m})$ puis $\lambda_{\text{basse}} (\text{m}) - \lambda_{\text{haute}} (\text{m})$
 $\lambda \nu = c$ pour la lumière donc de façon plus générale $\lambda \nu = \text{vitesse}$

Solution: $\lambda = \frac{\text{vitesse}}{\nu}$ $\lambda_{\text{basse}} = \frac{344 \text{ m/s}}{30 \text{ s}^{-1}} = 11 \text{ m}$; $\lambda_{\text{haute}} = \frac{344 \text{ m/s}}{1,5 \times 10^4 \text{ s}^{-1}} = 0,023 \text{ m}$.

$$11 \text{ m} - 0,023 \text{ m} = 11 \text{ m}$$

Vérifier: les unités (m) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la valeur n'est déterminée que par la valeur de la basse fréquence à cause des chiffres significatifs.

3.74 **Données:** $V = 500 \text{ mL}$; $C_{\text{hexane}} = 0,100 \text{ mol/L}$; $E = 15,5 \text{ J}$; $\lambda = 349 \text{ nm}$

Information recherchée: % de molécules qui émettent un photon

Plan conceptuel: $V (\text{mL}) \rightarrow V (\text{L}) \rightarrow n_{\text{hexane}} \rightarrow N_{\text{hexane}}$

$$\frac{1000 \text{ mL}}{\text{L}} \quad n = \frac{C}{V} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules}}{\text{mole}}$$

puis $\lambda (\text{nm}) \rightarrow \lambda (\text{m}) \rightarrow \Delta E_{\text{molécule}} \rightarrow \Delta E_{\text{échantillon}} \rightarrow \%$ molécules

$$\frac{\text{m}}{10^9 \text{ nm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \Delta E_{\text{molécule}} N_{\text{hexane}} \quad \frac{E_{\text{émise}}}{E_{\text{échantillon complet}}} \times 100 \%$$

Solution:

$$N_{\text{hexane}} = (5,00 \text{ mL}) \left(\frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \cancel{\text{mL}}} \right) \left(\frac{0,100 \cancel{\text{mol}}}{\cancel{\text{L}}} \right) \left(\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules}}{\cancel{\text{mol}}} \right) = 3,011 \times 10^{20} \text{ molécules au total}$$

$$\lambda = 349 \cancel{\mu\text{m}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\mu\text{m}}} = 3,49 \times 10^{-7} \text{ m ;}$$

$$\Delta E_{\text{molécule}} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}})}{3,49 \times 10^{-7} \cancel{\text{m}}} = 5,696 \times 10^{-19} \text{ J/molécule}$$

$$\Delta E_{\text{échantillon}} = (5,696 \times 10^{-19} \text{ J/molécule}) (3,011 \times 10^{20} \text{ molécules}) = 171,50 \text{ J} = 172 \text{ J}$$

$$\frac{E_{\text{émise}}}{E_{\text{échantillon complet}}} \times 100 \% = \frac{15,5 \cancel{\text{J}}}{172 \cancel{\text{J}}} \times 100 \% = 9,01 \%$$

Vérifier: les unités de la réponse sont correctes; l'ordre de grandeur est raisonnable parce qu'elle est inférieure à 100%.

3.75 **Données:** $P = 20,0 \text{ mW}$; $t = 1,00 \text{ h}$; $N_{\text{photons}} = 2,29 \times 10^{20} \text{ photons}$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $P \text{ (mW)} \rightarrow P \text{ (W)} \rightarrow P \text{ (J/s)} \rightarrow E \text{ (J)} \rightarrow E \text{ (J/photon)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow \lambda \text{ (nm)}$

$$\frac{\text{W}}{1000 \cancel{\text{mW}}} \quad \frac{1 \cancel{\text{J}}/\cancel{\text{s}}}{1 \text{ W}} \quad t \quad \frac{E}{N_{\text{photon}}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\text{nm}}}$$

Solution:

$$t = 1,00 \cancel{\text{h}} \times \frac{60 \cancel{\text{min}}}{1 \cancel{\text{h}}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \cancel{\text{min}}} = 3600 \text{ s}$$

$$\Delta E_{\text{photon}} = 20,0 \cancel{\text{mW}} \times \frac{1 \cancel{\text{W}}}{1000 \cancel{\text{mW}}} \times \frac{1 \cancel{\text{J}}/\cancel{\text{s}}}{1 \cancel{\text{W}}} \times 3600 \cancel{\text{s}} \times \frac{1}{2,29 \times 10^{20} \text{ photons}} = 3,14 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \cancel{\text{J}} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}})}{3,14 \times 10^{-19} \cancel{\text{J}}} \times \frac{10^9 \cancel{\text{nm}}}{\cancel{\text{m}}} = 633 \text{ nm}$$

Vérifier: les unités de la réponse (nm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'elle se situe dans l'intervalle de la lumière rouge.

3.76 **Données:** $P = 150,0 \text{ W}$; $N_{\text{photons/s}} = 1,33 \times 10^{19} \text{ photon/s}$; $\lambda = 1064 \text{ nm}$

Information recherchée: % efficacité

Plan conceptuel: $\lambda \text{ (nm)} \rightarrow \lambda \text{ (m)} \rightarrow E \text{ (J/photon)} \rightarrow P \text{ (J/s)} \rightarrow P \text{ (W)} \rightarrow \%$

$$\frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\text{nm}}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad N_{\text{photons/s}} \quad \frac{1 \cancel{\text{J}}/\cancel{\text{s}}}{1 \text{ W}} \quad \frac{P_{\text{faisceau}}}{P_{\text{consommée}}}$$

Solution:

$$\lambda = 1064 \cancel{\text{nm}} \times \frac{\text{m}}{10^9 \cancel{\text{nm}}} = 1,064 \times 10^{-6} \text{ m ;}$$

$$\Delta E_{\text{photon}} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}})}{1,064 \times 10^{-6} \cancel{\text{m}}} = 1,868 \times 10^{-19} \text{ J/photon}$$

$$P = 1,868 \times 10^{-19} \frac{\cancel{\text{J}}}{\cancel{\text{photon}}} \times \frac{1,33 \times 10^{19} \cancel{\text{photons}}}{\cancel{\text{s}}} \times \frac{1 \text{ W}}{1 \frac{\cancel{\text{J}}}{\cancel{\text{s}}}} = 2,484 \times 10^{-6} \text{ W}$$

$$\frac{2,484 \cancel{\text{ W}}}{150,0 \cancel{\text{ W}}} \times 100 \% = 1,66 \%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure à 100%.

PROBLÈMES DÉFIS

3.77 (a) **Données:** $n = 1$; $n = 2$; $n = 3$; $L = 155 \text{ pm}$ **Information recherchée:** E_1, E_2, E_3

Plan conceptuel: niveau \rightarrow énergie

$$E_n = \frac{n^2 h^2}{8 mL^2}$$

Solution:

$$E_1 = \frac{1^2 (6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})^2}{8(9,11 \times 10^{-31} \text{ kg})(155 \cancel{\text{ pm}})^2 \left(\frac{\text{m}}{10^{12} \cancel{\text{ pm}}} \right)^2} = \frac{1(6,626 \times 10^{-34})^2 \text{ J}^2 \cdot \text{s}^2}{8(9,11 \times 10^{-31} \text{ kg})(155 \times 10^{-12})^2 \text{ m}^2}$$

$$= \frac{1(6,626 \times 10^{-34})^2 \left(\frac{\cancel{\text{kg}} \cdot \cancel{\text{m}^2}}{\cancel{\text{s}^2}} \right) \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}^2}}{8(9,11 \times 10^{-31} \cancel{\text{ kg}})(155 \times 10^{-12})^2 \cancel{\text{ m}^2}} = 2,51 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$E_2 = \frac{2^2 (6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})^2}{8(9,11 \times 10^{-31} \text{ kg})(155 \cancel{\text{ pm}})^2 \left(\frac{\text{m}}{10^{12} \cancel{\text{ pm}}} \right)^2} = \frac{4(6,626 \times 10^{-34})^2 \text{ J}^2 \cdot \text{s}^2}{8(9,11 \times 10^{-31} \text{ kg})(155 \times 10^{-12})^2 \text{ m}^2}$$

$$= \frac{4(6,626 \times 10^{-34})^2 \left(\frac{\cancel{\text{kg}} \cdot \cancel{\text{m}^2}}{\cancel{\text{s}^2}} \right) \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}^2}}{8(9,11 \times 10^{-31} \cancel{\text{ kg}})(155 \times 10^{-12})^2 \cancel{\text{ m}^2}} = 1,00 \times 10^{-17} \text{ J}$$

$$E_3 = \frac{3^2 (6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})^2}{8(9,11 \times 10^{-31} \text{ kg})(155 \cancel{\text{ pm}})^2 \left(\frac{\text{m}}{10^{12} \cancel{\text{ pm}}} \right)^2} = \frac{9(6,626 \times 10^{-34})^2 \text{ J}^2 \cdot \text{s}^2}{8(9,11 \times 10^{-31} \text{ kg})(155 \times 10^{-12})^2 \text{ m}^2}$$

$$= \frac{9(6,626 \times 10^{-34})^2 \left(\frac{\cancel{\text{kg}} \cdot \cancel{\text{m}^2}}{\cancel{\text{s}^2}} \right) \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}^2}}{8(9,11 \times 10^{-31} \cancel{\text{ kg}})(155 \times 10^{-12})^2 \cancel{\text{ m}^2}} = 2,26 \times 10^{-17} \text{ J}$$

Vérifier: les unités de la réponse (J) sont correctes. Les réponses semblent raisonnables parce que l'énergie augmente avec l'augmentation du niveau n .

(b) **Données:** $n = 1 \rightarrow n = 2$ et $n = 2 \rightarrow n = 3$ **Information recherchée:** λ

Plan conceptuel: $n = 1, n = 2 \rightarrow \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow \Delta E_{\text{photon}} \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$\Delta E_{\text{atome}} = E_2 - E_1 \quad \Delta E_{\text{atome}} \rightarrow -\Delta E_{\text{photon émis}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Solution: utilisez les énergies calculées dans la partie (a).

$$E_2 - E_1 = (1,00 \times 10^{-17} \text{ J} - 2,51 \times 10^{-18} \text{ J}) = 7,49 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$\lambda = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \text{ m}/\cancel{\text{s}})}{7,49 \times 10^{-18} \cancel{\text{J}}} = 2,65 \times 10^{-8} \text{ m} = 26,5 \text{ nm}$$

$$E_3 - E_2 = (2,26 \times 10^{-17} \text{ J} - 1,00 \times 10^{-17} \text{ J}) = 1,26 \times 10^{-17} \text{ J}$$

$$\lambda = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \text{ m}/\cancel{\text{s}})}{1,26 \times 10^{-17} \cancel{\text{J}}} = 1,58 \times 10^{-8} \text{ m} = 15,8 \text{ nm}$$

Ces longueurs d'onde se situeraient dans la région de l'UV.

Vérifier: les unités de la réponse (m) sont correctes. L'ordre de grandeur des réponses est raisonnable compte tenu des énergies obtenues pour les niveaux.

3.78 **Données:** $n = 1$ (minimal); $\nu = 8,85 \times 10^{13} \text{ s}^{-1}$ **Information recherchée:** E, λ

Plan conceptuel: $n \rightarrow E \rightarrow \lambda \text{ (m)}$

$$E = \left(n + \frac{1}{2}\right) h\nu \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Solution:

$$E = \left(1 + \frac{1}{2}\right) (6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(8,85 \times 10^{13} \cancel{\text{ s}^{-1}}) = 8,80 \times 10^{-20} \text{ J}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \text{ m}/\cancel{\text{s}})}{8,80 \times 10^{-20} \cancel{\text{ J}}} = 2,26 \times 10^{-6} \text{ m}$$

Vérifier: les unités (J et m) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse situe la fréquence de vibration dans la région de l'infrarouge, ce qui est raisonnable.

3.79 **Données:** $\nu_{\text{seuil}} = 2,25 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$; $\lambda = 5,00 \times 10^{-7} \text{ m}$

Information recherchée: v de l'électron

Plan conceptuel: $\nu_{\text{seuil}} \text{ (s}^{-1}\text{)} \rightarrow \phi_{\text{seuil}} \text{ (J)} \text{ puis } \lambda \text{ (m)} \rightarrow E_{\text{photon}} \rightarrow E_c \text{ (électron)} \rightarrow v_{\text{électron}}$

$$\phi = h\nu \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda} \quad E_c = E_{\text{photon}} - \phi \quad E_c = \frac{1}{2} m v^2$$

Solution:

$$\phi = (6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(2,25 \times 10^{14} \cancel{\text{ s}^{-1}}) = 1,491 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E_{\text{photon}} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \text{ m}/\cancel{\text{s}})}{5,00 \times 10^{-7} \cancel{\text{ m}}} = 3,976 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_c = 3,976 \times 10^{-19} \text{ J} - 1,491 \times 10^{-19} \text{ J} = 2,485 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$v^2 = \frac{2,485 \times 10^{-19} \frac{\cancel{\text{kg}} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}}{\frac{1}{2} (9,11 \times 10^{-31} \cancel{\text{ kg}})} = 5,455 \times 10^{11} \frac{\text{m}^2}{\text{s}^2}$$

$$v = 7,39 \times 10^5 \text{ m/s}$$

Vérifier: les unités de la réponse (m/s) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable pour la vitesse d'un électron.

3.80 **Données:** $\lambda = 2,8 \times 10^{-4} \text{ cm}$; $m = 2,0 \text{ g}$; $\Delta T = 2,0 \text{ K}$

Information recherchée: N_{photons}

Plan conceptuel: λ (cm) \rightarrow λ (cm) \rightarrow E (J/photon)

$$\frac{\text{m}}{100 \text{ cm}} \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

et $\Delta T \rightarrow q_{\text{eau}}$ (J) $\rightarrow N_{\text{photons}}$

$$q = mC_s\Delta T \quad \frac{q_{\text{eau}}}{E_{\text{photons}}}$$

Solution:

$$E_{\text{photon}} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}})}{(2,8 \times 10^{-4} \cancel{\text{cm}}) \left(\frac{\cancel{\text{m}}}{100 \cancel{\text{cm}}} \right)} = 7,1 \times 10^{-20} \text{ J/photon}$$

$$q = (2,0 \cancel{\text{g}}) \left(4,18 \frac{\text{J}}{\cancel{\text{g}} \cdot \cancel{\text{°C}}} \right) \left(\frac{\cancel{\text{°C}}}{\cancel{\text{K}}} \right) (2,0 \cancel{\text{K}}) = 16,7 \text{ J}$$

$$N_{\text{photons}} = \frac{16,7 \cancel{\text{J}}}{7,1 \times 10^{-20} \cancel{\text{J}}/\text{photon}} = 2,4 \times 10^{20} \text{ photons}$$

Vérifier: les unités de la réponse (photons) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse semble raisonnable parce qu'une grande quantité d'énergie calorifique est nécessaire pour élever la température de l'eau.

3.81 **Données:** $t = 5,0 \text{ fs}$; $\lambda_{\text{basse}} = 722 \text{ nm}$ **Information recherchée:** ΔE et $\lambda_{\text{élevée}}$

Plan conceptuel: temps $\rightarrow \Delta E_1$ entre les deux extrémités d'énergie

$$\Delta t \Delta E_1 \geq \frac{h}{4\pi}$$

et λ_{basse} (m) $\rightarrow \Delta E_2 \rightarrow \Delta E_{\text{élevée}} \rightarrow \lambda_{\text{élevée}}$ (m)

$$\Delta E_2 = \frac{hc}{\lambda} \quad \Delta E_2 - \Delta E_1 \quad \Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Solution:

$$\Delta E_1 = \frac{h}{4\pi\Delta t} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})}{4\pi(5,0 \cancel{\text{fs}}) \left(\frac{\cancel{\text{s}}}{1 \times 10^{15} \cancel{\text{fs}}} \right)} = 1,055 \times 10^{-20} \text{ J}$$

$$\Delta E_2 = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}})}{(722 \cancel{\text{nm}}) \left(\frac{\cancel{\text{m}}}{10^9 \cancel{\text{nm}}} \right)} = 2,75 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E = \Delta E_2 - \Delta E_1 = 2,75 \times 10^{-19} \text{ J} - 1,06 \times 10^{-20} \text{ J} = 2,64 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\lambda_{\text{haute}} = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \cancel{\text{J}} \cdot \cancel{\text{s}})(3,00 \times 10^8 \cancel{\text{m}}/\cancel{\text{s}}) \left(\frac{10^9 \cancel{\text{nm}}}{\cancel{\text{m}}} \right)}{(2,64 \times 10^{-19} \cancel{\text{J}})} = 751,8 \text{ nm} = 752 \text{ nm}$$

Vérifier: les unités de la réponse (nm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que c'est une longueur d'onde plus longue, mais proche de la longueur d'onde originale.

3.82 **Données:** $v_{\text{seuil}} = 6,71 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$; $vitesse = 6,95 \times 10^5 \text{ m/s}$; $v_{\text{photon}} = 1,10 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$

Information recherchée: m de l'électron

Plan conceptuel: v_{seuil} (s^{-1}) $\rightarrow \phi_{\text{liaison}}$ (J)

$$\phi = h\nu$$

$$\text{puis } \nu_{\text{photon}} (\text{s}^{-1}) \rightarrow \Delta E_{\text{photon}} (\text{J}) \rightarrow E_c (\text{J}) \rightarrow m_{\text{électron}}$$

$$\Delta E = h\nu \quad E_c = \Delta E_{\text{photon}} - \phi_{\text{liaison}} \quad E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

Solution:

$$\phi_{\text{liaison}} = (6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \cancel{\text{s}})(6,71 \times 10^{14} \cancel{\text{s}}^{-1}) = 4,45 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\Delta E_{\text{photon}} = (6,626 \times 10^{-34} \text{ J s})(1,01 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}) = 6,69 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$E_c = \Delta E_{\text{photon}} - \phi_{\text{liaison}} = 6,69 \times 10^{-19} \text{ J} - 4,45 \times 10^{-19} \text{ J} = 2,24 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$m = \frac{2E_c}{v^2} = \frac{2 \left(2,24 \times 10^{-19} \frac{\text{kg} \cdot \cancel{\text{m}}^2}{\cancel{\text{s}}^2} \right)}{\left(6,95 \times 10^5 \frac{\cancel{\text{m}}}{\cancel{\text{s}}} \right)^2} = 9,27 \times 10^{-31} \text{ kg}$$

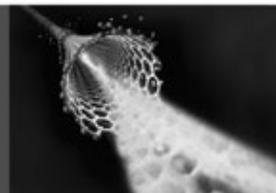
Vérier: les unités de la réponse (kg) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la réponse est très près de la masse acceptée de l'électron.

PROBLÈMES CONCEPTUELS

- 3.83 (a) C'est la loi des proportions définies: tous les échantillons d'un composé donné, quels que soient leur origine ou leur mode de préparation, renferment leurs éléments constitutifs dans les mêmes proportions.
- (b) C'est la loi de la conservation de la masse: dans une réaction chimique, la matière n'est ni créée, ni détruite.
- (c) C'est la loi des proportions multiples: quand deux éléments forment deux composés différents, les masses de l'élément B qui se combinent avec 1 g de l'élément A peuvent être exprimées sous forme de rapport de petits nombres entiers. Dans le présent exemple, le rapport de O du peroxyde d'hydrogène à O de l'eau = 16:8 \rightarrow 2:1, un rapport de petits nombres entiers.
- 3.84 Dans le modèle de Bohr pour l'atome d'hydrogène, l'électron se déplace sur une orbite circulaire (ligne) autour du noyau et peut se déplacer d'une orbite à une autre s'il absorbe ou émet des quantités discrètes d'énergie. De plus, l'électron est traité comme une particule qui se comporte selon les lois de la physique classique. Le modèle de la mécanique quantique traite l'électron, une particule extrêmement petite, d'une façon différente de la physique classique. L'électron possède à la fois les propriétés d'une onde et celles d'une particule. Cette dualité le rend impossible à situer exactement dans l'atome. On le représente donc comme étant dans une orbitale, c'est-à-dire une probabilité de présence de l'électron à l'intérieur d'un volume de l'espace.
- Étant donné que l'électron dans le modèle de Bohr demeure sur une orbite circulaire, il serait théoriquement possible de connaître à la fois la position et la vitesse de l'électron. Cela contredit le principe d'incertitude d'Heisenberg, qui stipule que la position et la vitesse sont des termes complémentaires qui ne peuvent pas être connus simultanément avec précision, en particulier pour une particule si petite.
- 3.85 La transition de $n = 3 \rightarrow n = 2$ cause l'effet photoélectrique, alors que la transition de $n = 4 \rightarrow n = 3$ ne le fait pas. Étant donné que les niveaux n sont de plus en plus rapprochés à mesure que n augmente, la différence d'énergie entre les niveaux 4 et 3 est inférieure à celle entre les niveaux 3 et 2. Par conséquent, l'énergie du photon émis lorsque l'électron se déplace de 4 à 3 est inférieure à l'énergie de liaison (ϕ) du métal. L'énergie du photon émis lorsque l'électron effectue la transition de $n = 3 \rightarrow n = 2$ est plus grande et excède l'énergie seuil, ce qui cause l'effet photoélectrique.
- 3.86 La transition dans (a), $n = 4 \rightarrow n = 3$, produit une lumière émise avec la longueur d'onde la plus longue. Étant donné que les niveaux n se rapprochent à mesure que n augmente, la différence d'énergie entre les niveaux $n = 4$ et 3 est inférieure à celle entre les niveaux $n = 3$ et 2 et les niveaux $n = 2$ et 1. Étant donné que l'énergie et la longueur d'onde sont inversement proportionnelles, plus l'énergie est faible, plus la longueur d'onde est longue.

- 3.87
- (a) Lorsqu'un faisceau produit par un laser est placé derrière les fentes, il produit un éclair lumineux pour indiquer par quel trou l'électron est passé, mais le patron d'interférence est alors absent. Avec le laser en fonction, les électrons frappent des positions directement derrière chaque fente, comme si c'était des particules ordinaires.
 - (b) Lorsqu'une onde lumineuse, même de haute intensité, rencontre un obstacle d'une fente de taille comparable à la longueur d'onde, l'onde contourne la fente et produit de la diffraction. La diffraction de la lumière à travers deux fentes séparées par une distance comparable à la longueur d'onde de la lumière produit un patron d'interférence. Chaque fente agit comme une nouvelle source d'onde, et les deux nouvelles ondes interfèrent entre elles, ce qui crée un motif de lignes claires et foncées.
 - (c) À l'échelle macroscopique, les balles se comportent uniquement comme des particules. Elles passeront alors par l'une ou l'autre des fentes sans être diffractées et iront frapper l'écran directement derrière la fente. Il n'y aura pas de patron d'interférence produit.

CHAPITRE 4



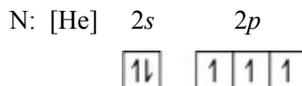
PROPRIÉTÉS DE L'ATOME ET MODÈLE ATOMIQUE MODERNE

PROBLÈMES PAR SUJET

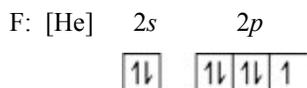
Configurations électroniques (4.2)

- 4.1 (a) P Le phosphore possède 15 électrons. Placez les deux premiers dans l'orbitale $1s$. Placez les deux électrons suivants dans l'orbitale $2s$, puis six électrons dans le sous-niveau $2p$. Placez deux électrons dans l'orbitale $3s$ et les trois derniers dans le sous-niveau $3p$.
P: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- (b) C Le carbone possède six électrons. Placez les deux premiers dans l'orbitale $1s$. Placez les deux électrons suivants dans l'orbitale $2s$, puis deux électrons dans le sous-niveau $2p$.
C: $1s^2 2s^2 2p^2$
- (c) Na Le sodium possède 11 électrons. Placez les deux premiers dans l'orbitale $1s$. Placez les deux électrons suivants dans l'orbitale $2s$, puis six électrons dans le sous-niveau $2p$ et un dans l'orbitale $3s$. Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- (d) Ar L'argon possède 18 électrons. Placez les deux premiers dans l'orbitale $1s$. Placez les deux électrons suivants dans l'orbitale $2s$, puis six électrons dans le sous-niveau $2p$, deux dans l'orbitale $3s$ et six dans le sous-niveau $3p$. Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- 4.2 (a) O Le numéro atomique de O est 8. Le gaz noble qui précède O dans le tableau périodique est l'hélium, donc la configuration électronique interne est [He]. On obtient la configuration électronique périphérique en suivant les éléments entre He et O et en affectant les électrons aux orbitales appropriées. On commence avec [He]. Étant donné que O est dans la deuxième période, on ajoute deux électrons $2s$. Puis, on ajoute quatre électrons $2p$ quand on traverse le bloc p jusqu'à O, qui est situé dans la quatrième colonne du bloc p . La configuration électronique abrégée est donc O: $[\text{He}] 2s^2 2p^4$.
- (b) Si Le numéro atomique de Si est 14. Le gaz noble qui précède Si dans le tableau périodique est le néon, donc la configuration électronique interne est [Ne]. On obtient la configuration électronique périphérique en suivant les éléments entre Ne et Si et en affectant les électrons aux orbitales appropriées. On commence avec [Ne]. Étant donné que Si est dans la troisième période, on ajoute deux électrons $3s$. Puis, on ajoute deux électrons $3p$ quand on traverse le bloc p jusqu'à Si, qui est situé dans la deuxième colonne du bloc p . La configuration électronique abrégée est donc Si: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$.
- (c) Ne Le numéro atomique de Ne est 10. Le gaz noble qui précède Ne dans le tableau périodique est l'hélium, donc la configuration électronique interne est [He]. On obtient la configuration électronique périphérique en suivant les éléments entre He et Ne et en affectant les électrons aux orbitales appropriées. On commence avec [He]. Étant donné que Ne est dans la deuxième période, on ajoute deux électrons $2s$. Puis, on ajoute six électrons $2p$ quand on traverse le bloc p jusqu'à Ne, qui est situé dans la sixième colonne du bloc p . La configuration électronique abrégée est donc Ne: $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

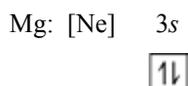
- (d) K Le numéro atomique de K est 19. Le gaz noble qui précède K dans le tableau périodique est l'argon, donc la configuration électronique interne est [Ar]. On obtient la configuration électronique périphérique en suivant les éléments entre Ar et K et en affectant les électrons aux orbitales appropriées. On commence avec [Ar]. Étant donné que K est dans la quatrième période, on ajoute un électron $4s$ puisque K est situé dans la première colonne du bloc s . La configuration électronique abrégée est donc K: [Ar] $4s^1$.
- (e) P Le numéro atomique de P est 15. Le gaz noble qui précède P dans le tableau périodique est le néon, donc la configuration électronique interne est [Ne]. On obtient la configuration électronique périphérique en suivant les éléments entre Ne et P et en affectant les électrons aux orbitales appropriées. On commence avec [Ne]. Étant donné que P est dans la troisième période, on ajoute deux électrons $3s$. Puis, on ajoute trois électrons $3p$ quand on traverse le bloc p jusqu'à P, qui est situé dans la troisième colonne du bloc p . La configuration électronique abrégée est donc P: [Ne] $3s^2 3p^3$.
- (f) Ge Le numéro atomique de Ge est 32. Le gaz noble qui précède Ge dans le tableau périodique est l'argon, donc la configuration électronique interne est [Ar]. On obtient la configuration électronique périphérique en suivant les éléments entre Ar et Ge et en affectant les électrons aux orbitales appropriées. On commence avec [Ar]. Étant donné que Ge est dans la quatrième période, on ajoute deux électrons $4s$. Puis, on ajoute dix électrons $3d$ quand on traverse le bloc d . Enfin, on ajoute deux électrons $4p$ quand on traverse le bloc p jusqu'à Ge, qui est situé dans la deuxième colonne du bloc p . La configuration électronique abrégée est donc Ge: [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^2$.
- (g) Zr Le numéro atomique de Zr est 40. Le gaz noble qui précède Zr dans le tableau périodique est le krypton, donc la configuration électronique interne est [Kr]. On obtient la configuration électronique périphérique en suivant les éléments entre Kr et Zr et en affectant les électrons aux orbitales appropriées. On commence avec [Kr]. Étant donné que Zr est dans la cinquième période, on ajoute deux électrons $5s$. Puis, on ajoute deux électrons $4d$ quand on traverse le bloc d jusqu'à Zr, qui est situé dans la deuxième colonne. La configuration électronique abrégée est donc Zr: [Kr] $5s^2 4d^2$.
- (h) I Le numéro atomique de I est 53. Le gaz noble qui précède I dans le tableau périodique est le krypton, donc la configuration électronique interne est [Kr]. On obtient la configuration électronique périphérique en suivant les éléments entre Kr et I et en affectant les électrons aux orbitales appropriées. On commence avec [Kr]. Étant donné que I est dans la cinquième période, on ajoute deux électrons $5s$. Puis, on ajoute dix électrons $4d$ quand on traverse le bloc d . Enfin, on ajoute cinq électrons $5p$ quand on traverse le bloc p jusqu'à I, qui est situé dans la cinquième colonne du bloc p . La configuration électronique abrégée est donc I: [Kr] $5s^2 4d^{10} 5p^5$.
- 4.3 (a) N Le numéro atomique de N est 7 et sa configuration électronique est [He] $2s^2 2p^3$. Dessinez une case pour chaque orbitale. Distribuez les 5 électrons périphériques dans les cases représentant les orbitales en attribuant un maximum de deux électrons par orbitale et en tenant compte de la règle de Hund. Remarquez que d'après les cases quantiques, l'azote a trois électrons non appariés:



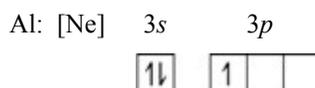
- (b) F Le numéro atomique de F est 9 et sa configuration électronique est $[\text{He}] 2s^2 2p^5$. Dessinez une case pour chaque orbitale. Distribuez les 7 électrons dans les cases représentant les orbitales en attribuant un maximum de deux électrons par orbitale et en tenant compte de la règle de Hund. Remarquez que d'après les cases quantiques, le fluor a un électron non apparié:



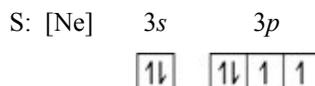
- (c) Mg Le numéro atomique de Mg est 12 et sa configuration électronique est $[\text{Ne}] 3s^2$. Dessinez une case pour chaque orbitale. Distribuez les 2 électrons dans les cases représentant les orbitales en attribuant un maximum de deux électrons par orbitale et en tenant compte de la règle de Hund. Remarquez que d'après les cases quantiques, le magnésium n'a aucun électron non apparié:



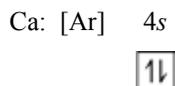
- (d) Al Le numéro atomique de Al est 13 et sa configuration électronique est $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$. Dessinez une case pour chaque orbitale. Distribuez les 3 électrons dans les cases représentant les orbitales en attribuant un maximum de deux électrons par orbitale et en tenant compte de la règle de Hund. Remarquez que d'après les cases quantiques, l'aluminium a un électron non apparié:



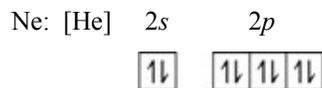
- (e) S Le numéro atomique de S est 16 et sa configuration électronique est $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$. Dessinez une case pour chaque orbitale. Distribuez les 6 électrons dans les cases représentant les orbitales en attribuant un maximum de deux électrons par orbitale et en tenant compte de la règle de Hund. Remarquez que d'après les cases quantiques, le soufre a deux électrons non appariés:



- (f) Ca Le numéro atomique de Ca est 20 et sa configuration électronique est $[\text{Ar}] 4s^2$. Dessinez une case pour chaque orbitale. Distribuez les 2 électrons dans les cases représentant les orbitales en attribuant un maximum de deux électrons par orbitale et en tenant compte de la règle de Hund. Remarquez que d'après les cases quantiques, le calcium n'a aucun électron non apparié:



- (g) Ne Le numéro atomique de Ne est 10 et sa configuration électronique est $[\text{He}] 2s^2 2p^6$. Dessinez une case pour chaque orbitale. Distribuez les 8 électrons dans les cases représentant les orbitales en attribuant un maximum de deux électrons par orbitale et en tenant compte de la règle de Hund. Remarquez que d'après les cases quantiques, le néon n'a aucun électron non apparié:



- (h) He Le numéro atomique de He est 2 et sa configuration électronique est $1s^2$. Dessinez une case pour chaque orbitale. Distribuez les deux électrons dans les cases représentant les orbitales en attribuant un maximum de deux électrons par orbitale et en tenant compte de la règle de Hund. Remarquez que d'après les cases quantiques, l'hélium n'a aucun électron non apparié:



- 4.4 (a) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$ Pour déterminer l'élément correspondant à la configuration électronique, commencez avec Ar; puis traversez le bloc $4s$, le bloc $3d$ et le bloc $4p$ jusqu'à la sixième colonne. L'élément est Kr.
- (b) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$ Pour déterminer l'élément correspondant à la configuration électronique, commencez avec Ar; puis traversez le bloc $4s$ et le bloc $3d$ jusqu'à la deuxième colonne. L'élément est Ti.
- (c) $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$ Pour déterminer l'élément correspondant à la configuration électronique, commencez avec Kr; puis traversez le bloc $5s$, le bloc $4d$ et le bloc $5p$ jusqu'à la deuxième colonne. L'élément est Sn.
- (d) $[\text{Kr}] 5s^2$ Pour déterminer l'élément correspondant à la configuration électronique, commencez avec Kr; puis traversez le bloc $5s$ jusqu'à la deuxième colonne. L'élément est Sr.
- 4.5 (a) Li est dans la période 2 et dans la première colonne du bloc s , donc Li a un électron $2s$.
- (b) Cu est dans la période 4 et la neuvième colonne dans le bloc $(n-1)d$, donc Cu devrait avoir neuf électrons $3d$. (En réalité, c'est une des exceptions. Il se produit un réarrangement et l'un des électrons $4s$ est déplacé dans la $3d$ afin de la compléter, ce qui rend l'atome plus stable. Cu a donc dix électrons $3d$.)
- (c) Br est dans la période 4 et dans la cinquième colonne du bloc p , donc Br a cinq électrons $4p$.
- (d) Zr est dans la période 5 et dans la deuxième colonne du bloc $(n-1)d$, donc Zr a deux électrons $4d$.
- 4.6 (a) Mg est dans la période 3 et dans la deuxième colonne du bloc s , donc Mg a deux électrons $3s$.
- (b) Cr est dans la période 4 et dans la quatrième colonne du bloc $(n-1)d$, donc Cr devrait avoir quatre électrons $3d$. (En réalité, c'est aussi l'une des exceptions. Il se produit un réarrangement et l'un des électrons $4s$ est déplacé dans la $3d$ afin de placer un électron dans chacune des orbitales d . La couche à demi remplie rend l'atome plus stable. Cr a donc 5 électrons $3d$.)
- (c) Y est dans la période 5 et dans la première colonne du bloc $(n-1)d$, donc Y a un électron $4d$.
- (d) Pb est dans la période 6 et dans la deuxième colonne du bloc p , donc Pb a deux électrons $6p$.

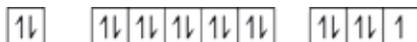
- 4.7 (a) Dans la période 4, un élément qui a cinq électrons de valence pourrait être V ou As.
 (b) Dans la période 4, un élément qui a quatre électrons $4p$ serait dans la quatrième colonne du bloc p et c'est Se.
 (c) Dans la période 4, un élément qui a trois électrons $3d$ serait dans la troisième colonne du bloc $(n - 1)d$ et c'est V.
 (d) Dans la période 4, un élément qui a une couche périphérique complète serait dans la sixième colonne du bloc p et c'est Kr.
- 4.8 (a) Dans la période 3, un élément qui a trois électrons de valence serait dans la première colonne du bloc p et c'est Al.
 (b) Dans la période 3, un élément qui a quatre électrons $3p$ serait dans la quatrième colonne du bloc p et c'est S.
 (c) Dans la période 3, un élément qui a six électrons $3p$ serait dans la sixième colonne du bloc p et c'est Ar.
 (d) Dans la période 3, un élément qui a deux électrons $3s$ et aucun électron $3p$ serait dans la deuxième colonne du bloc s et c'est Mg.
- 4.9 (a) Le gaz rare qui précède l'arsenic n'est pas le krypton mais plutôt l'argon. La sous-couche $3d$ (et non $4d$) se remplit à la suite de la sous-couche $4s$. La configuration électronique de l'arsenic est donc $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$.
 (b) Le strontium est situé sur la 5^e période. Ses électrons de valence sont donc situés dans l'orbitale $4s$ et non $5s$. La configuration électronique du strontium est donc $[\text{Kr}] 5s^2$.
 (c) La sous-couche $4d$ (et non $3p$) se remplit à la suite de la sous-couche $5s$. La configuration électronique du technétium est donc $[\text{Kr}] 5s^2 4d^5$.
- 4.10 (a) Le lithium est situé sur la 2^e période. Ses électrons de valence sont donc situés dans l'orbitale $2s$ et non $1s$. Le lithium étant un alcalin, il ne possède qu'un électron dans son orbitale de valence. La configuration électronique du lithium est donc $\text{Li} : [\text{He}] 2s$



- (b) Les sous-couches s ne contiennent qu'une seule orbitale et donc ne peuvent accepter que 2 électrons. Le 3^e électron de valence de l'aluminium se situe donc dans la sous-couche p et non dans la sous-couche s . La configuration électronique de l'aluminium est donc $[\text{Ne}] 3s \quad 3p$

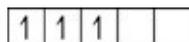
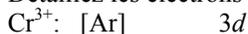


- (c) Le gaz rare qui précède le brome n'est pas le radon mais plutôt l'argon. La sous-couche $3d$ (et non $4d$) se remplit à la suite de la sous-couche $4s$. La configuration électronique du brome est donc $\text{Br} : [\text{Ar}] \quad 4s \quad 3d \quad 4p$



- (f) Cl^- Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.
 Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
 Étant donné que cet ion a une charge de -1 , ajoutez un électron pour écrire sa configuration électronique.
 Cl^- : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ Cet ion est isoélectronique avec Ar.
- (g) P^{3-} Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.
 P: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
 Étant donné que cet ion a une charge de -3 , ajoutez trois électrons pour écrire sa configuration électronique.
 P^{3-} : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ Cet ion est isoélectronique avec Ar.
- (h) K^+ Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.
 K: $[\text{Ar}] 4s^1$
 Étant donné que cet ion a une charge de $+1$, enlevez un électron pour écrire sa configuration électronique.
 K^+ : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$ Cet ion est isoélectronique avec Ar.
- (i) Mo^{3+} Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.
 Mo: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^4$
 (Notez que dans le cas de l'atome neutre, c'est l'une des exceptions. Il se produit un réarrangement et l'un des électrons $5s$ est déplacé dans la $4d$ afin de placer un électron dans chacune des orbitales d . La couche à demi remplie rend l'atome plus stable. Il y a donc 5 électrons $4d$ en réalité et 1 électron $5s$ (Mo: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^4$). Toutefois, cela n'affecte pas la structure électronique du cation.)
 Étant donné que cet ion a une charge de $+3$, enlevez trois électrons pour écrire sa configuration électronique. Comme il s'agit d'un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale $5s$ avant d'enlever ceux des orbitales $4d$.
 Mo^{3+} : $[\text{Kr}] 4d^3$
- (j) V^{3+} Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.
 V: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$
 Étant donné que cet ion a une charge de $+3$, enlevez trois électrons pour écrire sa configuration électronique. Comme il s'agit d'un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale $4s$ avant d'enlever ceux des orbitales $3d$.
 V^{3+} : $[\text{Ar}] 3d^2$
- 4.13 (a) V^{5+} Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.
 V: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$
 Étant donné que cet ion a une charge de $+5$, enlevez cinq électrons pour écrire sa configuration électronique. Comme il s'agit d'un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale $4s$ avant d'enlever ceux des orbitales $3d$.
 V^{5+} : $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
 Détaillez les électrons dans des cases quantiques.
 V^{5+} : $[\text{Ne}] \quad 3s \quad \quad \quad 3p$
- | | | | |
|----|----|----|----|
| ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ | ↑↓ |
|----|----|----|----|
- V^{5+} est diamagnétique.
- (b) Cr^{3+} Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.
 Cr: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$
 Étant donné que cet ion a une charge de $+3$, enlevez trois électrons pour écrire sa configuration électronique. Comme il s'agit d'un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale $4s$ avant d'enlever ceux des orbitales $3d$.
 Cr^{3+} : $[\text{Ar}] 3d^3$

Détaillez les électrons dans des cases quantiques.



Cr³⁺ est paramagnétique.

(Notez que dans le cas de l'atome neutre, c'est l'une des exceptions. Il se produit un réarrangement et l'un des électrons 4s est déplacé dans la 3d afin de placer un électron dans chacune des orbitales d. La couche à demi remplie rend l'atome plus stable. Il y a donc 5 électrons 3d en réalité et 1 électron 4s. Toutefois, cela n'affecte pas la structure électronique du cation.)

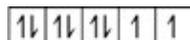
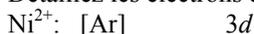
- (c) Ni²⁺ Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.



Étant donné que cet ion a une charge de +2, enlevez deux électrons pour écrire sa configuration électronique. Comme il s'agit d'un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale 4s avant d'enlever ceux des orbitales 3d.

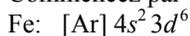


Détaillez les électrons dans des cases quantiques.



Ni²⁺ est paramagnétique.

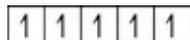
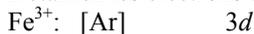
- (d) Fe³⁺ Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.



Étant donné que cet ion a une charge de +3, enlevez trois électrons pour écrire sa configuration électronique. Comme il s'agit d'un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale 4s avant d'enlever ceux des orbitales 3d.

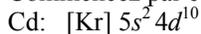


Détaillez les électrons dans des cases quantiques.

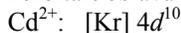


Fe³⁺ est paramagnétique.

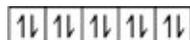
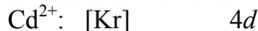
- (e) Cd²⁺ Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.



Étant donné que cet ion a une charge de +2, enlevez deux électrons pour écrire sa configuration électronique. Comme il s'agit d'un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale 5s avant d'enlever ceux des orbitales 4d.

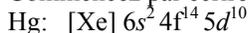


Détaillez les électrons dans des cases quantiques.

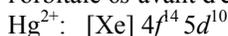


Cd²⁺ est diamagnétique.

- (f) Hg²⁺ Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.

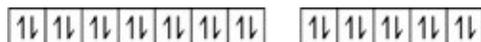


Étant donné que cet ion a une charge de +2, enlevez deux électrons pour écrire sa configuration électronique. Comme il s'agit d'un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale 6s avant d'enlever ceux des orbitales 5d et 4f.



Détaillez les électrons dans des cases quantiques.

Hg²⁺: [Xe] 4f 5d



Hg²⁺ est diamagnétique.

- (g) Sn⁴⁺ Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.

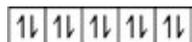
Sn: [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p²

Étant donné que cet ion a une charge de +4, enlevez les quatre électrons de valence pour écrire sa configuration électronique.

Sn⁴⁺: [Kr] 4d¹⁰

Détaillez les électrons dans des cases quantiques.

Sn⁴⁺: [Kr] 4d



Sn⁴⁺ est diamagnétique.

- (h) Zr²⁺ Commencez par écrire la configuration de l'atome neutre.

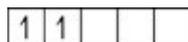
Zr: [Kr] 5s² 4d²

Étant donné que cet ion a une charge de +2, enlevez deux électrons pour écrire sa configuration électronique. Comme il s'agit d'un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale 5s avant d'enlever ceux des orbitales 4d.

Zr²⁺: [Kr] 4d²

Détaillez les électrons dans des cases quantiques.

Zr²⁺: [Kr] 4d



Zr²⁺ est paramagnétique.

- 4.14 (a) En ajoutant 3 électrons à la structure afin d'obtenir l'élément dans son état fondamental (la 4s se remplissant avant la 3d), on obtient: [Ar] 4s² 3d⁴. Il s'agit de la structure électronique du chrome. L'atome est donc Cr³⁺.
- (b) En ajoutant 1 électron à la structure afin d'obtenir l'élément dans son état fondamental, on obtient: [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s¹. Il s'agit de la structure électronique du rubidium. L'atome est donc Rb⁺.
- (c) En ajoutant 2 électrons à la structure afin d'obtenir l'élément dans son état fondamental (la 5s se remplissant avant la 4d), on obtient: [Kr] 5s² 4d¹⁰. Il s'agit de la structure électronique du cadmium. L'atome est donc Cd²⁺.
- 4.15 (a) En enlevant 3 électrons à la structure afin d'obtenir l'élément dans son état fondamental, on obtient: [He] 2s² 2p³. Il s'agit de la structure électronique de l'azote. L'atome est donc N³⁻.
- (b) En enlevant 1 électron à la structure afin d'obtenir l'élément dans son état fondamental, on obtient: [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p⁵. Il s'agit de la structure électronique de l'iode. L'atome est donc I⁻.
- (c) En enlevant 2 électrons à la structure afin d'obtenir l'élément dans son état fondamental, on obtient: [Ne] 3s² 3p⁴. Il s'agit de la structure électronique du soufre. L'atome est donc S²⁻.

Charge nucléaire effective et la loi de Coulomb (4.3)

- 4.16 La loi de Coulomb stipule que la force électrostatique (F) qui s'exerce entre deux particules chargées

dépend de leurs charges (q_1 et q_2) et de la distance qui les sépare (r). $F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2}$.

La force F est positive pour les charges de même signe (répulsion) et négative pour les charges de signes opposés (attraction). La grandeur de la force est inversement proportionnelle à la distance r qui les sépare.

(a) **Données:** $q_1 = -1$; $q_2 = +2$; $r = 150$ pm

Information recherchée: F

Plan conceptuel: $q_1, q_2, r \rightarrow F$.

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

$$\text{Solution: } F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{(-1)(+2)}{(150)^2} = \frac{-8,89 \times 10^{-5}}{4\pi\epsilon_0}$$

(b) **Données:** $q_1 = -1$; $q_2 = +1$; $r = 150$ pm

Information recherchée: F

Plan conceptuel: $q_1, q_2, r \rightarrow F$.

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

$$\text{Solution: } F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{(-1)(+1)}{(150)^2} = \frac{-4,44 \times 10^{-5}}{4\pi\epsilon_0}$$

(c) **Données:** $q_1 = -1$; $q_2 = +3$; $r = 100$ pm

Information recherchée: F

Plan conceptuel: $q_1, q_2, r \rightarrow F$.

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2}$$

$$\text{Solution: } F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{(-1)(+3)}{(100)^2} = \frac{-3,00 \times 10^{-4}}{4\pi\epsilon_0}$$

C'est la paire de charges retenues par la force électrostatique la plus grande.

4.17 Selon la loi de Coulomb, $F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2}$, la force électrostatique entre des charges identiques diminue

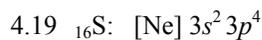
avec l'augmentation de la distance qui les sépare; donc (c) possède une force plus faible que (a).

Toujours selon la loi de Coulomb, la force électrostatique est directement proportionnelle à la charge. Étant donné que la charge de (b) est deux fois la charge de (a) à la même distance, il aura la force la plus élevée. Le classement de la force la plus faible à la plus élevée est: (c) < (a) < (b).

4.18 Les électrons de valence de l'azote subissent une plus grande charge nucléaire effective.



Be a quatre protons et N en a sept. Les deux atomes ont deux électrons de cœur (la structure interne correspond à [He]) qui contribuent principalement à l'effet d'écran. Donc les électrons de valence de Be subissent une charge nucléaire effective de +2 (soit +4 - 2) et ceux de N, une charge nucléaire effective de +5 (soit +7 - 2).



Les quatre atomes ont tous le même nombre d'électrons de cœur (même structure interne) qui exercent un effet d'écran. Par conséquent, la charge nucléaire effective diminue avec le nombre de protons qui décroît.

$${}_{16}\text{S} = +16 - 10 = +6$$

$${}_{12}\text{Mg} = +12 - 10 = +2$$

$${}_{13}\text{Al} = +13 - 10 = +3$$

$${}_{14}\text{Si} = +14 - 10 = +4$$

$$\text{S} > \text{Si} > \text{Al} > \text{Mg}$$

- 4.20 La configuration électronique de B est $[\text{He}] 2s^2 2p^1$. Pour évaluer la charge nucléaire effective subie par les électrons périphériques, il faut distinguer deux différents types d'effet d'écran: (1) l'écran exercé par les électrons des niveaux inférieurs, le principal effet d'écran, et (2) l'effet d'écran qu'exercent les électrons périphériques sur ceux des sous-niveaux supérieurs (effet d'écran partiel). Pour les électrons $2s^2$ de B, la charge nucléaire effective est de $+5 - 2 = +3$. Pour l'électron $2p$, le calcul de la charge effective doit tenir compte de l'effet d'écran créé par les électrons du sous-niveau $2s$: $Z_{\text{eff}} = +5 - 2 - (\text{écran partiel } 2s^2)$; le résultat devrait se situer entre +1 et +3, donc à une valeur inférieure à la charge nucléaire effective subie par les électrons $2s$.

Propriétés chimiques des éléments (4.4)

- 4.21 (a) Ba est situé dans la colonne II A, donc il a deux électrons de valence.
 (b) Cs est situé dans la colonne I A, donc il a un électron de valence.
 (c) Ni est un métal de transition (bloc B); son nombre d'électrons de valence correspond donc à son état d'oxydation le plus élevé, soit trois (voir le tableau 4.1 du manuel, p. 148).
 (d) S est situé dans la colonne VI A, donc il a six électrons de valence.
- 4.22 (a) Al est situé dans la colonne III A, par conséquent il a trois électrons de valence. Al est un métal et a tendance à céder ses trois électrons de valence pour atteindre la configuration du gaz noble Ne.
 (b) Sn est situé dans la colonne IV A, par conséquent il a quatre électrons de valence. Sn est un métal et a tendance à céder ses électrons de valence pour atteindre la configuration $[\text{Kr}] 4d^{10}$.
 (c) Br est situé dans la colonne VII A, par conséquent il a sept électrons de valence. Br est un non-métal et a tendance à gagner un électron pour atteindre la configuration du gaz noble Kr.
 (d) Se est situé dans la colonne VI A, par conséquent il a six électrons de valence. Se est un non-métal et a tendance à gagner deux électrons pour atteindre la configuration du gaz noble Kr.
- 4.23 (a) La configuration électronique ns^2 des électrons périphériques appartient à un métal réactif de la famille des alcalino-terreux (sauf pour la configuration $1s^2$ qui est associée à un non-métal non réactif).
 (b) La configuration électronique ns^1 des électrons périphériques appartient à un métal très réactif dans la famille des alcalins (sauf pour la configuration $1s^1$ qui est associée à un non-métal réactif).
 (c) La configuration électronique $ns^2 np^5$ des électrons périphériques appartient à un non-métal très réactif dans la famille des halogènes.
 (d) La configuration électronique $ns^2 np^2$ des électrons périphériques appartient à un élément de la famille du carbone. Si $n = 2$, l'élément est un non-métal, si $n = 3$ ou 4, l'élément est un métalloïde et si $n = 5$ ou 6, l'élément est un métal. Ces éléments sont réactifs.
- 4.24 (a) La configuration électronique ns^2 est un gaz noble si la configuration électronique est $1s^2$.
 (b) La configuration électronique $ns^2 np^6$ des électrons périphériques appartient à un gaz noble.

- (c) La configuration électronique $ns^2 np^4$ des électrons périphériques appartient à un élément de la famille de l'oxygène. Il s'agit d'un métalloïde uniquement si $n = 5$.
- (d) La configuration électronique $ns^2 np^1$ des électrons périphériques appartient à un élément de la famille du bore. Il s'agit d'un métalloïde uniquement si $n = 2$.

Propriétés physiques des éléments (4.5)

4.25 (a) **Données:** Al ou In **Information recherchée:** l'atome le plus volumineux

Solution: $_{13}\text{Al}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
 $_{49}\text{In}$: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^1$
 $_{13}\text{Al}$: $Z_{\text{eff}} = +13 - 10 = +3$
 $_{49}\text{In}$: $Z_{\text{eff}} = +49 - (36+10) = +3$
 L'atome In est plus volumineux que l'atome Al, car, pour une même charge effective, In possède plus de couches électroniques.

(b) **Données:** Si ou N **Information recherchée:** l'atome le plus volumineux

Solution: $_{14}\text{Si}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
 $_{7}\text{N}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^3$
 $_{14}\text{Si}$: $Z_{\text{eff}} = +14 - 10 = +4$
 $_{7}\text{N}$: $Z_{\text{eff}} = +7 - 2 = +5$
 L'atome Si est plus volumineux que l'atome N, car il possède plus de couches électroniques et parce que l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus faible.

(c) **Données:** P ou Sn **Information recherchée:** l'atome le plus volumineux

Solution: $_{15}\text{P}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$
 $_{50}\text{Sn}$: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$
 $_{15}\text{P}$: $Z_{\text{eff}} = +15 - 10 = +5$
 $_{50}\text{Sn}$: $Z_{\text{eff}} = +50 - (36+10) = +4$
 L'atome Sn est plus volumineux que l'atome P, car il possède plus de couches électroniques et parce que l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus faible.

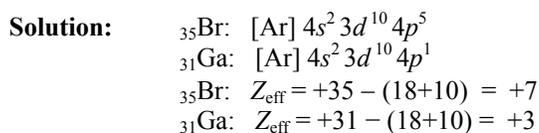
(d) **Données:** C ou F **Information recherchée:** l'atome le plus volumineux

Solution: $_{6}\text{C}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^2$
 $_{9}\text{F}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^5$
 $_{6}\text{C}$: $Z_{\text{eff}} = +6 - 2 = +4$
 $_{9}\text{F}$: $Z_{\text{eff}} = +9 - 2 = +7$
 L'atome C est plus volumineux que l'atome F, car, pour un même nombre de couches électroniques, l'attraction exercée par le noyau sur la couche électronique externe de C est plus faible.

4.26 (a) **Données:** Sn ou Si **Information recherchée:** l'atome le plus petit

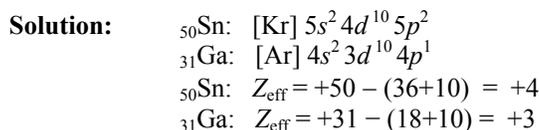
Solution: $_{50}\text{Sn}$: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$
 $_{14}\text{Si}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
 $_{50}\text{Sn}$: $Z_{\text{eff}} = +50 - (36+10) = +4$
 $_{14}\text{Si}$: $Z_{\text{eff}} = +14 - 10 = +4$
 L'atome Si est plus petit que l'atome Sn, car, pour une même charge effective, Si possède moins de couches électroniques.

(b) **Données:** Br ou Ga **Information recherchée:** l'atome le plus petit



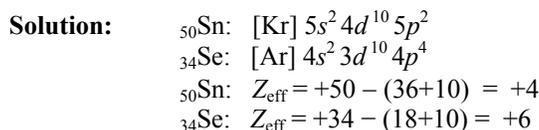
L'atome Br est plus petit que l'atome Ga, car, pour un même nombre de couches électroniques, l'attraction exercée par le noyau sur la couche électronique externe de Br est plus forte.

(c) **Données:** Sn ou Ga **Information recherchée:** l'atome le plus petit



En s'appuyant sur le nombre de couches électroniques et sur les charges effectives, on ne peut affirmer quel atome est le plus petit. En effet, quand on passe de Sn à Ga, le nombre de couches électroniques diminue, mais c'est également le cas de la force du noyau exercée sur ces couches. Ces effets tendent à s'opposer l'un l'autre, et il n'est pas facile de dire lequel prédominera.

(d) **Données:** Se ou Sn **Information recherchée:** l'atome le plus petit



L'atome Se est plus petit que l'atome Sn, car il possède moins de couches électroniques et parce que l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus forte.

4.27 **Données:** Ca, Rb, S, Si, Ge, F **Information recherchée:** ordre croissant de rayon atomique

Solution:

${}_{20}\text{Ca}$	$[\text{Ar}] 4s^2$	$Z_{\text{eff}} = +20 - 18 = +2$
${}_{37}\text{Rb}$	$[\text{Kr}] 5s^1$	$Z_{\text{eff}} = +37 - 36 = +1$
${}_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$Z_{\text{eff}} = +16 - 10 = +6$
${}_{14}\text{Si}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$Z_{\text{eff}} = +14 - 10 = +4$
${}_{32}\text{Ge}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 3p^2$	$Z_{\text{eff}} = +32 - (18+10) = +4$
${}_{9}\text{F}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$Z_{\text{eff}} = +9 - 2 = +7$

$\text{F} < \text{S} < \text{Si} < \text{Ge} < \text{Ca} < \text{Rb}$.

L'atome F possède 2 couches électroniques et l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus forte. Les atomes S et Si possèdent 1 couche de plus que l'atome F et des charges effectives plus faibles. Toutefois, la charge effective exercée par l'atome S est plus forte que celle exercée par l'atome Si, donc il sera plus petit que ce dernier. Les atomes Ca et Ge possèdent 4 couches électroniques et des charges effectives plus faibles que F, S et Si. Toutefois, la charge effective exercée par l'atome Ge est plus forte que celle exercée par l'atome Ca, donc il sera le plus petit des deux. Finalement, l'atome Rb possède le plus grand nombre de couches électroniques et l'attraction du noyau sur sa couche externe est la plus faible.

4.28 **Données:** Cs, Sb, S, Pb, Se

Information recherchée: ordre décroissant de rayon atomique

Solution:

$_{55}\text{Cs}$	$[\text{Xe}] 6s^1$	$Z_{\text{eff}} = +55 - 54 = +1$
$_{51}\text{Sb}$	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^3$	$Z_{\text{eff}} = +51 - (36+10) = +5$
$_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$Z_{\text{eff}} = +16 - 10 = +6$
$_{82}\text{Pb}$	$[\text{Xe}] 6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^2$	$Z_{\text{eff}} = +82 - (54+10+14) = +4$
$_{34}\text{Se}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	$Z_{\text{eff}} = +34 - (18+10) = +6$

 $\text{Cs} > \text{Pb} > \text{Sb} > \text{Se} > \text{S}$

Les atomes Cs et Pb possèdent le plus grand nombre de couches électroniques et les attractions du noyau sur leur couche externe les plus faibles. Toutefois, la charge effective exercée par l'atome Cs est plus faible que celle exercée par l'atome Pb, donc il sera plus volumineux que ce dernier. L'atome Sb possède une couche de moins que les atomes Cs et Pb et une charge effective plus faible. L'atome Se possède 4 couches électroniques et une charge effective plus forte que celles de Cs, Pb et Sb. Finalement, l'atome S possède le plus petit nombre de couches électroniques et l'attraction du noyau sur sa couche externe est la plus forte.

 4.29 (a) **Données:** Li ou Li^+
Information recherchée: l'atome le plus volumineux

Solution: $_{3}\text{Li}$: $[\text{He}] 2s^1$
 $_{3}\text{Li}^+$: $[\text{He}] = 1s^2$
 $_{3}\text{Li}$: $Z_{\text{eff}} = +3 - 2 = +1$
 $_{3}\text{Li}^+$: $Z_{\text{eff}} = +3 - 0 = +3$

L'atome Li est plus volumineux que l'atome Li^+ , car il possède plus de couches électroniques et parce que l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus faible.

 (b) **Données:** I^- ou Cs^+
Information recherchée: l'atome le plus volumineux

Solution: $_{53}\text{I}^-$: $[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$
 $_{55}\text{Cs}^+$: $[\text{Xe}] = [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$
 $_{53}\text{I}^-$: $Z_{\text{eff}} = +53 - (36+10) = +7$
 $_{55}\text{Cs}^+$: $Z_{\text{eff}} = +55 - (36+10) = +9$

Ces deux ions sont isoélectroniques. L'atome I^- est plus volumineux que l'atome Cs^+ , car l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus faible.

 (c) **Données:** Cr ou Cr^{3+}
Information recherchée: l'atome le plus volumineux

Solution: $_{24}\text{Cr}$: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$
 $_{24}\text{Cr}^{3+}$: $[\text{Ar}] 3d^3 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^6 3d^3$
 $_{24}\text{Cr}$: $Z_{\text{eff}} = +24 - (18+4) = +2$
 $_{24}\text{Cr}^{3+}$: $Z_{\text{eff}} = +24 - 10 = +14$

L'atome Cr est plus volumineux que l'atome Cr^{3+} , car il possède plus de couches électroniques et parce que l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus faible.

 (d) **Données:** O ou O^{2-}
Information recherchée: l'atome le plus volumineux

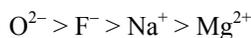
Solution: $_{8}\text{O}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^4$
 $_{8}\text{O}^{2-}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^6$
 $_{8}\text{O}$: $Z_{\text{eff}} = +8 - 2 = +6$
 $_{8}\text{O}^{2-}$: $Z_{\text{eff}} = +8 - 2 = +6$

L'atome O^{2-} est plus volumineux que l'atome O, car, pour un même nombre de couches électroniques et pour une attraction du noyau sur sa couche externe identique, il possède deux électrons de plus, ce qui augmente les répulsions entre les électrons de valence et donc le volume qu'ils occupent.

- 4.30 (a) **Données:** Sr ou Sr^{2+} **Information recherchée:** l'atome le plus volumineux
Solution: ${}_{38}\text{Sr}$: $[\text{Kr}] 5s^2$
 ${}_{38}\text{Sr}^{2+}$: $[\text{Kr}] = [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
 ${}_{38}\text{Sr}$: $Z_{\text{eff}} = +38 - 36 = +2$
 ${}_{38}\text{Sr}^{2+}$: $Z_{\text{eff}} = +38 - (18+10) = +10$
 L'atome Sr est plus volumineux que l'atome Sr^{2+} , car il possède plus de couches électroniques et parce que l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus faible.
- (b) **Données:** N ou N^{3-} **Information recherchée:** l'atome le plus volumineux
Solution: ${}_{7}\text{N}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^3$
 ${}_{7}\text{N}^{3-}$: $[\text{He}] 2s^2 2p^6$
 ${}_{7}\text{N}$: $Z_{\text{eff}} = +7 - 2 = +5$
 ${}_{7}\text{N}^{3-}$: $Z_{\text{eff}} = +7 - 2 = +5$
 L'atome N^{3-} est plus volumineux que l'atome N, car, pour un même nombre de couches électroniques et pour une attraction du noyau sur sa couche externe identique, il possède trois électrons de plus, ce qui augmente les répulsions entre les électrons de valence et donc le volume qu'ils occupent.
- (c) **Données:** Ni ou Ni^{2+} **Information recherchée:** l'atome le plus volumineux
Solution: ${}_{28}\text{Ni}$: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$
 ${}_{28}\text{Ni}^{2+}$: $[\text{Ar}] 3d^8 = [\text{Ne}] 3s^2 3p^6 3d^8$
 ${}_{28}\text{Ni}$: $Z_{\text{eff}} = +28 - (18+8) = +2$
 ${}_{28}\text{Ni}^{2+}$: $Z_{\text{eff}} = +28 - 10 = +18$
 L'atome Ni est plus volumineux que l'atome Ni^{2+} , car il possède plus de couches électroniques et parce que l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus faible.
- (d) **Données:** S^{2-} ou Ca^{2+} **Information recherchée:** l'atome le plus volumineux
Solution: ${}_{16}\text{S}^{2-}$: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
 ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$: $[\text{Ar}] = [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
 ${}_{16}\text{S}^{2-}$: $Z_{\text{eff}} = +16 - 10 = +6$
 ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$: $Z_{\text{eff}} = +20 - 10 = +10$
 Ces deux ions sont isoélectroniques. L'atome S^{2-} est plus volumineux que l'atome Ca^{2+} , car l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus faible.

- 4.31 **Données:** F^- , O^{2-} , Mg^{2+} , Na^+ **Information recherchée:** ordre décroissant de rayon atomique
Solution:

${}_{9}\text{F}^-$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$Z_{\text{eff}} = +9 - 2 = +7$
${}_{8}\text{O}^{2-}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$Z_{\text{eff}} = +8 - 2 = +6$
${}_{12}\text{Mg}^{2+}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$Z_{\text{eff}} = +12 - 2 = +10$
${}_{11}\text{Na}^+$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$Z_{\text{eff}} = +11 - 2 = +9$

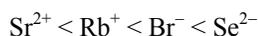


Tous ces atomes sont isoélectroniques. Il faut classer les atomes en fonction de l'attraction de leur noyau sur leur couche externe. L'atome O^{2-} possède la charge nucléaire effective la plus faible, il sera donc le plus volumineux. Viennent ensuite les atomes F et Na^+ qui ont respectivement des charges effectives de +7 et +9. Finalement, l'atome Mg^{2+} est le plus petit, car sa charge nucléaire est la plus élevée.

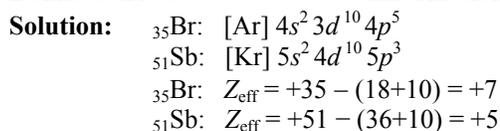
4.32 **Données:** Se^{2-} , Sr^{2+} , Rb^+ , Br^- **Information recherchée:** ordre croissant de rayon atomique

Solution:

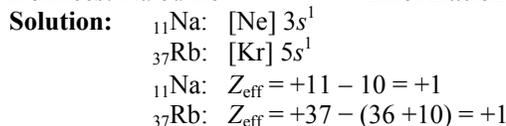
$_{34}\text{Se}^{2-}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$Z_{\text{eff}} = +34 - (18+10) = +6$
$_{38}\text{Sr}^{2+}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$Z_{\text{eff}} = +38 - (18+10) = +10$
$_{37}\text{Rb}^+$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$Z_{\text{eff}} = +37 - (18+10) = +9$
$_{35}\text{Br}^-$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$	$Z_{\text{eff}} = +35 - (18+10) = +7$



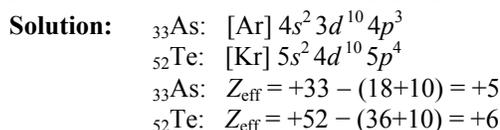
Tous ces atomes sont isoélectroniques. Il faut classer les atomes en fonction de l'attraction de leur noyau sur leur couche externe. L'atome Sr^{2+} possède la charge nucléaire effective la plus forte, il sera donc le plus petit. Viennent ensuite les atomes Rb^+ et Br^- qui ont respectivement des charges effectives de +9 et +7. Finalement, l'atome Se^{2-} est le plus volumineux, car sa charge nucléaire est la plus faible.

 4.33 (a) **Données:** Br ou Sb **Information recherchée:** I_1 la plus élevée


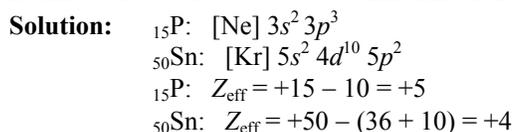
La I_1 de l'atome Br est plus élevée que celle de l'atome Sb, car l'électron de valence du Br est retenu plus fortement par son noyau (la charge effective qui s'exerce sur cet électron est plus grande et celui-ci est à une distance plus faible de son noyau).

 (b) **Données:** Na ou Rb **Information recherchée:** I_1 la plus élevée


La I_1 de l'atome Na est plus élevée que celle de l'atome Rb, car l'électron de valence du Na est retenu plus fortement par son noyau (pour une charge effective identique à celle du Rb, cet électron est à une distance plus faible de son noyau).

 (c) **Données:** As ou Te **Information recherchée:** I_1 la plus élevée


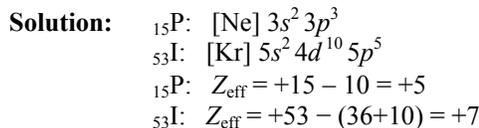
Compte tenu de la charge effective et de la distance entre l'électron arraché et son noyau, on ne peut affirmer quel atome possède la I_1 la plus élevée entre As et Te. La charge effective augmente de As à Te mais il en est de même de la distance entre le noyau et les électrons de valence. Ces effets tendent à s'opposer l'un l'autre, et il n'est pas facile de dire lequel prédominera.

 (d) **Données:** P ou Sn **Information recherchée:** I_1 la plus élevée


La I_1 de l'atome P est plus élevée que celle de l'atome Sn car l'électron de valence du P est retenu plus fortement par son noyau (pour une distance à son noyau plus faible, la charge effective qui s'exerce sur cet électron est plus élevée).

4.34 (a) **Données:** P ou I

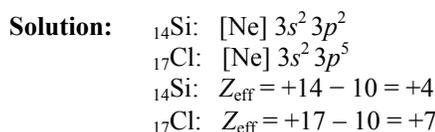
Information recherchée: I_1 la plus faible



Compte tenu de la charge effective et de la distance entre l'électron arraché et son noyau, on ne peut affirmer quel atome possède la I_1 la plus faible entre P et I. La charge effective diminue de I à P, mais il en est de même de la distance entre le noyau et les électrons de valence. Ces effets tendent à s'opposer l'un l'autre, et il n'est pas facile de dire lequel prédominera.

(b) **Données:** Si ou Cl

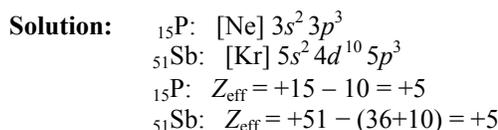
Information recherchée: I_1 la plus faible



La I_1 de l'atome Si est plus faible que celle de l'atome Cl, car l'électron de valence du Si est retenu plus faiblement par son noyau (pour une distance à son noyau similaire, la charge effective qui s'exerce sur cet électron est plus faible).

(c) **Données:** P ou Sb

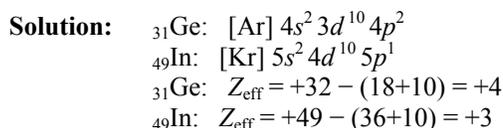
Information recherchée: I_1 la plus faible



La I_1 de l'atome Sb est plus faible que celle de l'atome P, car l'électron de valence du Sb est retenu plus faiblement par son noyau (pour une charge effective identique à celle du P, cet électron est à une distance plus grande de son noyau).

(d) **Données:** Ge ou In

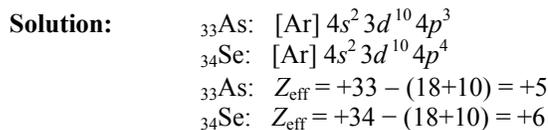
Information recherchée: I_1 la plus faible



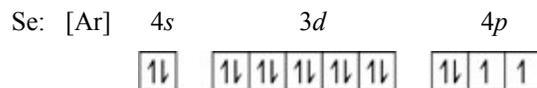
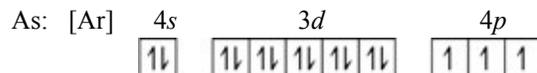
La I_1 de l'atome In est plus faible que celle de l'atome Ge, car l'électron de valence du In est retenu plus faiblement par son noyau (la charge effective qui s'exerce sur cet électron est plus faible et celui-ci est à une distance plus grande de son noyau).

4.35 **Données:** baisse de la I_1 entre As et Se

Information recherchée: explication du phénomène



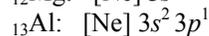
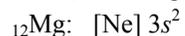
Pour des distances au noyau similaires, la charge effective qui s'exerce sur l'électron de valence de l'atome Se est plus grande que celle pour l'électron de valence de l'atome As. On s'attendrait donc à ce que la I_1 augmente de As à Se. Toutefois celle-ci diminue. L'électron de valence arraché est situé dans le sous-niveau $4p$ autant pour l'atome As que pour l'atome Se. Ils subissent donc tous deux l'effet d'écran partiel qu'exercent les électrons du sous-niveau $4s$ sur les électrons du sous-niveau $4p$. Il faut donc observer la façon dont les électrons sont arrangés dans les orbitales $4p$ à l'aide des cases quantiques.



On constate que l'électron arraché à l'atome Se fait partie d'un doublet, alors que celui arraché à l'atome As est célibataire. Or, l'effet de répulsion entre les deux électrons du doublet chez Se facilite l'ionisation de l'un d'eux; il prédomine même sur celui de l'augmentation de la charge effective parce qu'il s'exerce à plus courte distance.

4.36 **Données:** baisse de la I_1 entre Mg et Al **Information recherchée:** explication du phénomène

Solution:



$${}_{12}\text{Mg}: Z_{\text{eff}} = +12 - 10 = +2$$

$${}_{13}\text{Al}: Z_{\text{eff}} = +13 - 10 = +3$$

On observe que pour des distances au noyau similaires, la charge effective qui s'exerce sur l'électron de valence de l'atome Al est plus grande que celle pour l'atome Mg. On s'attendrait donc à ce que la I_1 augmente. Toutefois, celle-ci diminue. Cela s'explique ainsi: l'électron arraché à l'atome Al se trouvant sur la sous-couche $3p$, il subit l'effet d'écran partiel de la sous-couche $3s$, ce qui diminue la charge effective qui le retient à son noyau. La force qui retient l'électron $3p$ arraché à Al diminue donc suffisamment pour donner à Al une I_1 plus faible de celle de Mg.

4.37 **Données:** Si, F, In, N **Information recherchée:** ordre croissant de I_1

Solution:

${}_{14}\text{Si}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$Z_{\text{eff}} = +14 - 10 = +4$
${}_{9}\text{F}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$Z_{\text{eff}} = +9 - 2 = +7$
${}_{49}\text{In}$	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^1$	$Z_{\text{eff}} = +49 - (36+10) = +3$
${}_{7}\text{N}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$Z_{\text{eff}} = +7 - 2 = +5$

In < Si < N < F

La I_1 associée à un électron de valence dépend de la force qui retient cet électron à son noyau. Cette force est directement proportionnelle à la charge nucléaire effective qui s'exerce sur cet électron et inversement proportionnelle à la distance qui sépare l'électron de son noyau. L'atome In possède la charge effective la plus faible et son électron de valence est le plus éloigné. Il possédera donc la I_1 la plus faible. L'atome Si exerce une charge effective un peu plus élevée et son électron de valence est situé sur le niveau 3. Les électrons de valence des atomes F et N sont situés tous deux sur le 2^e niveau et sont retenus par des charges effectives plus élevées que celles du In et du Si. L'atome F possédant la charge effective la plus élevée, sa I_1 sera la plus élevée.

4.38 **Données:** Cl, S, Sn, Pb **Information recherchée:** ordre décroissant de I_1

Solution:

${}_{17}\text{Cl}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$Z_{\text{eff}} = +17 - 10 = +7$
${}_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$Z_{\text{eff}} = +16 - 10 = +6$
${}_{50}\text{Sn}$	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$	$Z_{\text{eff}} = +50 - (36+10) = +4$
${}_{82}\text{Pb}$	$[\text{Xe}] 6s^2 5d^{10} 4f^{14} 6p^2$	$Z_{\text{eff}} = +82 - (54+10+14) = +4$

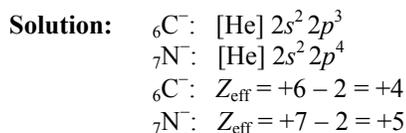
Cl > S > Sn > Pb.

La I_1 associée à un électron de valence dépend de la force qui retient cet électron à son noyau. Cette force est directement proportionnelle à la charge nucléaire effective qui s'exerce sur cet électron et inversement proportionnelle à la distance qui sépare l'électron de son noyau. L'atome Cl possède la charge effective la plus forte et son électron de valence est situé sur le niveau le plus rapproché du noyau. Il possédera donc la I_1 la plus élevée. L'électron de valence de l'atome S est situé aussi sur le niveau 3 mais le noyau exerce une charge effective un peu plus faible. Les électrons de valence des atomes Sn et Pb sont retenus tous deux par des charges effectives identiques. Cependant, l'électron de valence du Pb est plus éloigné du noyau, sa I_1 sera donc la plus faible.

- 4.39 Le «saut» pour l'énergie d'ionisation se produit entre le départ d'un électron de valence et celui d'un électron de cœur. Pour déterminer où se produit ce saut, il faut examiner la configuration électronique de l'atome.
- (a) Be [Ne] $2s^2$ La première et la deuxième énergie d'ionisation font intervenir le départ d'électrons $2s$, alors que la troisième énergie d'ionisation permet d'enlever un électron de cœur; donc le saut se produit entre les deuxième et troisième énergies d'ionisation.
- (b) N [Ne] $2s^2 2p^3$ Les cinq premières énergies d'ionisation impliquent le départ d'électrons $2p$ et $2s$, alors que la sixième énergie d'ionisation permet d'enlever un électron de cœur; donc le saut se produit entre les cinquième et sixième énergies.
- (c) O [Ne] $2s^2 2p^4$ Les six premières énergies d'ionisation impliquent le départ d'électrons $2p$ et $2s$, alors que la septième énergie d'ionisation permet d'enlever un électron de cœur; donc le saut se produit entre les sixième et septième énergies.
- (d) Li [Ne] $2s^1$ La première énergie d'ionisation fait intervenir le départ d'un électron $2s$, alors que la deuxième énergie d'ionisation permet d'enlever un électron de cœur; donc le saut se produit entre les première et deuxième énergies d'ionisation.
- 4.40 Le saut se produit entre I_3 et I_4 , ce qui signifie que les trois premiers électrons ionisés sont des électrons de valence et que le quatrième électron est un électron de cœur; par conséquent, la configuration des électrons de valence serait $ns^2 np^1$. L'élément se situe dans la colonne III A et est donc Al.
- 4.41 (a) **Données:** Na ou Rb **Information recherchée:** E_{ac} la plus élevée
- Solution:** $_{11}\text{Na}^-$: [Ne] $3s^2$
 $_{37}\text{Rb}^-$: [Kr] $5s^2$
 $_{11}\text{Na}^-$: $Z_{\text{eff}} = +11 - 10 = +1$
 $_{37}\text{Rb}^-$: $Z_{\text{eff}} = +37 - 36 + 10 = +1$
 La E_{ac} de l'atome Na est plus élevée que celle de l'atome Rb, car l'électron supplémentaire du Na^- est retenu plus fortement par son noyau (pour une charge effective identique à celle du Rb, cet électron supplémentaire est placé à une distance plus faible de son noyau).
- (b) **Données:** B ou S **Information recherchée:** E_{ac} la plus élevée
- Solution:** $_{5}\text{B}^-$: [He] $2s^2 2p^4$
 $_{16}\text{S}^-$: [Ne] $3s^2 3p^5$
 $_{5}\text{B}^-$: $Z_{\text{eff}} = +5 - 2 = +3$
 $_{16}\text{S}^-$: $Z_{\text{eff}} = +16 - 10 = +6$
 Compte tenu de la charge effective et de la distance entre l'électron supplémentaire et le noyau, on ne peut affirmer quel atome possède la E_{ac} la plus élevée entre B et S. La charge effective augmente entre B et S mais il en est de même de la distance entre le noyau et l'électron supplémentaire. Ces effets tendent à s'opposer l'un l'autre, et il n'est pas facile de dire lequel prédominera.

(c) **Données:** C ou N

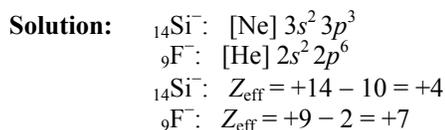
Information recherchée: E_{ac} la plus élevée



La E_{ac} de l'atome N est plus élevée que celle de l'atome C, car l'électron supplémentaire du N^- est retenu plus fortement par son noyau (pour une distance au noyau similaire, la charge effective qui s'exerce sur cet électron est plus élevée).

(d) **Données:** Si ou F

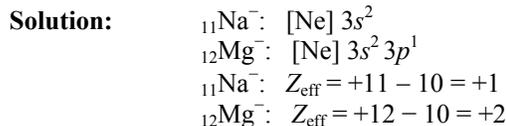
Information recherchée: E_{ac} la plus élevée



La E_{ac} de l'atome F est plus élevée que celle de l'atome Si car l'électron supplémentaire du F^- est retenu plus fortement par son noyau (la charge effective qui s'exerce sur cet électron est plus grande et celui-ci est à une distance plus faible du noyau).

4.42 **Données:** baisse de la E_{ac} entre Na et Mg

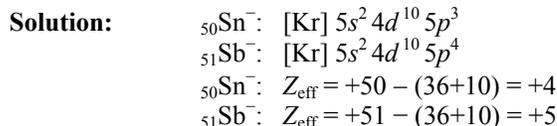
Information recherchée: explication du phénomène



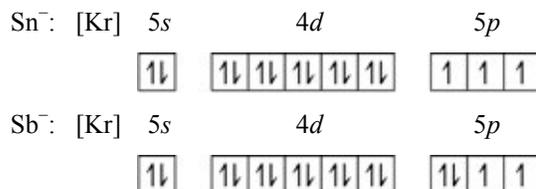
On observe que, pour des distances au noyau similaires, la charge effective qui s'exerce sur l'électron supplémentaire de l'anion Mg^- est plus grande que celle pour l'anion Na^- . On s'attendrait donc à ce que la E_{ac} augmente. Toutefois, celle-ci diminue. Cela s'explique ainsi: l'électron arraché à Mg^- se trouvant sur la sous-couche $3p$, il subit l'effet d'écran partiel de la sous-couche $3s$, ce qui diminue la charge effective qui le retient à son noyau. La force qui retient l'électron $3p$ arraché à Mg^- diminue donc suffisamment pour donner à Mg^- une E_{ac} plus faible de celle de Na^- .

4.43 **Données:** baisse de la E_{ac} entre Sn et Sb

Information recherchée: explication du phénomène



On observe que, pour des distances au noyau similaires, la charge effective qui s'exerce sur l'électron supplémentaire de l'anion Sb^- est plus grande que pour l'anion Sn^- . On s'attendrait donc à ce que la E_{ac} augmente. Toutefois, celle-ci diminue. Les électrons supplémentaires sont situés dans le sous-niveau $5p$ autant dans l'anion Sb^- que dans l'anion Sn^- . Ils subissent donc tous deux le même écran partiel des électrons du sous-niveau $5s$ sur les électrons du sous-niveau $5p$. Il faut donc observer la façon dont les électrons sont arrangés dans les orbitales $5p$ à l'aide des cases quantiques.



On constate que l'électron arraché à l'anion Sb^- fait partie d'un doublet, alors que celui arraché à l'anion Sn^- est célibataire. Or, l'effet de répulsion entre les deux électrons du doublet chez Sb^- facilite l'ionisation de l'un d'eux; il prédomine même sur celui de l'augmentation de la charge effective.

4.44 **Données:** Mg, P, S, K, F

Information recherchée: ordre décroissant de E_{ac}

Solution:

$_{12}\text{Mg}^-$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$Z_{\text{eff}} = +12 - 10 = +2$
$_{15}\text{P}^-$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$Z_{\text{eff}} = +15 - 10 = +5$
$_{16}\text{S}^-$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	$Z_{\text{eff}} = +16 - 10 = +6$
$_{19}\text{K}^-$	$[\text{Ar}] 4s^2$	$Z_{\text{eff}} = +19 - 18 = +1$
$_{9}\text{F}^-$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$	$Z_{\text{eff}} = +9 - 2 = +7$

$F > S > P > \text{Mg} > \text{K}$.

La E_{ac} dépend de la force qui retient un électron supplémentaire au noyau. Cette force est directement proportionnelle à la charge nucléaire effective qui s'exerce sur cet électron et inversement proportionnelle à la distance qui sépare l'électron du noyau. L'anion F^- possède la charge effective la plus forte et son électron supplémentaire est situé sur le niveau le plus rapproché du noyau ($n = 2$). Il possédera donc la E_{ac} la plus élevée. Les électrons supplémentaires des anions S^- , P^- et Mg^- sont tous situés sur le niveau 3 mais la charge effective exercée par le noyau sur ces électrons est de +6, +5 et +2 respectivement. L'électron supplémentaire de l'anion K^- est le plus éloigné du noyau et le moins retenu (Z_{eff} de +1), sa E_{ac} sera donc la plus faible.

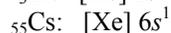
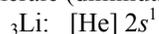
Électronégativité et caractère métallique (4.5 et 4.6)

4.45 Les deux termes sont associés, mais non identiques. L'électronégativité est la capacité d'un atome à attirer vers lui les électrons d'une liaison covalente alors que l'affinité électronique est la capacité d'un atome à accepter un électron supplémentaire.

4.46 **Données:** famille des alcalins

Information recherchée: tendance générale pour χ

Solution: choisir à l'aide de la figure 4.15 deux atomes de la famille des alcalins représentatifs de la tendance générale (diminution).



$$_3\text{Li}: Z_{\text{eff}} = +3 - 2 = +1$$

$$_{55}\text{Cs}: Z_{\text{eff}} = +55 - 54 = +1$$

La χ qui s'exerce sur les électrons d'une liaison dépend de la force qu'exerce le noyau de l'atome sur ces électrons. Cette force est directement proportionnelle à la charge nucléaire effective qui s'exerce au niveau de la couche externe et inversement proportionnelle à la distance qui sépare cette couche de son noyau. Pour des charges effectives identiques, l'atome est de plus en plus volumineux lorsqu'on descend dans la famille des alcalins. La force qui s'exerce sur la couche externe diminue, donc la χ diminue.

4.47 **Données:** période 3

Information recherchée: tendance générale pour χ

Solution: choisir, à l'aide de la figure 4.15, deux atomes de la 3^e période représentatifs de la tendance générale (augmentation).



$$_{11}\text{Na}: Z_{\text{eff}} = +11 - 10 = +1$$

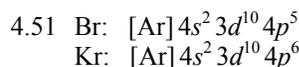
$$_{17}\text{Cl}: Z_{\text{eff}} = +17 - 10 = +7$$

La χ qui s'exerce sur les électrons d'une liaison dépend de la force qu'exerce le noyau de l'atome sur ces électrons. Cette force est directement proportionnelle à la charge nucléaire effective qui s'exerce au niveau de la couche externe et inversement proportionnelle à la distance qui sépare cette couche de son noyau. Pour des atomes dans une même période, la charge effective qui s'exerce sur la couche externe s'intensifie de gauche à droite. La force augmente, donc la χ augmente.

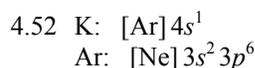
- 4.48 (a) Sr ou Sb Sr est plus métallique que Sb, car en passant de Sr à Sb dans le tableau périodique, on se déplace vers la droite dans la même période. Le caractère métallique diminue en se déplaçant vers la droite.
- (b) As ou Bi Bi est plus métallique, car en passant de As à Bi dans le tableau périodique, on se déplace de haut en bas dans la même famille (le caractère métallique augmente).
- (c) Cl ou O En s'appuyant sur les seules tendances périodiques, on ne peut pas dire quel élément sera le plus métallique, car, en passant de O à Cl, on se déplace vers la droite dans une période (le caractère métallique diminue) puis de haut en bas dans une colonne (le caractère métallique augmente). Ces effets tendent à s'opposer l'un l'autre et il n'est pas facile de déterminer lequel est prédominant.
- (d) S ou As As est plus métallique que S, car, en passant de S à As dans le tableau périodique, on se déplace de haut en bas dans une colonne (le caractère métallique augmente) puis vers la gauche dans une période (le caractère métallique augmente). Ces effets s'additionnent pour donner une augmentation globale.
- 4.49 (a) Sb ou Pb Pb est plus métallique que Sb, car, en passant de Sb à Pb dans le tableau périodique, on se déplace de haut en bas dans une colonne (le caractère métallique augmente) puis vers la gauche dans une période (le caractère métallique augmente). Ces effets s'additionnent pour donner une augmentation globale.
- (b) K ou Ge K est plus métallique que Ge, car, en passant de K à Ge dans le tableau périodique, on se déplace vers la droite dans une même période. Le caractère métallique diminue en se déplaçant vers la droite.
- (c) Ge ou Sb En s'appuyant sur les seules tendances périodiques, on ne peut pas dire quel élément sera le plus métallique, car, en passant de Ge à Sb, on se déplace vers la droite dans une période (le caractère métallique diminue) puis de haut en bas dans une colonne (le caractère métallique augmente). Ces effets tendent à s'opposer l'un l'autre et il n'est pas facile de déterminer lequel est prédominant.
- (d) As ou Sn Sn est plus métallique que As, car, en passant de As à Sn dans le tableau périodique, on se déplace de haut en bas dans une colonne (le caractère métallique augmente) puis vers la gauche dans une période (le caractère métallique augmente). Ces effets s'additionnent pour donner une augmentation globale.
- 4.50 (a) L'ordre croissant du caractère métallique est $S < Se < Sb < In < Ba < Fr$.
Le caractère métallique diminue de gauche à droite dans une période et diminue de bas en haut dans une colonne; par conséquent, l'élément qui a le moins de caractère métallique est situé en haut à droite du tableau périodique. Parmi ces éléments, S a le moins de caractère métallique. En se déplaçant de haut en bas dans la colonne, l'élément suivant est Se. En continuant vers le bas et vers la gauche, on atteint Sb; en continuant encore vers la gauche, on atteint In; en allant vers la gauche et vers le bas dans la colonne, on atteint Ba; puis vers le bas dans la colonne et vers la gauche, se trouve Fr.

- (b) L'ordre croissant du caractère métallique est $N < P < Si < Al < Ga < Sr$.
 Le caractère métallique diminue de gauche à droite dans une période et diminue de bas en haut dans une colonne; par conséquent, l'élément qui a le moins de caractère métallique est situé en haut à droite du tableau périodique. Parmi ces éléments, N a le moins de caractère métallique. En se déplaçant de haut en bas dans la colonne, l'élément suivant est P. En continuant vers la gauche, on atteint Si; en continuant vers la gauche, on atteint Al; en allant vers le bas dans la colonne, on atteint Ga; puis vers la gauche et vers le bas, se trouve Sr.

PROBLÈMES RÉCAPITULATIFS

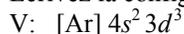


Le krypton a une couche de valence complètement remplie, ce qui lui confère sa stabilité chimique. Le brome a besoin d'un électron pour obtenir un sous-niveau p (donc sa couche de valence) complètement rempli et par conséquent il acquiert très facilement un électron, ce qui lui confère la stabilité supplémentaire due à un niveau de valence rempli. De plus, la charge nucléaire effective qui s'exerce sur l'électron à ajouter est très grande, ce qui rend le brome très réactif.



L'argon a une couche de valence complètement remplie, ce qui lui confère sa stabilité chimique. Le potassium a un seul électron dans le sous-niveau $4s$ et peut facilement perdre cet électron retenu par une charge nucléaire effective de +1 seulement. Par conséquent, il perd rapidement l'électron $4s$ pour obtenir une configuration électronique similaire à celle de l'argon, ce qui lui confère la stabilité supplémentaire d'une couche de valence complète.

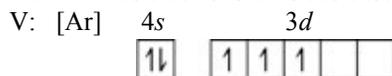
- 4.53 Écrivez la configuration électronique du vanadium.



Étant donné que l'ion V^{3+} a une charge +3, enlevez trois électrons pour écrire la configuration électronique de l'ion. Puisque c'est un métal de transition, enlevez les électrons de l'orbitale $4s$ avant d'enlever les électrons des orbitales $3d$.

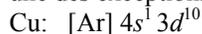


Détaillez les électrons dans des cases quantiques.



Le vanadium et l'ion V^{3+} ont tous les deux des électrons non appariés et sont paramagnétiques.

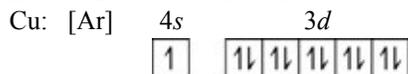
- 4.54 Commencez par écrire la configuration électronique de l'atome neutre. Rappelez-vous que Cu est une des exceptions.

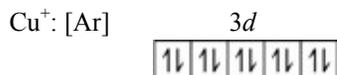


Étant donné que l'ion Cu^+ a une charge +1, enlevez un électron pour écrire la configuration électronique de l'ion. Puisque c'est un métal de transition, enlevez l'électron de l'orbitale $4s$ avant d'enlever les électrons des orbitales $3d$.



Détaillez les électrons dans des cases quantiques.





Cu contient un électron non apparié dans l'orbitale 4s et est paramagnétique; Cu^+ a des électrons qui sont tous appariés dans les orbitales 3d et il est diamagnétique.

- 4.55 (a) **Données:** Si ou Ga **Information recherchée:** le rayon atomique le plus grand

Solution: $_{14}\text{Si} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
 $_{31}\text{Ga} : [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$
 $_{14}\text{Si} : Z_{\text{eff}} = +14 - 10 = +4$
 $_{31}\text{Ga} : Z_{\text{eff}} = +31 - (18+10) = +3$
 L'atome Ga est plus volumineux que l'atome Si, car il possède plus de couches électroniques et parce que l'attraction du noyau sur sa couche externe est plus faible.

- (b) **Données:** Si ou Ge **Information recherchée:** le rayon atomique le plus grand

Solution: $_{14}\text{Si} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
 $_{32}\text{Ge} : [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^2$
 $_{14}\text{Si} : Z_{\text{eff}} = +14 - 10 = +4$
 $_{32}\text{Ge} : Z_{\text{eff}} = +32 - (18+10) = +4$
 L'atome Ge est plus volumineux que l'atome Si, car, pour une même charge effective, le Ge possède plus de couches électroniques.

- (c) **Données:** Si ou As **Information recherchée:** le rayon atomique le plus grand

Solution: $_{14}\text{Si} : [\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
 $_{33}\text{As} : [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^3$
 $_{14}\text{Si} : Z_{\text{eff}} = +14 - 10 = +4$
 $_{33}\text{As} : Z_{\text{eff}} = +33 - (18+10) = +5$
 En s'appuyant sur le nombre de couches électroniques et sur les charges effectives, on ne peut affirmer quel atome est le plus petit. En effet, quand on passe de Si à As, le nombre de couches électroniques augmente, mais c'est également le cas de la force du noyau exercée sur ces couches. Ces effets tendent à s'opposer l'un l'autre, et il n'est pas facile de dire lequel prédominera.

- 4.56 (a) **Données:** N, Mg, O, F, Al **Information recherchée:** configuration électronique et Z_{eff}

Solution:

$_{7}\text{N}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	$Z_{\text{eff}} = +7 - 2 = +5$
$_{12}\text{Mg}$	$[\text{Ne}] 3s^2$	$Z_{\text{eff}} = +12 - 10 = +2$
$_{8}\text{O}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	$Z_{\text{eff}} = +8 - 2 = +6$
$_{9}\text{F}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$	$Z_{\text{eff}} = +9 - 2 = +7$
$_{13}\text{Al}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	$Z_{\text{eff}} = +13 - 10 = +3$

- (b) **Information recherchée:** ordre décroissant de rayon atomique

Solution: $\text{Mg} > \text{Al} > \text{N} > \text{O} > \text{F}$.

Les atomes Mg et Al possèdent le plus grand nombre de couches électroniques et les attractions du noyau sur leur couche externe les plus faibles. Toutefois, la charge effective de l'atome Mg est plus faible que celle de l'atome Al, donc il sera plus volumineux que ce dernier. Les atomes N, O et F possèdent tous 2 couches électroniques et une charge effective plus forte que Mg et Al. Ils ont respectivement des charges effectives de +5, +6 et +7. L'atome N sera donc le plus volumineux des trois et l'atome F, le plus petit.

(c) **Information recherchée:** ordre croissant d'énergie de première ionisation

Solution: Al < Mg < O < N < F.

L'atome Mg exerce la charge effective la plus faible et ses électrons de valence sont situés sur le niveau 3. Les électrons de valence de l'atome Al sont aussi situés sur le niveau 3 et la charge effective qui les retient à leur noyau est légèrement plus élevée. Toutefois, pour des noyaux de forces similaires, l'électron arraché à l'atome Al subit en plus l'effet d'écran partiel de la 3s sur la 3p, qui n'est pas comptabilisé dans le calcul de la charge effective. Son électron de valence sera donc plus facile à ioniser que celui de l'atome Mg. Les électrons de valence des atomes N, O et F sont situés sur le niveau 2, plus près du noyau, et sont retenus par des charges effectives plus élevées que celles des atomes Al et Mg, soit +5, +6 et +7. L'atome F possédant la charge effective la plus élevée, sa I_1 sera la plus élevée. Dans le cas des atomes N et O, il faut se rappeler qu'il s'agit de la 2^e exception observée dans la tendance générale de l'énergie d'ionisation dans une période. Pour des noyaux de forces similaires, l'électron arraché à l'atome O est sous forme doublet alors que l'électron arraché à l'atome N est célibataire. La I_1 du N sera donc un peu plus élevée que la I_1 du O.

4.57 (a) **Données:** P, Ca, Si, S, Ga **Information recherchée:** configuration électronique et Z_{eff}

Solution:

$_{15}\text{P}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	$Z_{\text{eff}} = +15 - 10 = +5$
$_{20}\text{Ca}$	$[\text{Ar}] 4s^2$	$Z_{\text{eff}} = +20 - 18 = +2$
$_{14}\text{Si}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	$Z_{\text{eff}} = +14 - 10 = +4$
$_{16}\text{S}$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	$Z_{\text{eff}} = +16 - 10 = +6$
$_{31}\text{Ga}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$	$Z_{\text{eff}} = +31 - (18+10) = +3$

(b) **Information recherchée:** ordre croissant de rayon atomique

Solution: S < P < Si < Ga < Ca.

Les atomes S, P et Si possèdent le plus petit nombre de couches électroniques et les charges effectives qu'exerce leur noyau sur leur couche externe sont de +6, +5 et +4 respectivement. L'atome S sera donc le plus petit. Les atomes Ga et Ca possèdent 1 couche électronique de plus et des charges effectives plus faibles que celles de S, P et Si, soit respectivement +3 et +2. L'atome Ca sera donc le plus volumineux.

(c) **Information recherchée:** ordre décroissant d'énergie de première ionisation

Solution: P > S > Si > Ca > Ga.

Les atomes S et P exercent les charges effectives les plus fortes (+6 et +5) et leurs électrons de valence sont situés sur le niveau 3. Ils possèdent donc les I_1 les plus élevées. Toutefois, il faut se rappeler qu'il s'agit de la 2^e exception observée dans la tendance générale de l'énergie d'ionisation dans une période. Pour des noyaux de forces similaires, l'électron arraché à l'atome S est sous forme doublet alors que l'électron arraché à l'atome P est célibataire. La I_1 du P sera donc un peu plus élevée que la I_1 du S. Les électrons de valence de l'atome Si sont aussi situés sur le niveau 3 mais leur charge effective est légèrement plus faible, soit +4. Les électrons de valence des atomes Ga et Ca sont situés sur le niveau 4, plus loin du noyau, et sont retenus par des charges effectives plus faibles que celles des atomes S, P et Si, soit +3 et +2. Cependant, pour des noyaux de forces similaires, l'électron arraché à l'atome Ga subit l'effet d'écran partiel de la 4s sur la 4p. Son électron de valence sera donc plus facile à ioniser que celui de l'atome Ca.

4.58 Quand on se déplace de gauche à droite dans une rangée (période) du tableau périodique regroupant les éléments des groupes principaux, la charge nucléaire effective (Z_{eff}) subie par les électrons de valence augmente, ce qui crée une attraction plus grande entre les électrons périphériques et le noyau et, par conséquent, des rayons atomiques de plus en plus petits. Le long d'une rangée regroupant les éléments de transition, le nombre d'électrons dans le niveau d'énergie principal le plus éloigné du noyau

(valeur de n la plus élevée) est presque constant. Quand un autre proton s'ajoute au noyau avec chaque élément successif, un autre électron s'ajoute également, mais celui-ci s'en va dans l'orbitale $n_{\text{plus élevé}} - 1$ (un électron de cœur). Le nombre d'électrons périphériques demeure constant et ils subissent une charge nucléaire effective à peu près constante, de sorte que le rayon reste plus ou moins constant après la première paire d'éléments dans la série.

- 4.59 Le long de la rangée regroupant les premiers éléments de transition (de ${}_{21}\text{Sc}$ à ${}_{30}\text{Zn}$), le nombre d'électrons dans le niveau d'énergie principal externe (valeur de n la plus élevée = $4s$) est presque constant. Quand un autre proton s'ajoute au noyau avec chaque élément successif, un autre électron s'ajoute également, mais celui-ci s'en va dans l'orbitale $n_{\text{plus élevé}} - 1$ ($3d$). Par conséquent, même si le numéro atomique de Cu est plus élevé que celui de V, leurs électrons périphériques les plus éloignés ($4s$) subissent à peu près la même charge nucléaire effective; donc, les rayons atomiques des deux éléments sont presque les mêmes. Comme les rayons des deux atomes sont presque identiques, leur volume est très semblable. Puisque la masse augmente avec l'augmentation du numéro atomique, la masse d'un atome de Cu est supérieure à la masse d'un atome de V; la masse volumique étant le rapport masse/volume, la masse volumique de Cu doit être supérieure à celle de V. D'après les références, les masses volumiques sont $\rho_{\text{Cu}} = 8,96 \text{ g/cm}^3$ et $\rho_{\text{V}} = 5,49 \text{ g/cm}^3$, et nos prédictions sont correctes.
- 4.60 Reportons-nous aux figures 4.11 et 4.12 (manuel, p. 162) pour comprendre ce phénomène. Les deux premiers gaz rares, l'hélium et le néon, ont des énergies de première ionisation supérieures à 2000 kJ/mol, ce qui explique qu'ils résistent à tout effort visant à les forcer à partager leurs électrons avec d'autres éléments et qu'ils s'en tiennent à leur couche électronique externe complète ($1s^2$ ou $2s^2 2p^6$). Cependant, les gaz rares les plus lourds, le krypton, le xénon et le radon, ont des énergies d'ionisation passablement plus faibles, inférieures même à celles de bien d'autres non-métaux comme F, O, N, Cl et Br. Même si leur couche électronique complète ne les porte pas à créer des liaisons, ces éléments ne peuvent empêcher qu'on les force à partager certains électrons avec les deux éléments les plus électronégatifs, le fluor et l'oxygène, pour former des composés covalents stables comme KrF_2 , XeF_4 , XeO_3 , XeO_2F_2 ou RnF_6 . Quant à l'argon, on ne lui connaît actuellement qu'un seul composé assez instable, HArF , synthétisé en 2000 à l'Université d'Helsinki.
- 4.61 La réactivité d'un élément dépend de sa capacité à former des liaisons et varie en fonction de son électronégativité. Dans le cas des halogènes, leur forte électronégativité et le fait qu'ils n'ont besoin que d'un seul électron pour compléter leur couche de valence les rendent très corrosifs. Cependant, la χ qui agit sur les électrons d'une liaison dépend de la force attractive du noyau de l'atome sur ces électrons. Cette force est directement proportionnelle à la charge nucléaire effective qui s'exerce au niveau de la couche externe et inversement proportionnelle à la distance qui sépare cette couche de son noyau. Lorsque l'on descend dans une même famille, la charge nucléaire effective est constante mais le volume de l'atome augmente, ce qui diminue la force qui s'exerce sur les électrons périphériques et donc l'électronégativité de l'élément. Les halogènes plus petits sont donc plus réactifs chimiquement.
- 4.62 Groupe VI A: $ns^2 np^4$ Groupe VII A: $ns^2 np^5$
L'énergie d'affinité électronique des éléments du groupe VII A est plus grande que celle des éléments du groupe VI A dans la même période parce que le groupe VII A requiert un seul électron pour atteindre la configuration $ns^2 np^6$, très stable, alors que les éléments du groupe VI A nécessitent deux électrons. Ajouter un seul électron aux éléments du groupe VI A ne leur confère aucune stabilité additionnelle et entraîne des répulsions supplémentaires entre les électrons; donc leur valeur d'énergie d'affinité électronique est moins grande que celle du groupe VII A.
- 4.63 Groupe V A: $ns^2 np^3$ Groupe IV A: $ns^2 np^2$
L'énergie d'affinité électronique des éléments du groupe V A est plus faible que celle des éléments du groupe IV A dans la même période parce que le groupe V A a un sous-niveau p à demi rempli. Quand un électron s'ajoute aux éléments de ce groupe, ce quatrième électron forme un doublet dans l'une des orbitales p , ce qui crée une répulsion entre ces électrons. Cela élimine également la stabilité du sous-niveau à demi rempli. Quand un électron s'ajoute aux éléments du groupe IV A, cependant, c'est un troisième électron célibataire qui s'ajoute au sous-niveau p , ce qui confère une stabilité additionnelle au sous-niveau à demi rempli.

PROBLÈMES DÉFIS

4.64 **Donnée:** Ra, $Z = 88$ **Information recherchée:** Z des deux métaux alcalino-terreux suivants

Solution: l'élément suivant ayant des propriétés chimiques similaires se situerait dans la période 8, colonne II A. L'élément le plus lourd actuellement connu est l'élément 118 dans la période 7, colonne VIII A. Pour atteindre la configuration électronique de l'alcalino-terreux qui suit (période 8, colonne II A) et obtenir des propriétés chimiques similaires au radium, il faut ajouter 2 électrons à la configuration du gaz rare qu'est l'élément 118. Conséquemment, cet atome aura 2 protons de plus et nous aurons $Z = 120$.

Le métal alcalino-terreux qui suit l'élément 120 se situerait dans la période 9, colonne II A. Pour atteindre la configuration de valence $9s^2$ en partant de la configuration $8s^2$, il faut d'abord remplir les orbitales du bloc $7d$ (10 électrons) et du bloc $6f$ (14 électrons). Lorsque le sous-niveau $6f$ est rempli, il est alors possible d'avoir accès au sous-niveau $5g$ formé de 9 orbitales pouvant contenir 18 électrons (non représenté dans le tableau périodique). On ajoute finalement 6 électrons dans les orbitales $8p$ puis 2 électrons dans l'orbitale $9s$. Conséquemment, cet atome aura 52 protons de plus que l'élément 120 et nous aurons $Z = 170$.

4.65 **Donnée:** élément 165 **Information recherchée:** à quel groupe appartient-il?

Solution: l'élément 165 aurait 47 électrons de plus que l'élément le plus gros connu, soit le gaz rare Uuo—118. En tenant compte qu'à partir de la 8^e période les orbitales $5g$ se remplissent (voir numéro 59), sa configuration électronique serait donc $[Uuo] 8s^2 7d^{10} 6f^{14} 5g^{18} 8p^3$. L'élément serait donc un métal de la colonne 3 du bloc p . Il aurait des propriétés similaires aux éléments de la famille de l'azote, plus particulièrement au bismuth qui est lui aussi un métal.

4.66 **Donnée:** niveaux $8s$ et $8p$ remplis **Information recherchée:** Z et à quel groupe appartient-il?

Solution: l'élément dans lequel se rempliraient les niveaux d'énergie électronique $8s$ et $8p$ aurait la configuration électronique suivante: $[Uuo] 8s^2 7d^{10} 6f^{14} 5g^{18} 8p^6$. Avec 50 électrons de plus que le dernier élément connu du tableau périodique, Uuo-118, il aurait le numéro atomique 168. Cet élément ferait partie de la famille des gaz nobles ($ns^2 np^6$) et il aurait des propriétés similaires: l'élément serait relativement inerte, et formerait difficilement des composés avec la plupart des éléments, mais serait capable de former des composés avec le fluor et l'oxygène, tout comme les gaz nobles volumineux tels Xe et Rn.

4.67 **Données:** $r = 100,00 \text{ pm}$, $q_{\text{proton}} = 1,602 \ 18 \times 10^{-19} \text{ C}$ et $q_{\text{électron}} = -1,602 \ 18 \times 10^{-19} \text{ C}$

Informations recherchées: I en kJ/mol et λ nécessaire à l'ionisation

Plan conceptuel: $r, q_{\text{proton}}, q_{\text{électron}} \rightarrow E_{\text{atome}} \rightarrow E_{\text{mol}}$ et $E_{\text{atome}} \rightarrow \lambda$

$$E = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{\text{mol}} \quad \lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

Solution:

$$E = \frac{1}{4\pi \left(8,85 \times 10^{-12} \frac{\cancel{\text{C}^2}}{\text{J} \cdot \cancel{\text{m}}} \right)} \times \frac{(1,602 \ 18 \times 10^{-19} \cancel{\text{C}})(-1,602 \ 18 \times 10^{-19} \cancel{\text{C}})}{(100,00 \cancel{\text{pm}}) \left(\frac{1 \cancel{\text{m}}}{1 \times 10^{12} \cancel{\text{pm}}} \right)} = -2,3086 \times 10^{-18} \text{ J/atome}$$

$$E = -2,3086 \times 10^{-18} \cancel{\text{J/atome}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{atomes}}}{\text{mol}} \times \frac{\text{kJ}}{(1000 \cancel{\text{J}})} = -1,39 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$$

L'énergie potentielle entre l'électron et le proton est négative, car il s'agit de charges opposées (comme c'est le cas pour la force électrostatique). Afin d'évaluer l'énergie nécessaire pour arracher l'électron à son noyau, il faut considérer la *grandeur* de l'énergie et non le signe qui lui est associé.

$$I = |-1,39 \times 10^3 \text{ kJ/mol}| = 1,39 \times 10^3 \text{ kJ/mol}$$

$$\lambda = \frac{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s})(3,00 \times 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}) \left(\frac{1 \times 10^9 \text{ nm}}{\text{m}} \right)}{(2,3086 \times 10^{-18} \text{ J})} = 86,1 \text{ nm}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kJ/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la valeur est positive et l'énergie doit être ajoutée à l'atome pour enlever l'électron. Les unités de la longueur d'onde (nm) sont correctes et l'ordre de grandeur est raisonnable compte tenu de l'énergie d'ionisation.

- 4.68 Pour déterminer les énergies de deuxième ionisation, examinez la configuration électronique et les charges nucléaires effectives qui s'exercent sur les électrons de valence pour les ions +1 des atomes de la 2^e période.

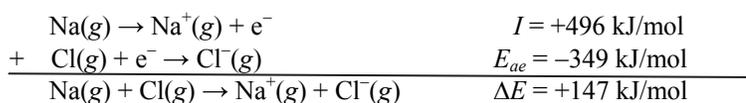
${}_3\text{Li}^+$	[He] = $1s^2$	$Z_{\text{eff}} = +3$
${}_4\text{Be}^+$	[He] $2s^1$	$Z_{\text{eff}} = +4 - 2 = +2$
${}_5\text{B}^+$	[He] $2s^2$	$Z_{\text{eff}} = +5 - 2 = +3$
${}_6\text{C}^+$	[He] $2s^2 2p^1$	$Z_{\text{eff}} = +6 - 2 = +4$
${}_7\text{N}^+$	[He] $2s^2 2p^2$	$Z_{\text{eff}} = +7 - 2 = +5$
${}_8\text{O}^+$	[He] $2s^2 2p^3$	$Z_{\text{eff}} = +8 - 2 = +6$
${}_9\text{F}^+$	[He] $2s^2 2p^4$	$Z_{\text{eff}} = +9 - 2 = +7$

Normalement, d'après la configuration électronique des ions, il serait impossible de prédire où se situerait exactement la I_2 de l'atome Li par rapport aux autres, car il exerce une charge effective inférieure à certains des atomes, mais son volume est aussi le plus petit des 7 atomes. Ces effets tendent à s'opposer l'un l'autre, et il n'est généralement pas facile de dire lequel prédominera. Toutefois, on remarque que le 2^e électron à arracher au lithium est situé sur le niveau 1, le plus près du noyau et le plus stable de façon significative par rapport à tous les autres (chapitre 3). Il est donc possible de conclure ici que la distance au noyau prédominera sur la charge effective plus faible et que cet électron sera particulièrement difficile à arracher; la I_2 du lithium sera la plus élevée. La I_2 la plus faible doit être celle de Be^+ qui possède la charge nucléaire effective la plus faible pour des électrons de valence situés sur la couche la plus éloignée.

${}_7\text{N}^+$	[He] $2s^2 2p^2$	$Z_{\text{eff}} = +7 - 2 = +5$
${}_8\text{O}^+$	[He] $2s^2 2p^3$	$Z_{\text{eff}} = +8 - 2 = +6$
${}_9\text{F}^+$	[He] $2s^2 2p^4$	$Z_{\text{eff}} = +9 - 2 = +7$

Dans le cas des atomes N et O, la I_2 du O sera plus élevée, car, pour des électrons situés sur un même niveau électronique, la charge effective qui s'exerce sur le 2^e électron arraché à l'atome O est plus élevée. Dans le cas des atomes F et O, il faut se rappeler qu'il s'agit de la 2^e exception observée dans la tendance générale de l'énergie d'ionisation dans une période. Pour des noyaux de forces similaires, le deuxième électron arraché à l'atome F est sous forme doublet alors que le deuxième électron arraché à l'atome O est célibataire. La I_2 du F sera donc un peu plus faible que la I_2 du O.

- 4.69 ΔE pour la réaction d'après l'énergie d'ionisation et l'affinité électronique = +147 kJ/mol.

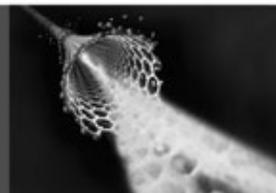


- 4.70 Le deuxième électron est ajouté à un ion de charge -1 , de sorte qu'il y a une grande force de répulsion à vaincre pour additionner le deuxième électron. Par conséquent, il faut de l'énergie pour additionner le deuxième électron et la deuxième affinité électronique aura une valeur positive.

PROBLÈMES CONCEPTUELS

- 4.71 La I_1 associée à un électron de valence dépend de la force qui retient cet électron à son noyau. Cette force est directement proportionnelle à la charge nucléaire effective qui s'exerce sur cet électron et inversement proportionnelle à la distance qui sépare l'électron de son noyau. L'atome A exercera donc la charge nucléaire effective la plus élevée sur ses électrons de valence (force plus élevée donc I_1 plus élevée) alors que l'atome B possédera le plus gros volume électronique (force plus faible donc I_1 plus faible).
- 4.72 Les électrons $4s$ du calcium possèdent des énergies d'ionisation relativement faibles ($I_1 = 590$ kJ/mol; $I_2 = 1145$ kJ/mol) parce que ce sont des électrons de valence. Le coût énergétique pour que le calcium perde un troisième électron (afin de former le CaF_3 — ions Ca^{3+} et F^- —) est extraordinairement élevé parce que l'électron suivant à enlever est un électron de cœur ($I_3 = 4913$ kJ/mol). De la même façon, l'affinité électronique du fluor pour le gain d'un électron (-328 kJ/mol) est hautement exothermique parce que l'électron ajouté complète la couche de valence du fluorure qui devient ainsi très stable. Le gain d'un deuxième électron par l'anion fluorure chargé négativement (afin de former le CaF — ions Ca^{2+} et F^{2-} —) ne serait pas favorable, car il n'y a aucune force effective (Z_{eff} de 0) qui peut s'exercer sur cet électron supplémentaire. La formation d'un composé CaF contenant les ions Ca^+ et F^- est aussi moins favorable, car le Ca^+ possède un seul électron de valence dont il veut se débarrasser; ce cation est de ce fait aussi instable et réactif que les métaux alcalins. Par conséquent, on s'attend à ce que le calcium et le fluor se combinent dans un rapport 1:2 (ions Ca^{2+} et F^-).

CHAPITRE 5



LIAISONS CHIMIQUES

PROBLÈMES PAR SUJET

Modèle de Lewis (5.3)

5.1 N: $1s^2 2s^2 2p^3$ $\cdot\ddot{N}\cdot$ Les électrons représentés dans la structure de Lewis sont $2s^2 2p^3$.

5.2 Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$ $:\ddot{Ne}:$ Les électrons représentés dans la structure de Lewis sont $2s^2 2p^6$.

5.3 (a) Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ Les électrons représentés dans la structure de Lewis sont $3s^2 3p^1$.



(b) Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$



(c) Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Les électrons représentés dans la structure de Lewis sont $3s^2 3p^5$.



(d) Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ Les électrons représentés dans la structure de Lewis sont $3s^2 3p^6$.



5.4 (a) S^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



(b) Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$



(c) Mg^{2+} : $1s^2 2s^2 2p^6$



(d) P: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$



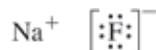
Liaison ionique et modèle du réseau (5.4)

5.5 (a) NaF: Écrivez les structures de Lewis de Na et de F en vous basant sur leurs électrons de valence.

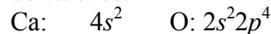
Na: $3s^1$ F: $2s^2 2p^5$



Le sodium doit perdre un électron et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que le fluor gagne un électron et obtient un octet.



- (b) CaO: Écrivez les structures de Lewis de Ca et de O en vous basant sur leurs électrons de valence.



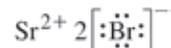
Le calcium doit perdre deux électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que l'oxygène gagne deux électrons et obtient un octet.



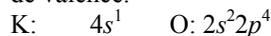
- (c) SrBr₂: Écrivez les structures de Lewis de Sr et de Br en vous basant sur leurs électrons de valence.



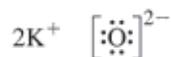
Le strontium doit perdre deux électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que le brome doit gagner un électron pour obtenir un octet.



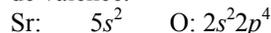
- (d) K₂O: Écrivez les structures de Lewis de K et de O en vous basant sur leurs électrons de valence.



Le potassium doit perdre un électron et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que l'oxygène doit gagner deux électrons pour obtenir un octet.



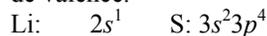
- 5.6 (a) SrO: Écrivez les structures de Lewis de Sr et de O en vous basant sur leurs électrons de valence.



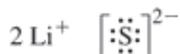
Le strontium doit perdre deux électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que l'oxygène doit gagner deux électrons pour obtenir un octet.



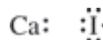
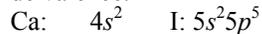
- (b) Li₂S: Écrivez les structures de Lewis de Li et de S en vous basant sur leurs électrons de valence.



Le lithium doit perdre un électron et il lui reste deux électrons 1s du niveau précédent, alors que le soufre doit gagner deux électrons pour obtenir un octet.



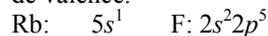
- (c) CaI₂: Écrivez les structures de Lewis de Ca et de I en vous basant sur leurs électrons de valence.



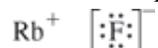
Le calcium doit perdre deux électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que l'iode doit gagner un électron pour obtenir un octet.



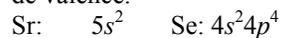
- (d) RbF: Écrivez les structures de Lewis de Rb et de F en vous basant sur leurs électrons de valence.



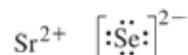
Le rubidium doit perdre un électron et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que le fluor doit gagner un électron pour obtenir un octet.



- 5.7 (a) Sr et Se: Écrivez les structures de Lewis de Sr et de Se en vous basant sur leurs électrons de valence.



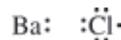
Le strontium doit perdre deux électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que le sélénium doit gagner deux électrons pour obtenir un octet.



Par conséquent, il nous faut un Sr^{2+} et un Se^{2-} . Écrivez la formule avec des indices (au besoin) pour indiquer le nombre d'atomes.



- (b) Ba et Cl: Écrivez les structures de Lewis de Ba et de Cl en vous basant sur leurs électrons de valence.



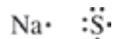
Le baryum doit perdre deux électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que le chlore doit gagner un électron pour obtenir un octet.



Par conséquent, il nous faut un Ba^{2+} et deux Cl^{-} . Écrivez la formule avec des indices (au besoin) pour indiquer le nombre d'atomes.



- (c) Na et S: Écrivez les structures de Lewis de Na et de S en vous basant sur leurs électrons de valence.



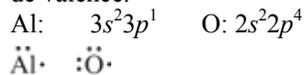
Le sodium doit perdre un électron et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que le soufre doit gagner deux électrons pour obtenir un octet.



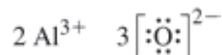
Par conséquent, il nous faut deux Na^+ et un S^{2-} . Écrivez la formule avec des indices (au besoin) pour indiquer le nombre d'atomes.



- (d) Al et O: Écrivez les structures de Lewis de Al et de O en vous basant sur leurs électrons de valence.



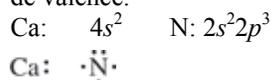
L'aluminium doit perdre trois électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que l'oxygène doit gagner deux électrons pour obtenir un octet.



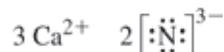
Par conséquent, il nous faut deux Al^{3+} et trois O^{2-} pour perdre et gagner le même nombre d'électrons. Écrivez la formule avec des indices (au besoin) pour indiquer le nombre d'atomes.



- 5.8 (a) Ca et N: Écrivez les structures de Lewis de Ca et de N en vous basant sur leurs électrons de valence.



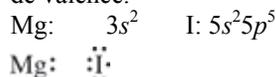
Le calcium doit perdre deux électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que l'azote doit gagner trois électrons pour obtenir un octet.



Par conséquent, il nous faut trois Ca^{2+} et deux N^{3-} pour perdre et gagner le même nombre d'électrons. Écrivez la formule avec des indices (au besoin) pour indiquer le nombre d'atomes.



- (b) Mg et I: Écrivez les structures de Lewis de Mg et de I en vous basant sur leurs électrons de valence.



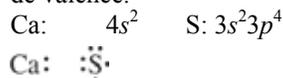
Le magnésium doit perdre deux électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que l'iode doit gagner un électron pour obtenir un octet.



Par conséquent, il nous faut un Mg^{2+} et deux I^- . Écrivez la formule avec des indices (au besoin) pour indiquer le nombre d'atomes.



- (c) Ca et S: Écrivez les structures de Lewis de Ca et de S en vous basant sur leurs électrons de valence.



Le calcium doit perdre deux électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que le soufre doit gagner deux électrons pour obtenir un octet.



Par conséquent, il nous faut un Ca^{2+} et un S^{2-} . Écrivez la formule avec des indices (au besoin) pour indiquer le nombre d'atomes.



- (d) Cs et F: Écrivez les structures de Lewis de Cs et de F en vous basant sur leurs électrons de valence.



Le césium doit perdre un électron et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que le fluor doit gagner un électron pour obtenir un octet.



Par conséquent, il nous faut un Cs^+ et un F^- . Écrivez la formule avec des indices (au besoin) pour indiquer le nombre d'atomes.



- 5.9 À mesure que la taille des ions des métaux alcalino-terreux augmente de haut en bas dans la colonne, la distance entre le cation du métal et l'anion oxyde en fait autant. Par conséquent, la grandeur de l'énergie de réseau des oxydes diminue, rendant la formation des oxydes moins exothermique et les composés moins stables. Étant donné que les ions ne peuvent pas s'approcher autant l'un de l'autre, ils ne libèrent pas autant d'énergie.
- 5.10 Dans le tableau périodique, le rubidium se situe sous le potassium et l'iode est sous le brome. Par conséquent, l'ion rubidium et l'ion iodure sont plus gros que l'ion potassium et l'ion bromure. Donc, l'ion rubidium et l'ion iodure ne peuvent pas s'approcher l'un de l'autre autant que l'ion potassium et l'ion bromure; alors les ions rubidium et iodure ne libèrent pas autant d'énergie et l'énergie de réseau du bromure de potassium est plus exothermique.
- 5.11 Le césium est légèrement plus volumineux que le baryum, mais l'oxygène est légèrement plus gros que le fluor. Par conséquent, nous ne pouvons pas utiliser la taille pour expliquer la différence de l'énergie de réseau. Toutefois, la charge de l'ion césium est +1 et la charge de l'ion fluorure est -1, alors que la charge du baryum est +2 et celle de l'ion oxyde est -2. D'après la loi de Coulomb, la grandeur de la force électrostatique dépend également du produit des charges. Étant donné que le produit des charges pour $\text{CsF} = -1$ et le produit des charges de $\text{BaO} = -4$, la stabilisation de BaO par rapport à CsF doit être environ quatre fois plus grande; c'est ce que nous observons dans son énergie de réseau beaucoup plus exothermique.
- 5.12 $\text{RbBr} < \text{KCl} < \text{SrO} < \text{CaO}$. KCl et RbBr ont tous les deux un produit des charges de -1, alors que SrO et CaO ont un produit des charges de -4. Par conséquent, les énergies de réseau de KCl et de RbBr sont inférieures à celles de SrO et de CaO . Dans KCl et RbBr , l'ion rubidium est plus grand que l'ion potassium et l'ion bromure est plus gros que l'ion chlorure. Par conséquent, l'ion rubidium et l'ion bromure seront les plus éloignés l'un de l'autre, ce qui entraîne une énergie de réseau plus faible. Entre SrO et CaO , l'ion strontium est plus gros que l'ion calcium; par conséquent, l'oxyde de strontium aura une plus faible énergie de réseau (moins négative).

Liaison covalente et modèle de Lewis (5.5)

- 5.13 (a) Hydrogène: écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



Lorsque les deux atomes d'hydrogène partagent leurs électrons, ils obtiennent chacun un doublet, ce qui est une configuration stable pour l'hydrogène.



- (b) Les halogènes: écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



Lorsque les deux halogènes s'associent, chacun peut obtenir un octet, ce qui est une configuration stable. Par conséquent, on prédit que les halogènes existent sous forme de molécules diatomiques.



- (c) Oxygène: écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



Pour obtenir un octet stable sur chaque oxygène, les atomes d'oxygène doivent partager deux paires d'électrons. Par conséquent, on prédit que l'oxygène existe sous forme de molécules diatomiques avec une liaison double.



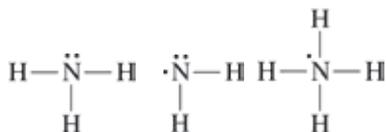
- (d) Azote: écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



Pour obtenir un octet stable sur chaque azote, les atomes d'azote doivent partager trois paires d'électrons. Par conséquent, on prédit que l'azote existe sous forme de molécules diatomiques avec une liaison triple.



- 5.14 Écrivez la structure de Lewis de N et de H en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.

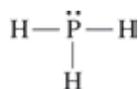


Lorsque l'azote se combine avec trois atomes d'hydrogène, l'azote obtient un octet stable et chaque hydrogène aura un doublet d'électrons. C'est une configuration stable. Lorsque l'azote se combine avec seulement deux atomes d'hydrogène, l'azote ne peut obtenir qu'une configuration de sept électrons, ce qui n'est pas stable. De plus, si l'azote se combinait avec quatre atomes d'hydrogène, l'azote aurait une configuration électronique de neuf électrons, ce qui n'est pas stable. Donc la théorie de Lewis prédit que l'azote se combine avec trois atomes d'hydrogène.

- 5.15 (a) PH_3 : Écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



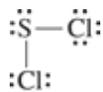
Le phosphore partage une paire d'électrons avec chaque hydrogène pour obtenir un octet stable.



- (b) SCl_2 : Écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



Le soufre partage une paire d'électrons avec chaque chlore pour obtenir un octet stable.



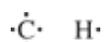
- (c) HI: Écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



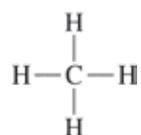
Le soufre partage une paire d'électrons avec l'hydrogène pour obtenir un octet stable.



- (d) CH₄: Écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



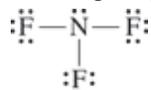
Le carbone partage une paire d'électrons avec chaque hydrogène pour obtenir un octet stable.



- 5.16 (a) NF₃: Écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



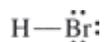
L'azote partage une paire d'électrons avec chaque fluor pour obtenir un octet stable.



- (b) HBr: Écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



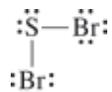
Le brome partage une paire d'électrons avec l'hydrogène pour obtenir un octet stable.



- (c) SBr₂: Écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



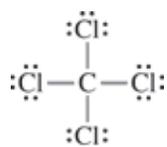
Le soufre partage une paire d'électrons avec chaque brome pour obtenir un octet stable.



- (d) CCl₄: Écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



Le carbone partage une paire d'électrons avec chaque chlore pour obtenir un octet stable.



Polarité des liaisons covalentes (5.6)

- 5.17 (a) Br et Br: Covalente pure. Sur la figure 4.15, p. 172, trouvez l'électronégativité de Br (2,5). Étant donné que les deux atomes sont identiques, la différence d'électronégativité est nulle ($\Delta\chi = 0$). À l'aide du tableau 5.5, vous pouvez classer cette liaison comme covalente pure.
- (b) C et Cl: Covalente polaire. Sur la figure 4.15, p. 172, trouvez l'électronégativité de C (2,5) et de Cl (3,0). La différence d'électronégativité est $\Delta\chi = 3,0 - 2,5 = 0,5$. À l'aide du tableau 5.5, vous pouvez classer cette liaison comme covalente polaire.
- (c) C et S: Covalente pure. Sur la figure 4.15, p. 172, trouvez l'électronégativité de C (2,5) et de S (2,5). La différence d'électronégativité est $\Delta\chi = 2,5 - 2,5 = 0$. À l'aide du tableau 5.5, vous pouvez classer cette liaison comme covalente pure.
- (d) Sr et O: Ionique. Sur la figure 4.15, p. 172, trouvez l'électronégativité de Sr (1,0) et de O (3,5). La différence d'électronégativité est $\Delta\chi = 3,5 - 1,0 = 2,5$. À l'aide du tableau 5.5, vous pouvez classer cette liaison comme ionique.
- 5.18 (a) C et N: Covalente polaire. Sur la figure 4.15, p. 172, trouvez l'électronégativité de C (2,5) et de N (3,0). La différence d'électronégativité est $\Delta\chi = 3,0 - 2,5 = 0,5$. À l'aide du tableau 5.5, vous pouvez classer cette liaison comme covalente polaire.
- (b) N et S: Covalente polaire. Sur la figure 4.15, p. 172, trouvez l'électronégativité de S (2,5) et de N (3,0). La différence d'électronégativité est $\Delta\chi = 3,0 - 2,5 = 0,5$. À l'aide du tableau 5.5, vous pouvez classer cette liaison comme covalente polaire.
- (c) K et F: Ionique. Sur la figure 4.15, p. 172, trouvez l'électronégativité de K (0,8) et de F (4,0). La différence d'électronégativité est $\Delta\chi = 4,0 - 0,8 = 3,2$. À l'aide du tableau 5.5, vous pouvez classer cette liaison comme ionique.
- (d) N et N: Covalente pure. Sur la figure 4.15, p. 172, trouvez l'électronégativité de N (3,0). Étant donné que les deux atomes sont identiques, la différence d'électronégativité est ($\Delta\chi$) = 0. À l'aide du tableau 5.5, vous pouvez classer cette liaison comme covalente pure.

5.19 CO: écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



Le carbone partage trois paires d'électrons avec l'oxygène pour obtenir un octet stable.

L'atome d'oxygène est plus électronégatif que l'atome de carbone; par conséquent, l'oxygène a une charge partiellement négative et le carbone a une charge partiellement positive.



Pour estimer le pourcentage de caractère ionique, déterminez la différence d'électronégativité entre le carbone et l'oxygène. Sur la figure 4.15, trouvez l'électronégativité de C (2,5) et celle de O (3,5).

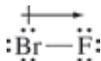
La différence d'électronégativité est $\Delta\chi = 3,5 - 2,5 = 1,0$. En vous aidant de la figure 5.9, vous pouvez estimer un pourcentage de caractère ionique de 25%.

5.20 BrF: écrivez la structure de Lewis de chaque atome en vous basant sur le nombre d'électrons de valence.



Le brome et le fluor partagent une paire d'électrons pour obtenir un octet stable.

L'atome de fluor est plus électronégatif que l'atome de brome; par conséquent, le fluor a une charge partiellement négative et le brome a une charge partiellement positive.



Pour estimer le pourcentage de caractère ionique, déterminez la différence d'électronégativité entre le brome et le fluor. Sur la figure 4.15, on trouve que l'électronégativité de Br (2,8) et celle de F (4,0).

La différence d'électronégativité est $\Delta\chi = 4,0 - 2,8 = 1,2$. En vous aidant de la figure 5.9, vous pouvez estimer un pourcentage de caractère ionique de 30%.

Énergies et longueurs des liaisons covalentes (5.7)

5.21 Force de liaison: $\text{H}_3\text{CCH}_3 < \text{H}_2\text{CCH}_2 < \text{HCCH}$.

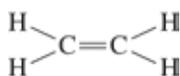
Longueur de liaison: $\text{H}_3\text{CCH}_3 > \text{H}_2\text{CCH}_2 > \text{HCCH}$.

Écrivez les structures de Lewis des trois composés. Comparez les liaisons C—C. Les liaisons triples sont plus fortes que les liaisons doubles, les liaisons doubles sont plus fortes que les liaisons simples. De plus, les liaisons simples sont plus longues que les liaisons doubles qui, elles, sont plus longues que les liaisons triples.

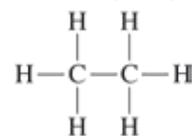
HCCH (10 e⁻)



H₂CCH₂ (12 e⁻)



H₃CCH₃ (14 e⁻)

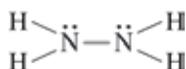


5.22 Liaison la plus forte: HNNH.

Liaison la plus courte: HNNH.

Écrivez les structures de Lewis des trois composés. Comparez les liaisons N—N. Les liaisons doubles sont plus fortes que les liaisons simples. De plus, les liaisons simples sont plus longues que les liaisons doubles.

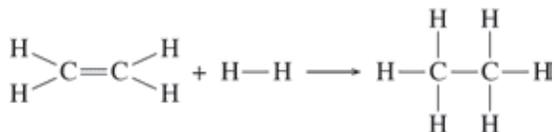
H₂NNH₂ (14 e⁻)



HNNH (12 e⁻)



5.23 Réécrivez la réaction en utilisant les structures de Lewis des molécules en jeu.



Déterminez quelles liaisons sont rompues dans la réaction et additionnez les énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

$$\begin{aligned} & \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) \\ & = 4 \text{ mol}(\text{C}-\text{H}) + 1 \text{ mol}(\text{C}=\text{C}) + 1 \text{ mol}(\text{H}-\text{H}) \\ & = 4 \text{ mol}(414 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol}(611 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol}(436 \text{ kJ/mol}) \\ & = 2703 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

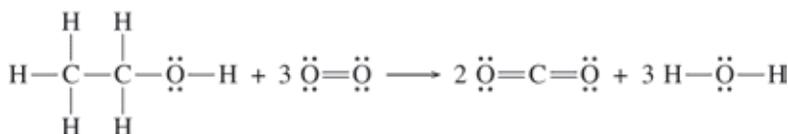
Déterminez quelles liaisons sont formées dans la réaction et additionnez les valeurs négatives des énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

$$\begin{aligned} & \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ & = -6 \text{ mol}(\text{C—H}) - 1 \text{ mol}(\text{C—C}) \\ & = -6 \text{ mol}(414 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(347 \text{ kJ/mol}) \\ & = -2831 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Trouvez $\Delta H_{\text{réaction}}$ en additionnant les résultats des deux étapes.

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} & = \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) + \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ & = 2703 \text{ kJ/mol} - 2831 \text{ kJ/mol} \\ & = -128 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

5.24 Réécrivez la réaction en utilisant les structures de Lewis des molécules en jeu.



Déterminez quelles liaisons sont rompues dans la réaction et additionnez les énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

$$\begin{aligned} & \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) \\ & = 5 \text{ mol}(\text{C—H}) + 1 \text{ mol}(\text{C—C}) + 1 \text{ mol}(\text{C—O}) + 1 \text{ mol}(\text{O—H}) + 3 \text{ mol}(\text{O=O}) \\ & = 5 \text{ mol}(414 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol}(347 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol}(360 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol}(464 \text{ kJ/mol}) \\ & \quad + 3 \text{ mol}(498 \text{ kJ/mol}) \\ & = 4735 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Déterminez quelles liaisons sont formées dans la réaction et additionnez les valeurs négatives des énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

$$\begin{aligned} & \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ & = -4 \text{ mol}(\text{C=O}) - 6 \text{ mol}(\text{O—H}) \\ & = -4 \text{ mol}(799 \text{ kJ/mol}) - 6 \text{ mol}(464 \text{ kJ/mol}) \\ & = -5980 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Trouvez $\Delta H_{\text{réaction}}$ en additionnant les résultats des deux étapes.

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} & = \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) + \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ & = 4735 \text{ kJ/mol} - 5980 \text{ kJ/mol} \\ & = -1245 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Structures de Lewis des composés moléculaires et des ions polyatomique (5.8)

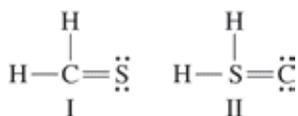
5.25 Calculez la charge formelle sur chaque atome désigné dans la structure en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	N	O
Nombre d'électrons de valence	5	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	0	6
– ½(nombre d'électrons liants)	4	1
Charge formelle	+1	-1

5.26 Calculez la charge formelle sur chaque atome désigné dans la structure en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	S	O
Nombre d'électrons de valence	6	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	2	6
– ½(nombre d'électrons liants)	3	1
Charge formelle	+1	-1

5.27



Calculez la charge formelle sur chaque atome de la structure I en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	H _{gauche}	H _{haut}	C	S
Nombre d'électrons de valence	1	1	4	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	0	0	0	4
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	4	2
Charge formelle	0	0	0	0

La somme des charges formelles est de 0, ce qui est la charge globale de la molécule.

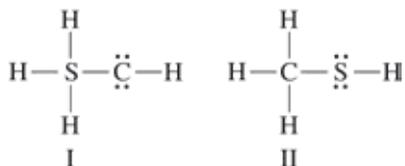
Calculez la charge formelle sur chaque atome dans la structure II en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	H _{gauche}	H _{haut}	C	S
Nombre d'électrons de valence	1	1	6	4
– Nombre d'électrons de doublets libres	0	0	0	4
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	4	2
Charge formelle	0	0	+2	-2

La somme des charges formelles est de 0, ce qui est la charge globale de la molécule.

La structure I est la meilleure structure de Lewis parce qu'elle a la plus petite quantité de charge formelle sur chaque atome.

5.28



Calculez la charge formelle sur chaque atome de la structure I en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	H _{gauche}	H _{haut}	H _{droite}	H _{bas}	S	C
Nombre d'électrons de valence	1	1	1	1	6	4
– Nombre d'électrons de doublets libres	0	0	0	0	0	4
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	1	1	4	2
Charge formelle	0	0	0	0	+2	-2

La somme des charges formelles est de 0, ce qui est la charge globale de la molécule.

Calculez la charge formelle sur chaque atome dans la structure II en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

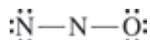
- (b) N₂O: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
N est le moins électronégatif, donc placez-le en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 2(5) + 6 = 16$$

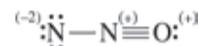
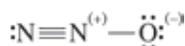
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 16 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.

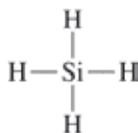
Deux structures peuvent être obtenues:



Charges formelles: 0 +1 -1 -1 +1 0 -2 +1 +1

Tous les atomes ont des octets dans chaque structure. Cependant, c'est celle de gauche qui est la meilleure, car la charge formelle négative est portée par l'atome le plus électronégatif.

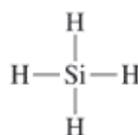
- (c) SiH₄: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
H est toujours terminal, donc placez S en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Si}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 4 + 4(1) = 8$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les huit électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.

Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

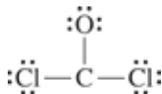
- (d) Cl₂CO: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
C est le moins électronégatif, donc placez-le en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

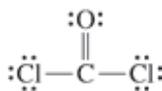
$$\begin{aligned} &(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Cl}) \\ &+ (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 4 + 2(7) + 6 = 24 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



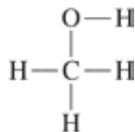
Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

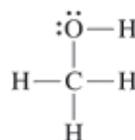
- (e) H₃COH: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
C est moins électronégatif et H est en position terminale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$\begin{aligned} &(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) \\ &+ (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 4 + 4(1) + 6 = 14 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 14 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.

Tous les atomes ont des octets (ou doublets pour H); la structure est complète.

- (f) OH⁻: Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1.

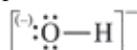
$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) + 1 = 6 + 1 + 1 = 8$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les huit électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets. Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



Charges formelles: -1 0

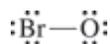
- (g) BrO^- : Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1 .

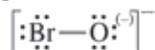
$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Br}) + 1 = 6 + 7 + 1 = 14$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



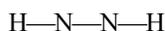
Tous les 14 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets. Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



Charges formelles: 0 -1

- 5.31 (a) N_2H_2 : Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 2(5) + 2(1) = 12$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



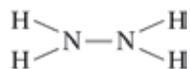
Tous les 12 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

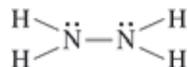
- (b) N_2H_4 : Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 2(5) + 4(1) = 14$$

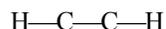
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 14 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins. Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

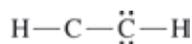
- (c) C_2H_2 : Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 2(4) + 2(1) = 10$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



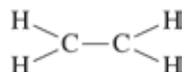
Tous les dix électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Tous les atomes ont des octets (ou doublets pour H); la structure est complète.

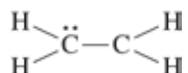
- (d) C_2H_4 : Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

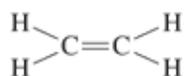
$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 2(4) + 4(1) = 12$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



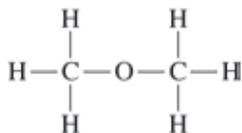
Tous les 12 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Tous les atomes ont des octets (ou doublets pour H); la structure est complète.

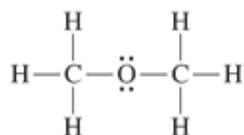
- (e) CH_3OCH_3 : Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) \\ + 6(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 2(4) + 6 + 6(1) = 20$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 20 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.

Tous les atomes ont des octets (ou doublets pour H); la structure est complète.

- (f) CN^- : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1 .

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 1 = 4 + 5 + 1 = 10$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les dix électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



Charges formelles: -1 0

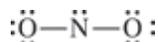
- (g) NO_2^- : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1 .

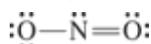
$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 1 \\ = 2(6) + 5 + 1 = 18$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.

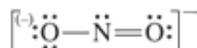


Tous les 18 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



Charges formelles: -1 0 0

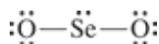
- 5.32 (a) SeO_2 : Écrivez la structure squelettique de la molécule.
Se est moins électronégatif, donc placez-le en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

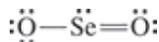
$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Se}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 6 + 2(6) = 18$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 18 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Tous les atomes ont des octets; la structure est complète. Cependant, la liaison double peut se former avec l'un ou l'autre des atomes d'oxygène, de sorte qu'il y a deux formes de résonance.



Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	$:\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Se}}=\ddot{\text{O}}:$			\longleftrightarrow	$:\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{Se}}-\ddot{\text{O}}:$		
Nombre d'électrons de valence	6	6	6		6	6	6
Nombre d'électrons de doublets libres	6	2	4		4	2	6
$-\frac{1}{2}(\text{nombre d'électrons liants})$	<u>1</u>	<u>3</u>	<u>2</u>		<u>2</u>	<u>3</u>	<u>1</u>
Charge formelle	-1	+1	0		0	+1	-1

Enfin, écrivez la structure de Lewis en indiquant les charges formelles entre parenthèses :



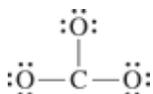
(b) CO_3^{2-} : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 2 pour la charge de -2 .

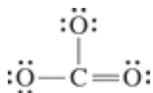
$$3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 2 \\ = 3(6) + 4 + 2 = 24$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.

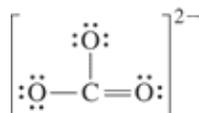


Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

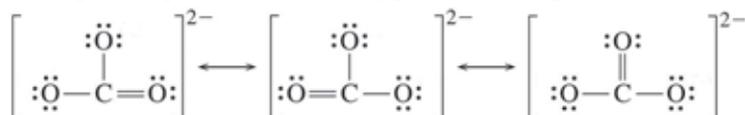
S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



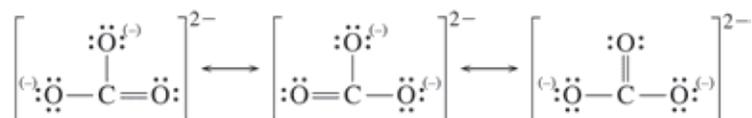
Tous les atomes ont des octets; la structure est complète. Cependant, la liaison double peut se former avec n'importe lequel des atomes d'oxygène, de sorte qu'il y a trois formes de résonance.



Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	$\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}-\text{C}=\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{2-}$
	O _{gauche} O _{haut} O _{droite} C
Nombre d'électrons de valence	6 6 6 4
– Nombre d'électrons de doublets libres	6 6 4 0
– ½(nombre d'électrons liants)	1 1 2 4
Charge formelle	-1 -1 0 0

La somme des charges formelles est de -2 , ce qui est la charge globale de l'ion. Les autres formes de résonance auraient les mêmes valeurs pour les atomes d'oxygène qui forment des liaisons simples et une liaison double.



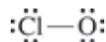
(c) ClO^- : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1 .

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Cl}) + 1 = 6 + 7 + 1 = 14$$

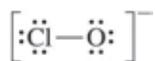
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 14 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.

Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.

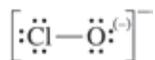


Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	Cl	O
Nombre d'électrons de valence	7	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6
– $\frac{1}{2}$ (nombre d'électrons liants)	1	1
Charge formelle	0	–1

La somme des charges formelles est de -1 , ce qui est la charge globale de l'ion.



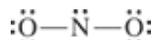
(d) NO_2^- : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1 .

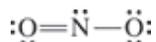
$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 1 = 2(6) + 5 + 1 = 18$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.

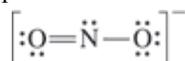


Tous les 18 électrons de valence sont utilisés.

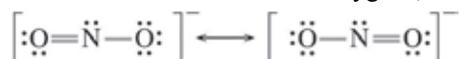
S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



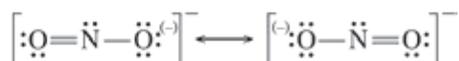
Tous les atomes ont des octets; la structure est complète. Cependant, la liaison double peut se former avec l'un ou l'autre des atomes d'oxygène, de sorte qu'il y a deux formes de résonance.



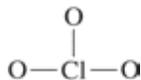
Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants. En utilisant la structure de gauche:

	O	N	O
Nombre d'électrons de valence	6	5	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	4	2	6
– ½(nombre d'électrons liants)	2	3	1
Charge formelle	0	0	–1

La somme des charges formelles est de –1, ce qui est la charge globale de l'ion.



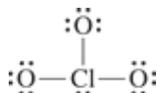
5.33 (a) ClO_3^- : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de –1.

$$\begin{aligned} & 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Cl}) + 1 \\ & = 3(6) + 7 + 1 = 26 \end{aligned}$$

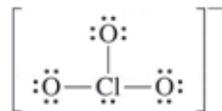
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 26 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.

Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.

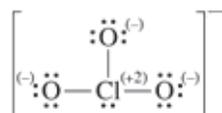


Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

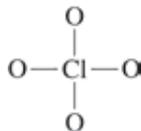
Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	Cl
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	7
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	6	2
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	1	3
Charge formelle	–1	–1	–1	+2

La somme des charges formelles est de –1, ce qui est la charge globale de l'ion.



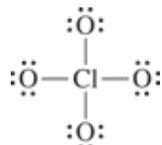
- (b) ClO_4^- : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de –1.

$$4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Cl}) + 1 \\ = 4(6) + 7 + 1 = 32$$

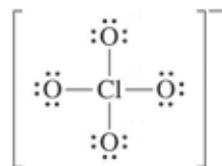
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 32 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.

Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.

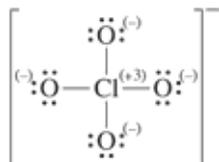


Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

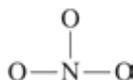
Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	O _{bas}	Cl
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	6	7
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	6	6	0
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	1	1	4
Charge formelle	-1	-1	-1	-1	+3

La somme des charges formelles est de -1, ce qui est la charge globale de l'ion.



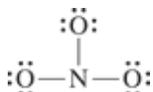
- (c) NO₃⁻: Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1.

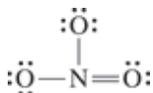
$$3(\text{nombre d'e}^{-} \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^{-} \text{ de valence pour N}) + 1 = 3(6) + 5 + 1 = 24$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.

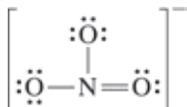


Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

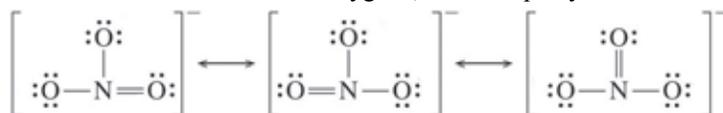
S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



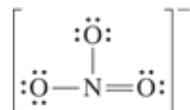
Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



Tous les atomes ont des octets; la structure est complète. Cependant, la liaison double peut se former avec l'un ou l'autre des atomes d'oxygène, de sorte qu'il y a trois formes de résonance.

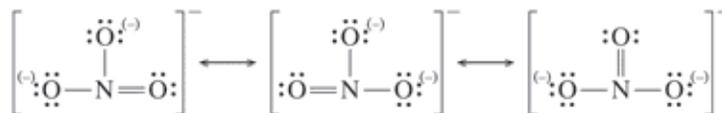


Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants. Utilisez la structure de gauche:

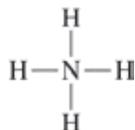


	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	N
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	5
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	4	0
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	2	4
Charge formelle	-1	-1	0	+1

La somme des charges formelles est de -1, ce qui est la charge globale de l'ion. Les autres formes de résonance auraient les mêmes valeurs pour les atomes d'oxygène qui forment des liaisons simples et une liaison double.



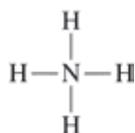
- (d) NH₄⁺: Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en soustrayant 1 pour la charge de +1.

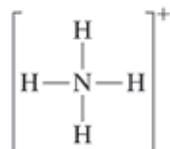
$$4(\text{nombre de } e^{-} \text{ de valence pour H}) + (\text{nombre de } e^{-} \text{ de valence pour N}) - 1 = 4(1) + 5 - 1 = 8$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les huit électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins. Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.

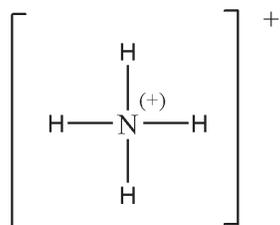


Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	H _{gauche}	H _{haut}	H _{droite}	H _{bas}	N
Nombre d'électrons de valence	1	1	1	1	5
– Nombre d'électrons de doublets libres	0	0	0	0	0
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	1	1	4
Charge formelle	0	0	0	0	+1

La somme des charges formelles est de +1, ce qui est la charge globale de l'ion.

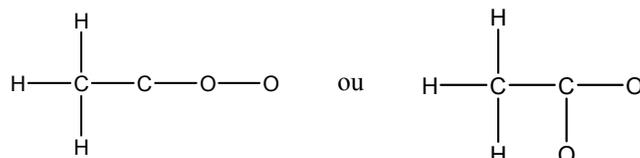


5.34 $:\text{O}\equiv\text{C}-\ddot{\text{O}}:$

Cette structure de résonance ne fournit pas de contribution significative à la structure du dioxyde de carbone parce qu'il y a une charge formelle de +1 sur un atome d'oxygène qui est très électronégatif.

	O _{gauche}	O _{droite}	C
Nombre d'électrons de valence	6	6	4
– Nombre d'électrons de doublets libres	2	6	0
– ½(nombre d'électrons liants)	3	1	4
Charge formelle	+1	-1	0

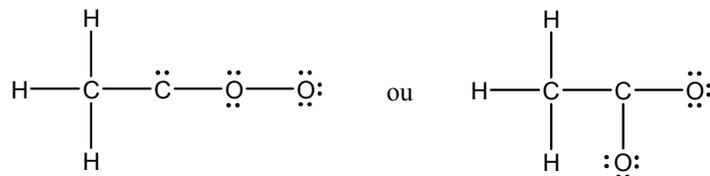
5.35 Écrivez la structure squelettique de l'ion.



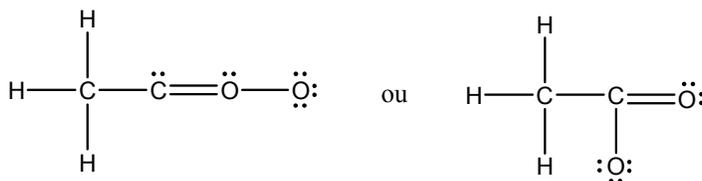
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1.

$$2 \text{ (nombre d'e}^{-}\text{ de valence pour C)} + 3 \text{ (nombre d'e}^{-}\text{ de valence pour H)} + 2 \text{ (nombre d'e}^{-}\text{ de valence pour O)} + 1 = 2(4) + 3(1) + 2(6) + 1 = 24 \text{ e}^{-}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central:



S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins:



Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants. Commencez par la structure de gauche:

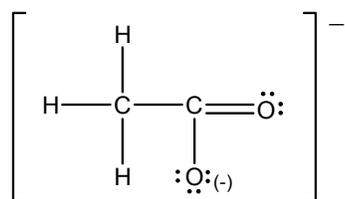
	C _{gauche}	H	C _{droite}	O _{double}	O _{simple}
Nombre d'électrons de valence	4	1	4	6	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	0	0	2	2	6
– ½ (nombre d'électrons liants)	4	1	3	3	1
Charge formelle	0	0	-1	+1	-1

La somme des charges formelles est de -1, ce qui est la charge globale de l'ion. Toutefois, cette forme de la molécule présente une charge formelle positive sur un atome très électronégatif (O), ce qui la rend peu probable. Il faut donc favoriser la forme de droite:

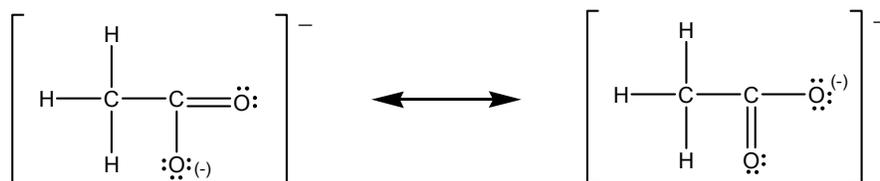
	C _{gauche}	H	C _{droite}	O _{simple}	O _{double}
Nombre d'électrons de valence	4	1	4	6	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	0	0	0	6	4
– ½ (nombre d'électrons liants)	4	1	4	1	2
Charge formelle	0	0	0	-1	0

La somme des charges formelles est de -1, ce qui est la charge globale de l'ion.

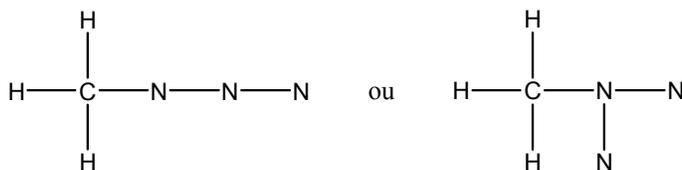
Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit. Indiquez les charges formelles entre parenthèses:



La liaison double peut se former avec l'un ou l'autre des atomes d'oxygène, de sorte qu'il y a deux formes de résonance. L'autre forme de résonance aurait les mêmes valeurs pour les atomes d'oxygène qui forment une liaison simple ou une liaison double:



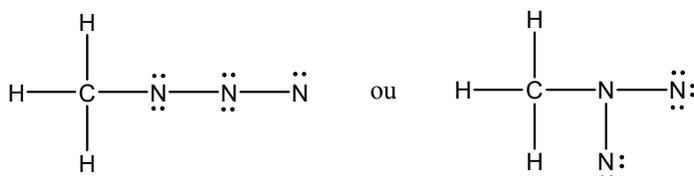
5.36 Écrivez la structure squelettique de l'ion.



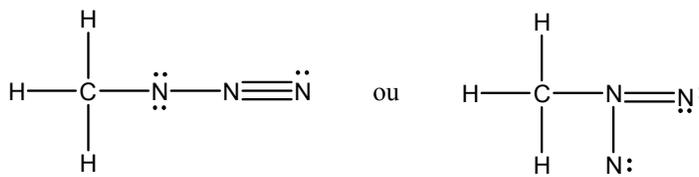
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule:

$$1 \text{ (nombre d'e}^- \text{ de valence pour C)} + 3 \text{ (nombre d'e}^- \text{ de valence pour H)} + 3 \text{ (nombre d'e}^- \text{ de valence pour N)} = 1(4) + 3(1) + 3(5) = 22 \text{ e}^-$$

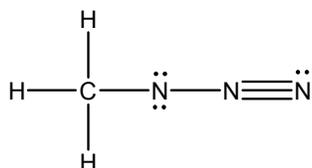
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central:



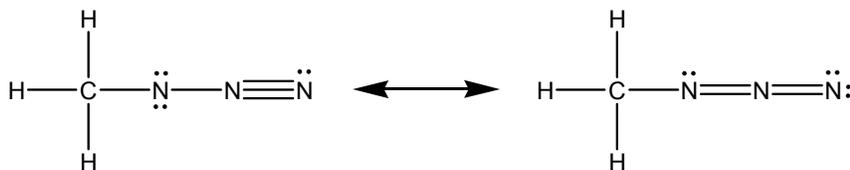
S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins:



Dans la structure de droite, il est impossible de former une liaison double supplémentaire pour compléter l'atome d'azote situé dans le bas de la structure. Il faut donc la rejeter. Écrivez la structure de Lewis valide:



Tous les atomes ont des octets; la structure est complète. Cependant, il y a deux formes de résonance:



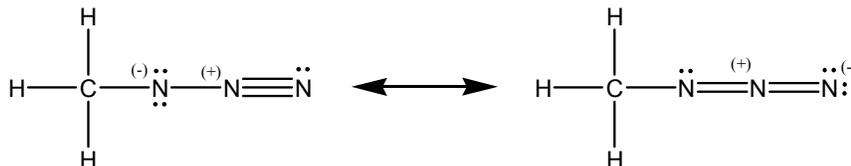
Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants. Commencez par la structure de gauche:

	C	H	N _{gauche}	N _{centre}	N _{droite}
Nombre d'électrons de valence	4	1	5	5	5
– Nombre d'électrons de doublets libres	0	0	4	0	2
– ½ (nombre d'électrons liants)	4	1	2	4	3
Charge formelle	0	0	–1	+1	0

Puis la structure de droite:

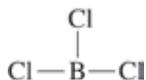
	C	H	N _{gauche}	N _{centre}	O _{droite}
Nombre d'électrons de valence	4	1	5	5	5
– Nombre d'électrons de doublets libres	0	0	2	0	4
– ½ (nombre d'électrons liants)	4	1	3	4	2
Charge formelle	0	0	0	+1	-1

La somme des charges formelles est de 0, ce qui est la charge globale de la molécule:



Espèces à nombre impair d'électrons, octets incomplets et octets étendus (5.9)

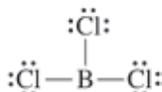
- 5.37 (a) BCl₃: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
B est moins électronégatif, donc placez-le en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour B}) + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Cl}) = 3 + 3(7) = 24$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

B a un octet incomplet. Si l'octet était complété par un doublet libre venant d'un Cl, il y aurait une charge formelle de -1 sur B, qui est moins électronégatif que Cl.

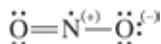
- (b) NO₂: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
N est moins électronégatif, donc placez-le en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 5 + 2(6) = 17$$

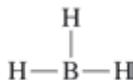
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 17 électrons de valence sont utilisés.

N a un octet incomplet. Il a sept électrons parce qu'il y a un nombre impair d'électrons de valence.

- (c) BH₃: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
B est moins électronégatif, donc placez-le en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour B}) + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 3 + 3(1) = 6$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les six électrons de valence sont utilisés.

B a un octet incomplet. Les H n'ont pas de doublet libre à partager, donc il est impossible de compléter l'octet sur B avec une double liaison.

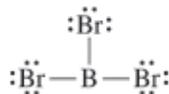
- 5.38 (a) BBr₃: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
B est moins électronégatif, donc placez-le en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour B}) + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Br}) = 3 + 3(7) = 24$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

B a un octet incomplet. Si l'octet était complété par un doublet libre venant d'un Br, il y aurait une charge formelle de -1 sur B, qui est moins électronégatif que Br.

- (b) NO: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
N—O

Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 5 + 6 = 11$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 11 électrons de valence sont utilisés.

N a un octet incomplet. Il a sept électrons parce qu'il y a un nombre impair d'électrons de valence.

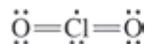
- (c) ClO₂: Écrivez la structure squelettique de la molécule.
Cl est moins électronégatif, donc placez-le en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Cl}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 7 + 2(6) = 19$$

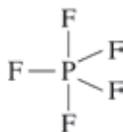
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 19 électrons de valence sont utilisés.

Cl a soit un octet incomplet, soit un octet étendu. Étant donné que Cl fournit sept électrons, il y a un nombre impair d'électrons dans l'une ou l'autre structure.

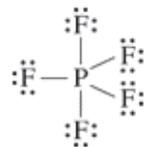
- 5.39 (a) PF₅: Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour P}) + 5(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour F}) = 5 + 5(7) = 40$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central. Disposez les électrons additionnels autour de l'atome central, lui donnant un octet étendu jusqu'à 12 électrons.



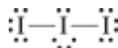
- (b) I₃⁻: Écrivez la structure squelettique de l'ion.



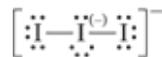
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1.

$$3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour I}) + 1 = 3(7) + 1 = 22$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central. Disposez les électrons additionnels autour de l'atome central, lui donnant un octet étendu jusqu'à 12 électrons.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit. Indiquez les charges formelles entre parenthèses ($I_{\text{centre}} = 7e^- - (6e^- \text{ non liants} + \frac{1}{2}(4e^- \text{ liants})) = -1$).



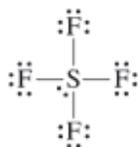
- (c) SF₄: Écrivez la structure squelettique de la molécule.



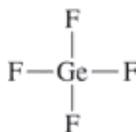
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d}'e^- \text{ de valence pour S}) + 4(\text{nombre d}'e^- \text{ de valence pour F}) = 6 + 4(7) = 34$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central. Disposez les électrons additionnels autour de l'atome central, lui donnant un octet étendu jusqu'à 12 électrons.



- (d) GeF₄: Écrivez la structure squelettique de la molécule.



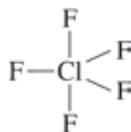
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d}'e^- \text{ de valence pour Ge}) + 4(\text{nombre d}'e^- \text{ de valence pour F}) = 4 + 4(7) = 32$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



- 5.40 (a) ClF₅: Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d}'e^- \text{ de valence pour Cl}) + 5(\text{nombre d}'e^- \text{ de valence pour F}) = 7 + 5(7) = 42$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central. Disposez les électrons additionnels autour de l'atome central, lui donnant un octet étendu jusqu'à 12 électrons.



- (b) AsF_6^- : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1 .

$$\begin{aligned} & (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour As}) + 6(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour F}) + 1 \\ & = 5 + 6(7) + 1 = 48 \end{aligned}$$

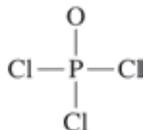
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central. Disposez les électrons additionnels autour de l'atome central, lui donnant un octet étendu jusqu'à 12 électrons.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit. Indiquez les charges formelles entre parenthèses ($\text{As}_{\text{centre}} = 5e^- - (0e^- \text{ non liants} + \frac{1}{2}(12e^- \text{ liants})) = -1$).



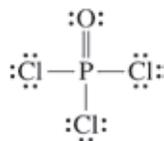
- (c) Cl_3PO : Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$\begin{aligned} & (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour P}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) \\ & + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Cl}) = 5 + 6 + 3(7) = 32 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central. Disposez les électrons additionnels autour de l'atome central, lui donnant un octet étendu jusqu'à 12 électrons.



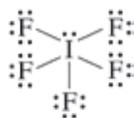
- (d) IF_5 : Écrivez la structure squelettique de la molécule.



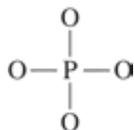
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour I}) + 5(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour F}) = 7 + 5(7) = 42$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central. Disposez les électrons additionnels autour de l'atome central, lui donnant un octet étendu jusqu'à 12 électrons.



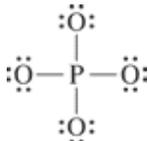
- 5.41 (a) PO_4^{3-} : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 3 pour la charge de -3 .

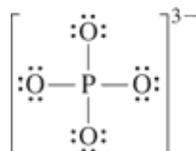
$$4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour P}) + 3 = 4(6) + 5 + 3 = 32$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 32 électrons de valence sont utilisés.

Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.

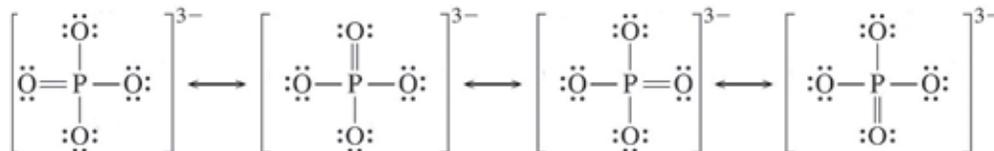


Tous les atomes ont des octets (ou doublets pour H); la structure est complète.

Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	$\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{---P---}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{3-}$				
	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	O _{bas}	P
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	6	5
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	6	6	0
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	1	1	4
Charge formelle	–1	–1	–1	–1	+1

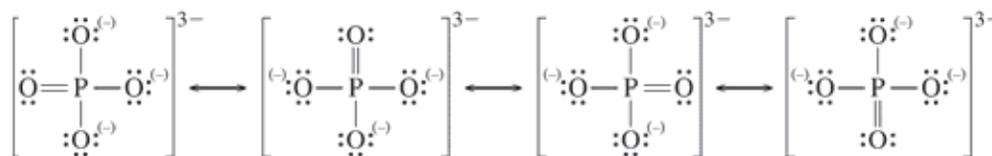
La somme des charges formelles est de –3, ce qui est la charge globale de l'ion. Cependant, il est possible d'écrire une structure de résonance avec une liaison double à un oxygène parce que P peut avoir un octet étendu, ce qui abaisse les charges formelles sur P et O.



En vous servant de la structure le plus à gauche, calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	O _{bas}	P
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	6	5
– Nombre d'électrons de doublets libres	4	6	6	6	0
– ½(nombre d'électrons liants)	2	1	1	1	5
Charge formelle	0	–1	–1	–1	0

La somme des charges formelles est de –3, ce qui est la charge globale de l'ion. Ces formes de résonance auraient toutes les charges formelles les plus basses associées à O et P liés par une liaison double.



- (b) CN[–]: Écrivez la structure squelettique de l'ion.
C—N

Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1 .

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 1 = 4 + 5 + 1 = 10$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.

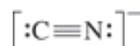


Tous les dix électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



Tous les atomes ont des octets (ou doublets pour H); la structure est complète.

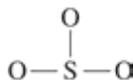
Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	$[:\text{C}\equiv\text{N}:]^-$	
	C	N
Nombre d'électrons de valence	4	5
– Nombre d'électrons de doublets libres	2	2
– $\frac{1}{2}$ (nombre d'électrons liants)	3	3
Charge formelle	–1	0

La somme des charges formelles est de -1 , ce qui est la charge globale de l'ion.



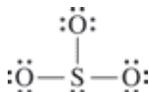
- (c) SO_3^{2-} : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 2 pour la charge de -2 .

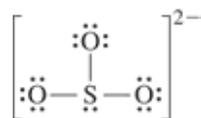
$$3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour S}) + 2 = 3(6) + 6 + 2 = 26$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 26 électrons de valence sont utilisés.

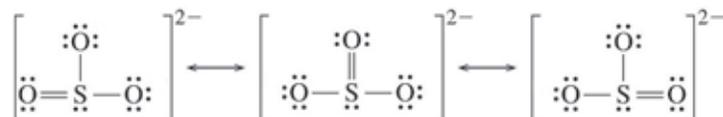
Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	$\left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{--}\ddot{\text{S}}\text{--}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{2-}$			
	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	S
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	6	2
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	1	3
Charge formelle	–1	–1	–1	+1

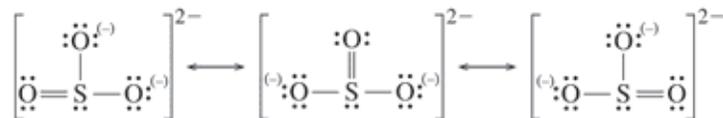
La somme des charges formelles est de –2, ce qui est la charge globale de l'ion. Cependant, il est possible d'écrire une structure de résonance avec une liaison double à un oxygène parce que S peut avoir un octet étendu, ce qui abaisse la charge formelle.



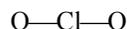
En vous servant de la structure le plus à gauche, calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	P
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	4	6	6	2
– ½(nombre d'électrons liants)	2	1	1	4
Charge formelle	0	–1	–1	0

La somme des charges formelles est de –2, ce qui est la charge globale de l'ion. Ces formes de résonance auraient toutes la charge formelle la plus basse sur O et S liés par une liaison double.



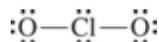
- (d) ClO₂[–]: Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de –1.

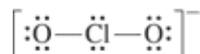
$$2(\text{nombre d'e}^{-} \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^{-} \text{ de valence pour Cl}) + 1 \\ = 2(6) + 7 + 1 = 20$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 20 électrons de valence sont utilisés.

Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.

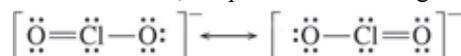


Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	$\left[:\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{O}}: \right]^{-}$		
	O _{gauche}	O _{droite}	Cl
Nombre d'électrons de valence	6	6	7
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	4
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	2
Charge formelle	–1	–1	+1

La somme des charges formelles est de –1, ce qui est la charge globale de l'ion. Cependant, il est possible d'écrire une structure de résonance avec une liaison double à un oxygène parce que Cl peut avoir un octet étendu, ce qui abaisse la charge formelle.



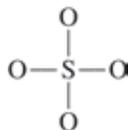
En vous servant de la forme de résonance le plus à gauche, calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{droite}	Cl
Nombre d'électrons de valence	6	6	7
– Nombre d'électrons de doublets libres	4	6	4
– ½(nombre d'électrons liants)	2	1	3
Charge formelle	0	–1	0

La somme des charges formelles est de –1, ce qui est la charge globale de l'ion. Ces formes de résonance auraient toutes la charge formelle la plus basse sur O et Cl liés par une liaison double.



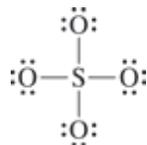
5.42 (a) SO_4^{2-} : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 2 pour la charge de –2.

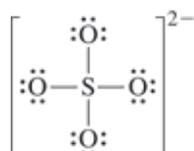
$$4(\text{nombre de } e^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre de } e^- \text{ de valence pour S}) + 2 = 4(6) + 6 + 2 = 32$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 32 électrons de valence sont utilisés.

Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.

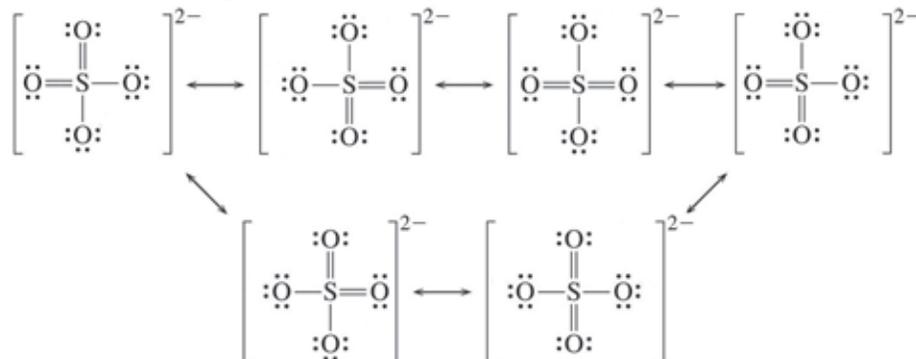


Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O_{gauche}	O_{haut}	O_{droite}	O_{bas}	S
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	6	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	6	6	0
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	1	1	4
Charge formelle	–1	–1	–1	–1	+2

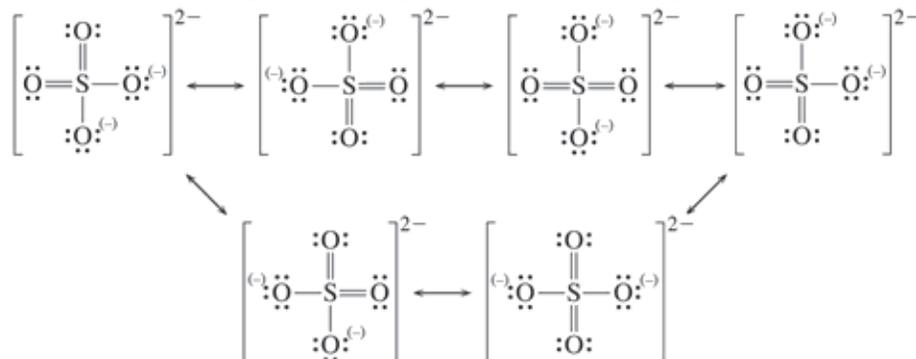
La somme des charges formelles est de –2, ce qui est la charge globale de l'ion. Cependant, il est possible d'écrire une structure de résonance avec une liaison double à un oxygène parce que S peut avoir un octet étendu, ce qui abaisse les charges formelles.



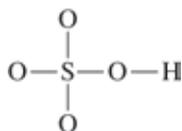
En vous servant de la structure le plus à gauche, calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	O _{bas}	S
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	6	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	4	4	6	6	0
– ½(nombre d'électrons liants)	2	2	1	1	6
Charge formelle	0	0	-1	-1	0

La somme des charges formelles est de -2, ce qui est la charge globale de l'ion. Ces formes de résonance auraient toutes la charge formelle la plus basse sur O et S liés par une liaison double.



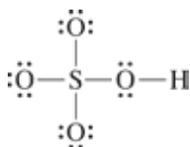
(b) HSO_4^- : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de -1.

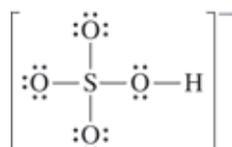
$$4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour S}) \\ + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) + 1 = 4(6) + 6 + 1 + 1 = 32$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



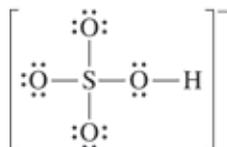
Tous les 32 électrons de valence sont utilisés.

Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



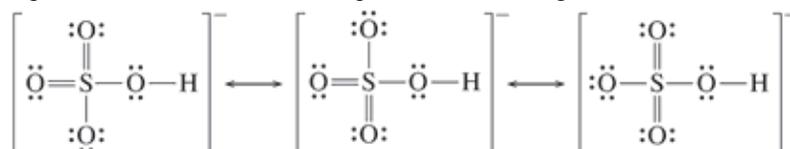
Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.



	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	O _{bas}	S	H
Nombres d'électrons de valence	6	6	6	6	6	1
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	4	6	0	1
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	2	2	4	1
Charge formelle	-1	-1	0	-1	+2	0

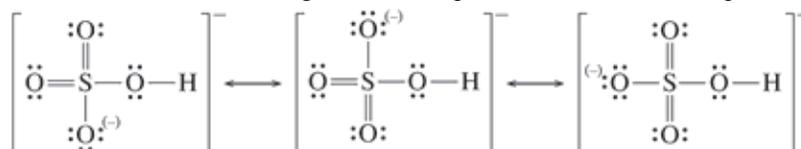
La somme des charges formelles est de -1, ce qui est la charge globale de l'ion. Cependant, il est possible d'écrire une structure de résonance avec des liaisons doubles à deux atomes d'oxygène parce que S peut avoir un octet étendu, ce qui abaisse les charges formelles.



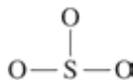
En vous servant de la structure le plus à gauche, calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	O _{bas}	S	H
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	6	6	1
– Nombre d'électrons de doublets libres	4	4	4	6	0	0
– ½(nombre d'électrons liants)	2	2	2	2	6	1
Charge formelle	0	0	0	-1	0	0

La somme des charges formelles est de -1, ce qui est la charge globale de l'ion. Ces formes de résonance auraient toutes la charge formelle la plus basse sur O et S liés par une liaison double.



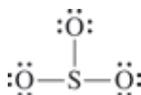
- (c) SO₃: Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans la molécule.

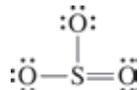
$$3(\text{nombre d'e}^{-} \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^{-} \text{ de valence pour S}) = 3(6) + 6 = 24$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.

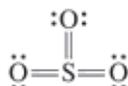


Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	S
Nombres d'électrons de valence	6	6	6	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	4	0
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	2	4
Charge formelle	–1	–1	0	+2

La somme des charges formelles est de 0, ce qui est la charge globale de la molécule. Cependant, il est possible d'écrire une structure de résonance avec une liaison double à tous les atomes d'oxygène parce que S peut avoir un octet étendu, ce qui abaisse les charges formelles.



Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	S
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	6
– Nombre d'électrons de doublets libres	4	4	4	0
– ½(nombre d'électrons liants)	2	2	2	6
Charge formelle	0	0	0	0

La somme des charges formelles est de 0, ce qui est la charge globale de la molécule. Cette forme de résonance aurait les charges formelles les plus basses sur chaque atome.

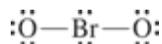
- (d) BrO_2^- : Écrivez la structure squelettique de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence pour chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge de –1.

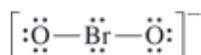
$$\begin{aligned} & 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Br}) + 1 \\ & = 2(6) + 7 + 1 = 20 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 20 électrons de valence sont utilisés.

Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

Calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

$$\left[\begin{array}{c} \ddot{\text{O}} \\ | \\ \text{---} \ddot{\text{Br}} \text{---} \\ | \\ \ddot{\text{O}} \end{array} \right]^-$$

	O _{gauche}	O _{droite}	Br
Nombre d'électrons de valence	6	6	7
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	4
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	2
Charge formelle	–1	–1	+1

La somme des charges formelles est de –1, ce qui est la charge globale de l'ion. Cependant, il est possible d'écrire une structure de résonance avec une liaison double à un oxygène parce que Cl peut avoir un octet étendu, ce qui abaisse la charge formelle.



En vous servant de la forme de résonance la plus à gauche, calculez la charge formelle sur chaque atome en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	O _{gauche}	O _{droite}	Br
Nombre d'électrons de valence	6	6	7
– Nombre d'électrons de doublets libres	4	6	4
– ½(nombre d'électrons liants)	2	1	3
Charge formelle	0	–1	0

La somme des charges formelles est de –1, ce qui est la charge globale de l'ion. Ces formes de résonance auraient toutes les charges formelles les plus basses sur O et Br liés par une liaison double.

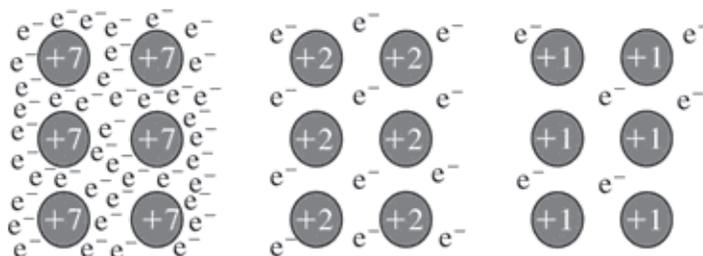


Liaison métallique et modèle de la mer d'électrons (5.10)

5.43 (a) Mn(s) (b) Ba(s) (c) Ag(s)

Rappel: pour les métaux de transition, utilisez l'état d'oxydation le plus élevé afin de déterminer le nombre d'électrons de valence.

(a) Mn(s) (b) Ba(s) (c) Ag(s)



5.44 Le sodium cède 1 électron par atome à la mer d'électrons alors que le fer délocalise 6 électrons (voir le tableau 4.1, p. 148 du manuel) par atome. La mer d'électrons du sodium est donc moins dense que celle du fer et ses cations (+1) adhèrent moins fortement que ceux du fer (+6) à leur mer d'électrons. Il est donc plus facile de plier la substance.

5.45 Le titane cède 4 électrons par atome à la mer d'électrons alors que l'argent ne délocalise qu'un électron par atome (voir le tableau 4.1, p. 148 du manuel). La mer d'électrons du titane est donc plus dense et ses cations (+4) adhèrent plus fortement que ceux de l'argent (+1) à leur mer d'électrons. Le titane est donc moins facile à étirer que l'argent.

5.46 V(s) Ca(s) Fe(s)

Ordre décroissant: Fe(s) > V(s) > Ca(s)

	V(s)	Ca(s)	Fe(s)
Charge des cations	+5	+2	+6
Densité de la mer d'électrons	5 e ⁻ /atome	2 e ⁻ /atome	6 e ⁻ /atome

5.47 (a) Ca(s) Ba(s) Sr(s)

Le calcium possède la température de fusion la plus élevée, car pour des mers d'électrons équivalentes et des cations de charges similaires, les cations Ca²⁺, plus petits, sont retenus plus fortement à leur mer d'électrons. En effet, selon la loi de Coulomb, la force électrostatique entre deux charges opposées est inversement proportionnelle à la distance qui les sépare.

	Ca(s)	Ba(s)	Sr(s)
Charge des cations	+2	+2	+2
Densité de la mer d'électrons	2 e ⁻ /atome	2 e ⁻ /atome	2 e ⁻ /atome

Les charges des cations et la densité des mers d'électrons étant similaires, il faut évaluer la grosseur des cations:

Ca²⁺: [Ar] donc possède 3 niveaux électroniques.

Ba²⁺: [Xe] donc possède 5 niveaux électroniques.

Sr²⁺: [Kr] donc possède 4 niveaux électroniques.

(b) Na(s) Mg(s) Al(s)

L'aluminium possède la température de fusion la plus élevée, car sa mer d'électrons est plus dense et ses cations, plus chargés, sont retenus plus fortement à leur mer d'électrons.

	Na(s)	Mg(s)	Al(s)
Charge des cations	+1	+2	+3
Densité de la mer d'électrons	1 e ⁻ /atome	2 e ⁻ /atome	3 e ⁻ /atome

(c) Ge(s) Al(s) Ga(s)

Le germanium possède la température de fusion la plus élevée, car sa mer d'électrons est plus dense et ses cations, plus chargés, sont retenus plus fortement à la mer d'électrons.

	Ge(s)	Al(s)	Ga(s)
Charge des cations	+4	+3	+3
Densité de la mer d'électrons	4 e ⁻ /atome	3 e ⁻ /atome	3 e ⁻ /atome

PROBLÈMES RÉCAPITULATIFS

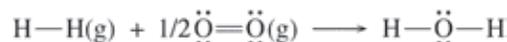
5.48 Pour déterminer les valeurs de l'énergie de réseau, il faut les rechercher en ligne. L'énergie de réseau de Al₂O₃ est de -15 916 kJ/mol; la valeur pour Fe₂O₃ est de -14 774 kJ/mol. La réaction thermique est exothermique à cause de l'énergie libérée lorsque le réseau de Al₂O₃ se forme. L'énergie de réseau de Al₂O₃ est plus négative que l'énergie de réseau de Fe₂O₃.

5.49 Pour NaCl, $\Delta H_{\text{réseau}}$ est proportionnelle à (1+)(1-) = -1. Alors que pour XY, $\Delta H_{\text{réseau}}$ est proportionnelle à (3+)(3-) = -9. Donc, la stabilisation relative de XY par rapport à NaCl doit être environ neuf fois plus grande. $\Delta H_{\text{réseau}}(\text{XY}) = 9 \times \Delta H_{\text{réseau}}(\text{NaCl}) = 9(-787 \text{ kJ/mol}) = -7083 \text{ kJ/mol}$.

5.50 $\text{Na}^+\text{F}^- < \text{Na}^+\text{O}^{2-} < \text{Mg}^{2+}\text{F}^- < \text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-} < \text{Al}^{3+}\text{O}^{2-}$

L'énergie de réseau est proportionnelle à la grandeur de la charge et inversement proportionnelle à la distance entre les atomes. Na⁺F⁻ aurait la plus petite énergie de réseau parce que la grandeur des charges sur Na et F est la plus petite. Mg²⁺F⁻ et Na⁺O²⁻ ont tous les deux la même grandeur de charge formelle, la taille de O²⁻ est plus grosse que F⁻, et Na⁺ est plus gros que Mg²⁺; par conséquent, Na⁺O²⁻ doit être inférieur à Mg²⁺F⁻. La grandeur de la charge entraîne que Mg²⁺O²⁻ < Al³⁺O²⁻.

5.51 Réécrivez la réaction en utilisant les structures de Lewis des molécules en jeu.



Déterminez quelles liaisons sont rompues dans la réaction et additionnez les énergies de liaison de liaisons (tableau 5.7) suivantes:

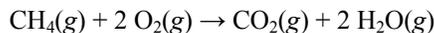
$$\begin{aligned} & \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) \\ &= 1 \text{ mol}(\text{H}-\text{H}) + 1/2 \text{ mol}(\text{O}=\text{O}) \\ &= 1 \text{ mol} (436 \text{ kJ/mol}) + 1/2 \text{ mol} (498 \text{ kJ/mol}) \\ &= 685 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Déterminez quelles liaisons sont formées dans la réaction et additionnez les valeurs négatives des énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

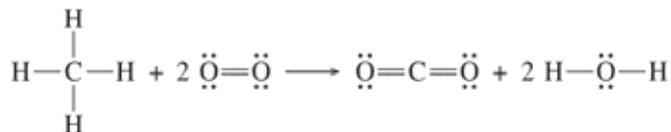
$$\begin{aligned} & \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ &= -2 \text{ mol}(\text{O}-\text{H}) \\ &= -2 \text{ mol} (464 \text{ kJ/mol}) \\ &= -928 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Trouvez $\Delta H_{\text{réaction}}$ en additionnant les résultats des deux étapes.

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} &= \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) + \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ &= 685 \text{ kJ/mol} - 928 \text{ kJ/mol} \\ &= -243 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$



Réécrivez la réaction en utilisant les structures de Lewis des molécules en jeu.



Déterminez quelles liaisons sont rompues dans la réaction et additionnez les énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

$$\begin{aligned} \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) \\ &= 4 \text{ mol}(\text{C}-\text{H}) + 2 \text{ mol}(\text{O}=\text{O}) \\ &= 4 \text{ mol} (414 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} (498 \text{ kJ/mol}) \\ &= 2652 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Déterminez quelles liaisons sont formées dans la réaction et additionnez les valeurs négatives des énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

$$\begin{aligned} \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ &= -2 \text{ mol}(\text{C}=\text{O}) - 4 \text{ mol}(\text{O}-\text{H}) \\ &= -2 \text{ mol} (799 \text{ kJ/mol}) - 4 \text{ mol} (464 \text{ kJ/mol}) \\ &= -3454 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Trouvez $\Delta H_{\text{réaction}}$ en additionnant les résultats des deux étapes.

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} &= \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) + \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ &= 2652 \text{ kJ/mol} - 3454 \text{ kJ/mol} \\ &= -802 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

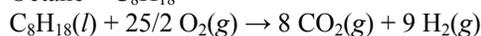
Comparez les valeurs suivantes:

	kJ/mol	kJ/g
H ₂	-243	-121 (en utilisant une masse molaire de 2,016)
CH ₄	-802	-50,0 (en utilisant une masse molaire de 16,04)

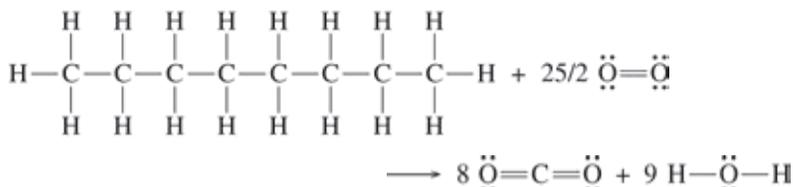
$$\frac{\text{kJ}}{\text{mol H}_2} \times \frac{\text{mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} = \frac{\text{kJ}}{\text{g H}_2} \quad \frac{\text{kJ}}{\text{mol CH}_4} \times \frac{\text{mol CH}_4}{16,04 \text{ g CH}_4} = \frac{\text{kJ}}{\text{g CH}_4}$$

Donc, le méthane fournit le plus d'énergie par mole, mais l'hydrogène en fournit plus par gramme.

5.52 Octane = C₈H₁₈



Réécrivez la réaction en utilisant les structures de Lewis des molécules en jeu.



Déterminez quelles liaisons sont rompues dans la réaction et additionnez les énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

$$\begin{aligned} & \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) \\ & = 18 \text{ mol}(\text{C—H}) + 25/2 \text{ mol}(\text{O=O}) + 7 \text{ mol}(\text{C—C}) \\ & = 18 \text{ mol} (414 \text{ kJ/mol}) + 25/2 \text{ mol} (498 \text{ kJ/mol}) + 7 \text{ mol} (347 \text{ kJ/mol}) \\ & = 16\,106 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

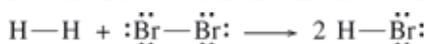
Déterminez quelles liaisons sont formées dans la réaction et additionnez les valeurs négatives des énergies des liaisons suivantes:

$$\begin{aligned} & \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ & = -16 \text{ mol}(\text{C=O}) + 18 \text{ mol}(\text{O—H}) \\ & = -16 \text{ mol} (799 \text{ kJ/mol}) + 18 \text{ mol} (464 \text{ kJ/mol}) \\ & = -21\,136 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

Trouvez $\Delta H_{\text{réaction}}$ en additionnant les résultats des deux étapes.

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} & = \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) + \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ & = 16\,106 \text{ kJ/mol} - 21\,136 \text{ kJ/mol} \\ & = -5030 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

5.53 Réécrivez la réaction en utilisant les structures de Lewis des molécules en jeu.



Déterminez quelles liaisons sont rompues dans la réaction et additionnez les énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

$$\begin{aligned} & \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) \\ & = 1 \text{ mol}(\text{H—H}) + 1 \text{ mol}(\text{Br—Br}) \\ & = 1 \text{ mol} (436 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} (193 \text{ kJ/mol}) \\ & = 629 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Déterminez quelles liaisons sont formées dans la réaction et additionnez les valeurs négatives des énergies des liaisons (tableau 5.7) suivantes:

$$\begin{aligned} & \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ & = -2 \text{ mol}(\text{H—Br}) \\ & = -2 \text{ mol} (364 \text{ kJ/mol}) \\ & = -728 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Trouvez $\Delta H_{\text{réaction}}$ en additionnant les résultats des deux étapes.

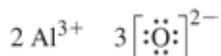
$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{réaction}} & = \Sigma(\Delta H \text{ des liaisons rompues}) + \Sigma(-\Delta H \text{ des liaisons formées}) \\ & = 629 \text{ kJ} - 728 \text{ kJ} \\ & = -99 \text{ kJ (pour la formation de 2 mol de HBr(g))} \end{aligned}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{ des tables} = -36,3 \text{ kJ/mol}$$

On s'attend à ce que la valeur de ΔH_f° soit $\frac{1}{2}$ fois la valeur calculée à partir des énergies de liaison, mais ce n'est pas le cas. ΔH_f° est la valeur pour la formation d'une mole de HBr à partir de ses éléments à l'état standard. L'état standard de Br est Br₂(l) alors que nous avons utilisé l'énergie de liaison de Br₂(g). Si on inclut au calcul l'énergie requise pour la formation de Br₂(g), (30,9 kJ/mol), on obtient un $\Delta H_{\text{réaction}}$ de $(-99 + 30,9) \text{ kJ} = -68 \text{ kJ}$, soit -34 kJ pour la formation d'une mole de HBr(g). La petite différence entre cette valeur et celle du ΔH_f° de HBr peut s'expliquer par les types des liaisons rompues et formées. Celles de H₂ et de Br₂ sont des liaisons covalentes pures, alors que la liaison de HBr est covalente polaire, ce qui la rend légèrement plus stable.

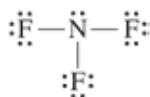
- 5.54 (a) Al_2O_3 : c'est un composé ionique entre un métal et un non-métal.
 Dessinez les structures de Lewis de Al et de O en vous basant sur leurs électrons de valence.
 Al: $3s^23p^1$ O: $2s^22p^4$
 $\ddot{\text{Al}} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{O}} \cdot$

L'aluminium doit perdre trois électrons afin d'obtenir l'octet du niveau précédent, alors que l'oxygène doit gagner deux électrons pour obtenir un octet.



- (b) NF_3 : c'est un composé covalent entre deux non-métaux.
 Dessinez les structures de Lewis de N et de F en vous basant sur leurs électrons de valence.
 N: $2s^22p^3$ F: $2s^22p^5$
 $\cdot \ddot{\text{N}} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{F}} \cdot$

L'atome d'azote partage un électron avec chaque atome de fluor pour obtenir un octet.



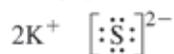
- (c) ClF : c'est un composé covalent entre deux non-métaux.
 Dessinez les structures de Lewis de Cl et de F en vous basant sur leurs électrons de valence.
 Cl: $3s^23p^5$ F: $2s^22p^5$
 $\cdot \ddot{\text{Br}} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{F}} \cdot$

L'atome de chlore et l'atome de fluor partagent une paire d'électrons pour obtenir l'octet.



- (d) K_2S : c'est un composé ionique entre un métal et un non-métal.
 Dessinez les structures de Lewis de K et de S en vous basant sur leurs électrons de valence.
 K: $4s^1$ S: $3s^23p^4$
 $\text{K} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{S}} \cdot$

Le potassium doit perdre un électron afin d'obtenir l'octet du niveau précédent, alors que le soufre doit gagner deux électrons pour obtenir un octet.



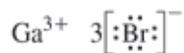
- (e) MgI_2 : c'est un composé ionique entre un métal et un non-métal.
 Dessinez les structures de Lewis de Mg et de I en vous basant sur leurs électrons de valence.
 Mg: $3s^2$ I: $5s^25p^5$
 $\text{Mg} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{I}} \cdot$

Le magnésium doit perdre deux électrons afin d'obtenir l'octet du niveau précédent, alors que l'iode doit gagner un électron pour obtenir un octet.

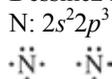


- (f) GaBr_3 : c'est un composé ionique.
 Écrivez les structures de Lewis de Ga et de Br en vous basant sur leurs électrons de valence.
 Ga: $4s^24p^1$ Br: $4s^24p^5$
 $\ddot{\text{Ga}} \cdot \quad \cdot \ddot{\text{Br}} \cdot$

Le gallium doit perdre trois électrons et il lui reste un octet du niveau précédent, alors que le brome doit gagner un électron pour obtenir un octet.



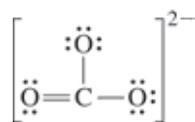
- (g) N_2 : c'est un composé covalent, deux atomes identiques.
Dessinez les structures de Lewis de N en vous basant sur les électrons de valence de chaque atome.



Pour atteindre l'octet, chaque atome d'azote doit partager trois paires d'électrons. Ainsi le N_2 doit exister comme molécule diatomique comportant une triple liaison.



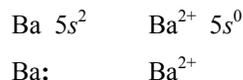
- 5.55 (a) BaCO_3 : Ba^{2+}



Déterminez le cation et l'anion.



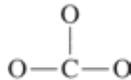
Écrivez la structure de Lewis du cation baryum en vous basant sur les électrons de valence.



Ba doit perdre deux électrons et il lui reste l'octet du niveau précédent.

Écrivez la structure de Lewis de l'anion covalent.

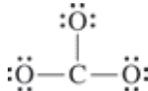
Écrivez la structure squelettique correcte de l'ion.



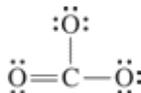
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans l'ion et en ajoutant deux pour la charge de -2 .

$$\begin{aligned} &(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + 2 \\ &= 4 + 3(6) + 2 = 24 \end{aligned}$$

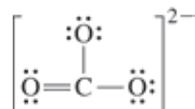
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



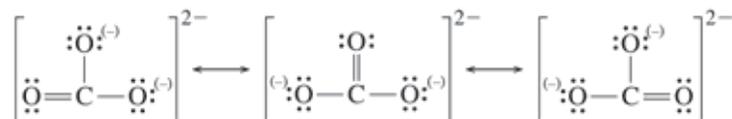
S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



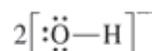
Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



La liaison double peut se former entre le C et l'un ou l'autre des atomes d'oxygène, de sorte qu'il y a des structures de résonance.



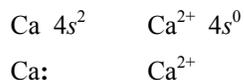
(b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$: Ca^{2+}



Déterminez le cation et l'anion.



Écrivez la structure de Lewis du cation calcium en vous basant sur les électrons de valence.



Ca doit perdre deux électrons et il lui reste l'octet du niveau précédent.

Écrivez la structure de Lewis de l'anion covalent.

Écrivez la structure squelettique correcte de l'ion.



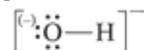
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans l'ion et en ajoutant un pour la charge de -1 .

$$(\text{nombre d'e}^{-} \text{ de valence pour H}) + (\text{nombre d'e}^{-} \text{ de valence pour O}) + 1 = 1 + 6 + 1 = 8$$

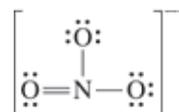
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



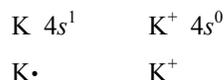
(c) KNO_3 : K^{+}



Déterminez le cation et l'anion.



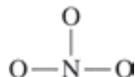
Écrivez la structure de Lewis du cation potassium en vous basant sur les électrons de valence.



K doit perdre un électron et il lui reste l'octet du niveau précédent.

Écrivez la structure de Lewis de l'anion covalent.

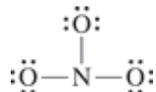
Écrivez la structure squelettique correcte de l'ion.



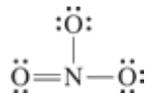
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans l'ion et en ajoutant un pour la charge de -1 .

$$\begin{aligned} & (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + 1 \\ & = 5 + 3(6) + 1 = 24 \end{aligned}$$

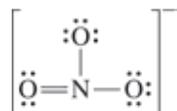
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



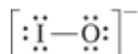
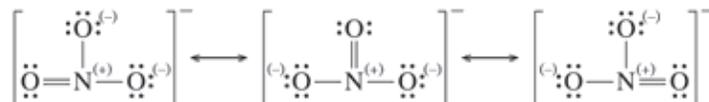
S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



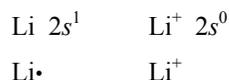
La liaison double peut se former entre le N et l'un ou l'autre des atomes d'oxygène, de sorte qu'il y a des structures de résonance.



Déterminez le cation et l'anion.



Écrivez la structure de Lewis du cation lithium en vous basant sur les électrons de valence.



Li doit perdre un électron et il lui reste l'octet du niveau précédent.
 Écrivez la structure de Lewis de l'anion covalent.
 Écrivez la structure squelettique correcte de l'ion.



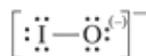
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans l'ion et en ajoutant un pour la charge de -1 .

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour I}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + 1 = 7 + 6 + 1 = 14$$

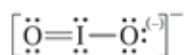
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



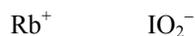
Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



5.56 (a) RbIO_2 : Rb^+



Déterminez le cation et l'anion.



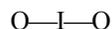
Écrivez la structure de Lewis du cation rubidium en vous basant sur les électrons de valence.



Rb doit perdre un électron et il lui reste l'octet du niveau précédent.

Écrivez la structure de Lewis de l'anion covalent.

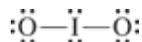
Écrivez la structure squelettique correcte de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans l'ion et en ajoutant un pour la charge de -1 .

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour I}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + 1 \\ = 7 + 2(6) + 1 = 20$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



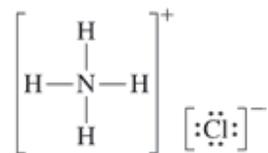
Puis formez des liaisons doubles pour éliminer la charge formelle sur I.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



(b) NH_4Cl :

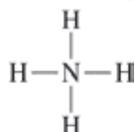


Déterminez le cation et l'anion.



Écrivez la structure de Lewis du cation covalent.

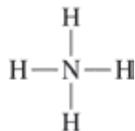
Écrivez la structure squelettique correcte de l'ion.



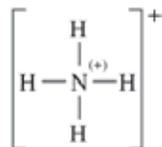
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans l'ion et en soustrayant un pour la charge de +1.

$$\begin{aligned} & (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) - 1 \\ & = 5 + 4(1) - 1 = 8 \end{aligned}$$

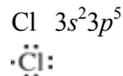
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



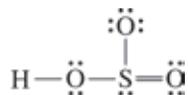
Écrivez la structure de Lewis de l'anion chlore en vous basant sur les électrons de valence.



Cl doit gagner un électron pour compléter son octet.



(c) KHSO_3 : K^+



Déterminez le cation et l'anion.



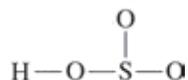
Écrivez la structure de Lewis du cation potassium en vous basant sur les électrons de valence.



K doit perdre un électron et il lui reste l'octet du niveau précédent.

Écrivez la structure de Lewis de l'anion covalent.

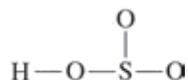
Écrivez la structure squelettique correcte de l'ion.



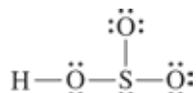
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans l'ion et en ajoutant un pour la charge de -1 .

$$\begin{aligned} & (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) \\ & + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + 1 = 1 + 6 + 3(6) + 1 = 26 \end{aligned}$$

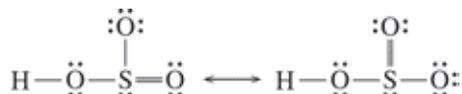
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins.



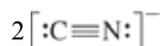
La liaison double peut se former entre le S et l'un ou l'autre des atomes d'oxygène, de sorte qu'il y a des structures de résonance.



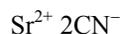
Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



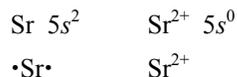
(d) $\text{Sr}(\text{CN})_2$: Sr^{2+}



Déterminez le cation et l'anion.



Écrivez la structure de Lewis du cation strontium en vous basant sur les électrons de valence.



Sr doit perdre deux électrons et il lui reste l'octet du niveau précédent.

Écrivez la structure de Lewis de l'anion covalent.

Écrivez la structure squelettique correcte de l'ion.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans l'ion et en ajoutant un pour la charge de -1 .

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 1 = 5 + 4 + 1 = 10$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



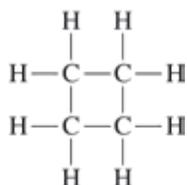
Complétez les octets sur les deux atomes en formant une liaison triple.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



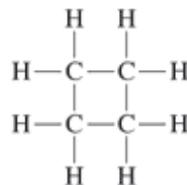
- 5.57 (a) C_4H_8 : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

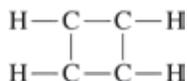
$$4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 8(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 4(4) + 8(1) = 24$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible.



Tous les atomes ont des octets ou des doublets pour H.

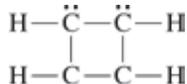
- (b) C_4H_4 : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

$$4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 4(4) + 4(1) = 20$$

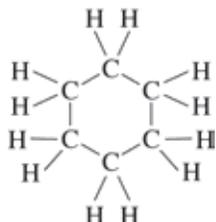
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible.



Complétez les octets en formant des liaisons doubles entre des carbones voisins; dessinez les structures de résonance.



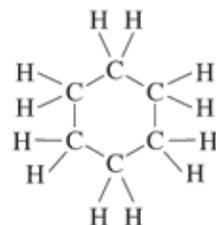
(c) C_6H_{12} : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

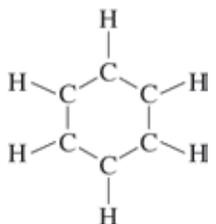
$$6(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 12(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 6(4) + 12(1) = 36$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les liaisons.



Tous les 36 électrons sont utilisés et tous les atomes ont des octets ou des doublets pour H.

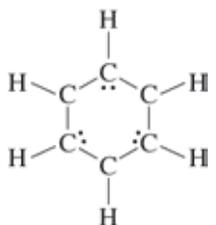
(d) C_6H_6 : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



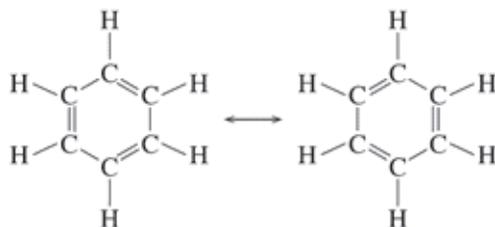
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

$$6(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 6(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 6(4) + 6(1) = 30$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible.

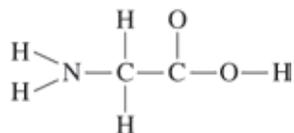


Complétez les octets en formant des liaisons doubles entre des carbones voisins; dessinez les structures de résonance.



5.58 $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$

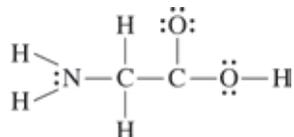
Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

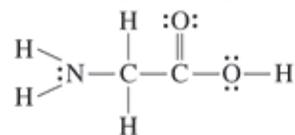
$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 5(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 2(4) + 2(6) + 5 + 5(1) = 30$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.

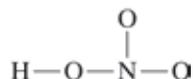


Les 30 électrons sont tous utilisés.

Écrivez une liaison double pour compléter l'octet sur C.



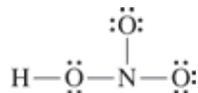
5.59 HNO_3 Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

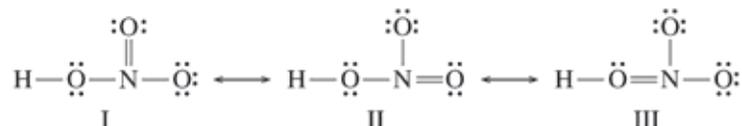
$$3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 3(6) + 5 + 1 = 24$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins. La liaison double peut se former avec l'un ou l'autre des trois atomes d'oxygène, de sorte qu'il y a trois structures possible.



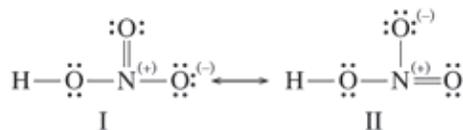
Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

Pour déterminer quel(s) hybride(s) de résonance est (sont) le plus important, calculez la charge formelle sur chaque atome dans chaque structure en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

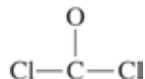
	Structure I					Structure II				
	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	N	H	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	N	H
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	5	1	6	6	6	5	1
- Nombre d'électrons de doublets libres	4	4	6	0	0	4	6	4	0	0
- ½(nombre d'électrons liants)	2	2	1	4	1	2	1	2	4	1
Charge formelle	0	0	-1	+1	0	0	-1	0	+1	0

	Structure III				
	O _{gauche}	O _{haut}	O _{droite}	N	H
Nombre d'électrons de valence	6	6	6	5	1
- Nombre d'électrons de doublets libres	2	6	6	0	0
- ½(nombre d'électrons liants)	3	1	1	4	1
Charge formelle	+1	-1	-1	+1	0

La somme des charges formelles est de 0 pour chaque structure, ce qui est la charge globale de la molécule. On ne retient toutefois que les structures I et II, car la troisième est hautement instable en raison de la charge formelle positive portée par l'oxygène, un atome très électronégatif.



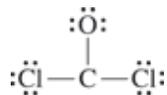
5.60 Cl₂CO Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

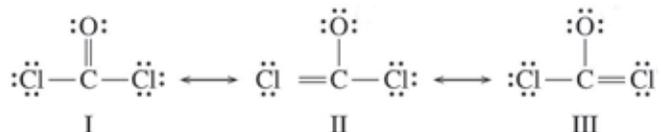
$$\begin{aligned} & 1(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) \\ & + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Cl}) = 6 + 4 + 2(7) = 24 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins. La liaison double peut se former avec l'un ou l'autre des trois atomes terminaux, de sorte qu'il y a trois structures de résonance.



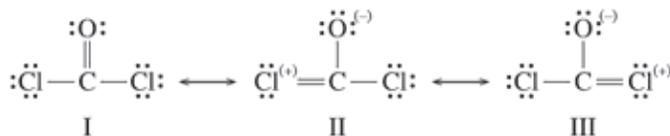
Tous les atomes ont des octets; la structure est complète.

Pour déterminer quel(s) hybride(s) de résonance est (sont) le plus important, calculez la charge formelle sur chaque atome dans chaque structure en trouvant le nombre d'électrons de valence et en soustrayant le nombre d'électrons de doublets libres et la moitié du nombre d'électrons liants.

	Structure I				Structure II			
	Cl _{gauche}	Cl _{droite}	O	C	Cl _{gauche}	Cl _{droite}	O	C
Nombre d'électrons de valence	7	7	6	4	7	7	6	4
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	6	4	0	4	6	6	0
– ½(nombre d'électrons liants)	1	1	2	4	2	1	1	4
Charge formelle	0	0	0	0	+1	0	-1	0

	Structure III			
	Cl _{gauche}	Cl _{droite}	O	C
Nombre d'électrons de valence	7	7	6	4
– Nombre d'électrons de doublets libres	6	4	6	0
– ½(nombre d'électrons liants)	1	2	1	4
Charge formelle	0	+1	-1	0

La somme des charges formelles est de 0 pour chaque structure, ce qui est la charge globale de la molécule. Cependant, dans la structure I, les charges formelles individuelles sont plus faibles et cette forme est plus importante pour Cl₂CO que la structure II et la structure III.

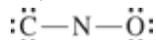


5.61 CNO⁻ Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.

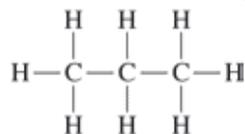


Comptez le nombre total d'électrons de valence.

(nombre d'e⁻ de valence pour C) + (nombre d'e⁻ de valence pour N)
+ (nombre d'e⁻ de valence pour O) + 1 (de la charge négative) = 4 + 5 + 6 + 1 = 16



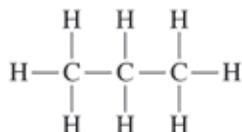
- 5.63 (a) C_3H_8 Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

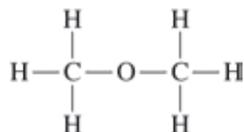
$$3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 8(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 3(4) + 8(1) = 20$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 20 électrons de valence sont utilisés.

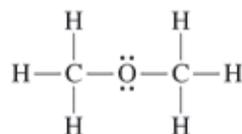
- (b) CH_3OCH_3 : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

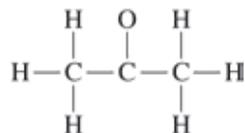
$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 6(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 2(4) + 6(1) + 6 = 20$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 20 électrons de valence sont utilisés.

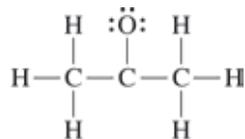
- (c) CH_3COCH_3 : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

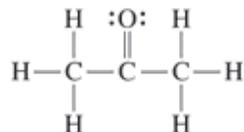
$$3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 6(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 3(4) + 6(1) + 6 = 24$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



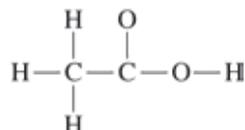
Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.



Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

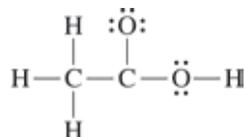
- (d) CH_3COOH : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

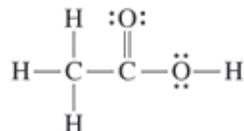
$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 2(4) + 4(1) + 2(6) = 24$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



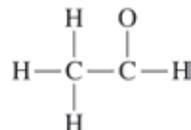
Tous les 24 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.



Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

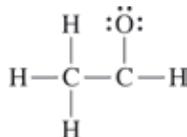
- (e) CH_3CHO : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

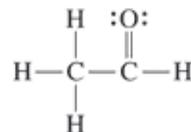
$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 2(4) + 4(1) + 6 = 18$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



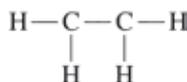
Tous les 18 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.



Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

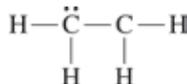
- 5.64 (a) C_2H_4 Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

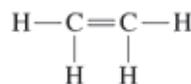
$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 2(4) + 4(1) = 12$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



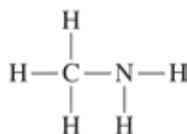
Tous les 12 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.



Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

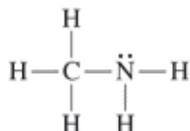
- (b) CH_3NH_2 : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

$$\begin{aligned} & (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 5(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) \\ & + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) = 4 + 5(1) + 5 = 14 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 14 électrons de valence sont utilisés. Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

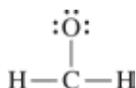
- (c) CH₂O: Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

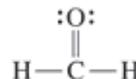
$$\begin{aligned} & (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) \\ & + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 4 + 2(1) + 6 = 12 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



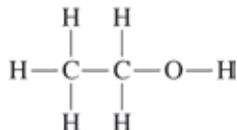
Tous les 12 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.



Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

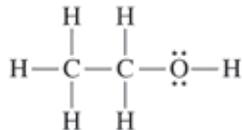
- (d) CH₃CH₂OH: Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

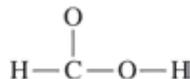
$$\begin{aligned} & 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 6(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) \\ & + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 2(4) + 6(1) + 6 = 20 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 20 électrons de valence sont utilisés. Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

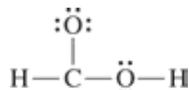
- (e) HCOOH: Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

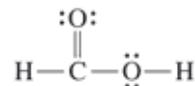
$$\begin{aligned} &(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) \\ &+ 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 4 + 2(1) + 2(6) = 18 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



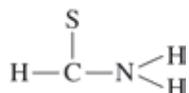
Tous les 18 électrons de valence sont utilisés.

S'il manque un octet à un atome, formez des liaisons doubles ou triples selon les besoins pour qu'ils obtiennent des octets.



Tous les atomes ont des octets (doublets pour H); la structure est complète.

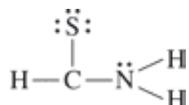
- 5.65 HCSNH₂: Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



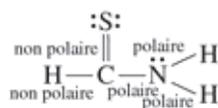
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

$$\begin{aligned} &(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour S}) \\ &+ (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) \\ &= 5 + 6 + 4 + 3(1) = 18 \end{aligned}$$

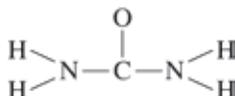
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Complétez les octets sur C en formant une liaison double.



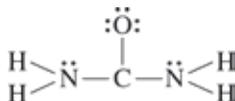
5.66 H₂NCONH₂: Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



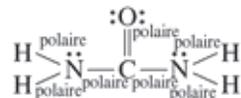
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

$$\begin{aligned}
 &2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) \\
 &+ 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) \\
 &= 2(5) + 6 + 4(1) + 4 = 24
 \end{aligned}$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Complétez les octets sur C en formant une liaison double.



La liaison C—O est la plus polaire parce qu'elle a la plus grande différence d'électronégativité. En consultant la figure 5.8,

$$\Delta\chi \text{ C—O} = 1,0 \qquad \Delta\chi \text{ C—N} = 0,5 \qquad \Delta\chi \text{ N—H} = 0,9$$

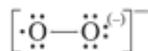
5.67 (a) O₂⁻: Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans le radical et en ajoutant 1 pour la charge de -1.

$$2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + 1 = 2(6) + 1 = 13$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les 13 électrons de valence sont utilisés.

L'oxygène de gauche a un octet incomplet. Il a sept électrons parce qu'il y a un nombre impair d'électrons de valence.

- (b) O^- : Écrivez la structure de Lewis en vous basant sur les électrons de valence $2s^2 2p^5$.



- (c) OH: Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.
H—O

Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 6 + 1 = 7$$

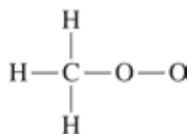
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Tous les sept électrons de valence sont utilisés.

O a un octet incomplet. Il est entouré de sept électrons parce qu'il y a un nombre impair d'électrons de valence.

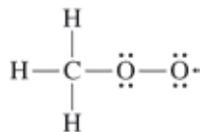
- (d) CH_3OO : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.
C est l'atome le moins électronégatif, donc placez-le en position centrale.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

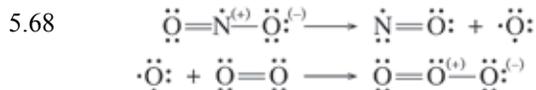
$$3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) + (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour C}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) = 3(1) + 4 + 2(6) = 19$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



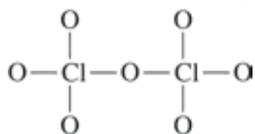
Tous les 19 électrons de valence sont utilisés.

L'oxygène de droite a un octet incomplet. Il est entouré de sept électrons parce qu'il y a un nombre impair d'électrons de valence.



Où NO_2 , O et NO sont des radicaux libres.

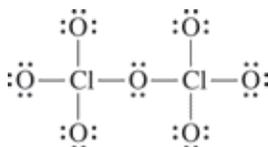
5.69 (a) Cl_2O_7 : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



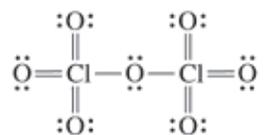
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

$$\begin{aligned} & 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour Cl}) + 7(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) \\ & = 2(7) + 7(6) = 56 \end{aligned}$$

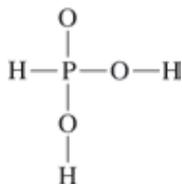
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Formez des liaisons doubles pour minimiser la charge formelle.



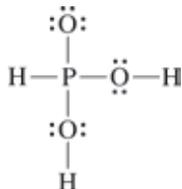
(b) H_3PO_3 Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



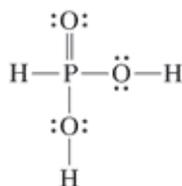
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

$$\begin{aligned} & (\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour P}) + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) \\ & + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 5 + 3(6) + 3(1) = 26 \end{aligned}$$

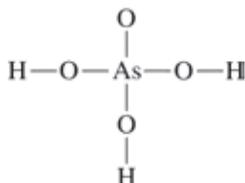
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Formez des liaisons doubles pour minimiser la charge formelle.



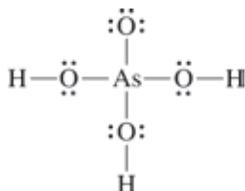
(c) H_3AsO_4 : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



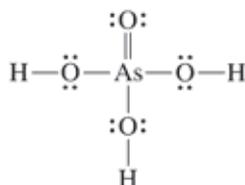
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

$$(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour As}) + 4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour O}) + 3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 5 + 4(6) + 3(1) = 32$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



Formez des liaisons doubles pour minimiser la charge formelle.



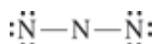
5.70 N_3^- : Écrivez la structure squelettique correcte de la molécule.



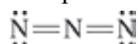
Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans l'ion et en ajoutant 1 pour la charge 1-.

$$3(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour N}) + 1 = 3(5) + 1 = 16$$

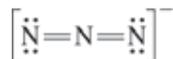
Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets au plus grand nombre d'atomes possible. Commencez par les électrons liants, puis continuez avec les doublets libres sur les atomes terminaux et enfin avec les doublets libres sur l'atome central.



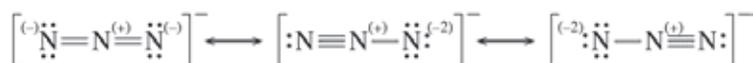
Complétez les octets avec des liaisons doubles ou triples.



Enfin, écrivez la structure de Lewis entre crochets et ajoutez la charge de l'ion dans le coin supérieur droit.



Écrivez les formes de résonance.



- 5.71 Pour qu'un métal soit un excellent conducteur, sa mer d'électrons doit être assez libre pour permettre au courant (des électrons) de pouvoir circuler assez librement dans l'agencement cations et mer d'électrons. Le cuivre est ainsi un excellent conducteur parce que la petitesse de son noyau et de ses cations retient moins fortement sa mer d'électrons. Les électrons, étant moins retenus, sont plus délocalisés ou plus libres pour laisser passer d'autres électrons du courant électrique. De plus, cette propriété du cuivre le rend facilement étirable en fils, souple et pas cassant quand on le tord.
- 5.72 Le but recherché lors de l'utilisation d'alliages à base d'aluminium ou de fer pour fabriquer des chaudrons et des poêles est d'obtenir un matériau bon conducteur de chaleur. L'aluminium et le fer sont des métaux qui ont leurs cations (Al^{3+} , Fe^{2+} ou Fe^{3+}) baignant dans une mer d'électrons. Leurs cations relativement petits attirent moins les électrons qui deviennent alors plus libres ou plus délocalisés pour favoriser des rapprochements entre eux et ainsi transporter la chaleur de l'un à l'autre. Un bon conducteur de chaleur est aussi un bon conducteur d'électricité.

PROBLÈMES DÉFIS

- 5.73 **Données:** $\mu = 1,08$ D HCl, 20% ionique et $\mu = 1,82$ D, 45% ionique **Information recherchée:** r

Plan conceptuel: $\mu \rightarrow \mu_{\text{calc}} \rightarrow r$

$$\% \text{ de caractère ionique} = \frac{\mu}{\mu_{\text{calc}}} \times 100 \%$$

Solution: Pour HCl $\mu_{\text{calc}} = \frac{1,08 \text{ D}}{0,20} = 5,4 \text{ D}$ $\frac{5,4 \cancel{\text{ D}} \times \frac{3,34 \times 10^{-30} \cancel{\text{ C}} \cdot \cancel{\text{ m}}}{\cancel{\text{ D}}} \times \frac{10^{12} \text{ pm}}{\cancel{\text{ m}}}}{1,6 \times 10^{-19} \cancel{\text{ C}}} = 113 \text{ pm}$

Pour HF $\mu_{\text{calc}} = \frac{1,82 \text{ D}}{0,45} = 4,04 \text{ D}$ $\frac{4,04 \cancel{\text{ D}} \times \frac{3,34 \times 10^{-30} \cancel{\text{ C}} \cdot \cancel{\text{ m}}}{\cancel{\text{ D}}} \times \frac{10^{12} \text{ pm}}{\cancel{\text{ m}}}}{1,6 \times 10^{-19} \cancel{\text{ C}}} = 84 \text{ pm}$

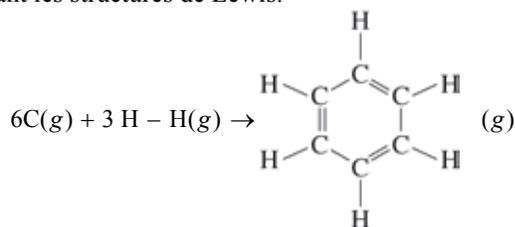
D'après le tableau 5.8, la longueur de liaison de HCl = 127 pm et celle de HF = 92 pm. Ces deux valeurs sont plus élevées que les valeurs calculées.

- 5.74 Réaction de formation: $6 \text{ C}(s) + 3 \text{ H}_2(g) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(g)$ $\Delta H_f^\circ = 82,9 \text{ kJ/mol}$

En s'aidant des énergies de liaison, on aurait la réaction $6 \text{ C}(s) + 3 \text{ H}_2(g) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6(g)$; donc il faut inclure dans le calcul de l'énergie de liaison l'énergie nécessaire pour convertir $\text{C}(s) \rightarrow \text{C}(g)$ (718,4 kJ/mol).

$$6 \text{ mol C}(s) \rightarrow 6 \text{ mol C}(g) \qquad 6 \text{ mol (718,4 kJ/mol)} = 4310,4 \text{ kJ}$$

Réécrivez la réaction en utilisant les structures de Lewis.



Liaisons rompues: $3 \text{ mol}(\text{H}-\text{H}) = 3 \text{ mol} (436 \text{ kJ/mol}) = 1308 \text{ kJ}$

Liaisons formées: $-3 \text{ mol}(\text{C}=\text{C}) - 3 \text{ mol}(\text{C}-\text{C}) - 6 \text{ mol}(\text{C}-\text{H}) =$

$$-3 \text{ mol} (611 \text{ kJ/mol}) - 3 \text{ mol} (347 \text{ kJ/mol}) - 6 \text{ mol} (414 \text{ kJ/mol}) = -5358 \text{ kJ}$$

ΔH à partir des énergies de liaison = $(4310 \text{ kJ}) + (1308 \text{ kJ}) - 5358 \text{ kJ} = 260 \text{ kJ}$ (par mole de $\text{C}_6\text{H}_6(g)$).

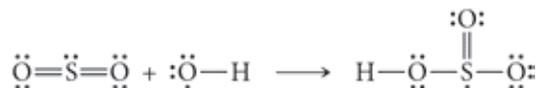
La différence entre la valeur calculée à partir des énergies de liaison (260 kJ/mol) et $\Delta H_f^\circ = 82,9 \text{ kJ/mol}$ pour le benzène nous amène à conclure que le benzène *réel* est beaucoup plus stable que celui représenté par la formule structurale ci-haut.

- 5.75 L'anion O^{2-} a huit électrons dans sa couche de valence et par conséquent est entouré d'un octet, ce qui en fait un anion stable dans un solide ionique.

L'anion O^- a sept électrons dans sa couche de valence. Comme il n'a pas un octet complet, il ne sera pas un anion stable dans un solide ionique: il voudra accaparer un huitième électron.

L'anion O^{3-} a neuf électrons. Comme O ne peut accommoder plus de huit électrons dans sa couche de valence, cet anion ne se formera pas.

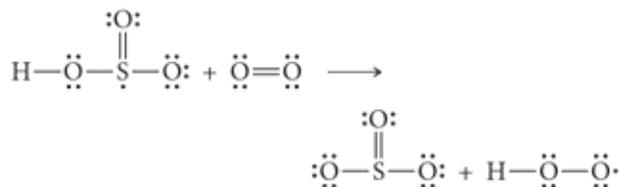
- 5.76 Réécrivez chacune des étapes de la réaction en utilisant les structures de Lewis.



Liaisons rompues: $2 \text{ mol} (\text{S}=\text{O}) + 1 \text{ mol} (\text{O}-\text{H})$
 $2 \text{ mol} (523 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} (464 \text{ kJ/mol}) = 1510 \text{ kJ}$

Liaisons formées: $-1 \text{ mol} (\text{O}-\text{H}) - 1 \text{ mol} (\text{S}=\text{O}) - 2 \text{ mol} (\text{O}-\text{S}) =$
 $-1 \text{ mol} (464 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} (523 \text{ kJ/mol}) - 2 \text{ mol} (265 \text{ kJ/mol}) = -1517 \text{ kJ}$

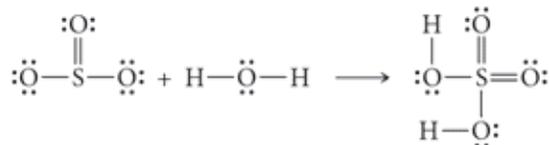
ΔH à partir des énergies de liaison = $1510 \text{ kJ} - 1517 \text{ kJ} = -7 \text{ kJ}$ (par mole de $\text{SO}_2(g)$).



Liaisons rompues: $1 \text{ mol} (\text{O}-\text{H}) + 1 \text{ mol} (\text{S}=\text{O}) + 2 \text{ mol} (\text{O}-\text{S}) + 1 \text{ mol} (\text{O}=\text{O})$
 $1 \text{ mol} (464 \text{ kJ/mol}) + 1 \text{ mol} (523 \text{ kJ/mol}) + 2 \text{ mol} (265 \text{ kJ/mol}) +$
 $1 \text{ mol} (498 \text{ kJ/mol}) = 2015 \text{ kJ}$

Liaisons formées: $-1 \text{ mol} (\text{S}=\text{O}) - 2 \text{ mol} (\text{S}-\text{O}) - 1 \text{ mol} (\text{O}-\text{H}) - 1 \text{ mol} (\text{O}-\text{O}) =$
 $-1 \text{ mol} (523 \text{ kJ/mol}) - 2 \text{ mol} (265 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol} (464 \text{ kJ/mol}) -$
 $1 \text{ mol} (142 \text{ kJ/mol}) = -1659 \text{ kJ}$

ΔH à partir des énergies de liaison = $2015 \text{ kJ} - 1659 \text{ kJ} = 356 \text{ kJ}$ (par mole de $\text{HSO}_3(g)$).



Liaisons rompues: 1 mol (S=O) + 2 mol (S—O) + 2 mol (O—H)
 1 mol (523 kJ/mol) + 2 mol (265 kJ/mol) + 2 mol (464 kJ/mol) = 1981 kJ
 Liaisons formées : -2 mol (O—H) - 2 mol (S=O) - 2 mol (S—O) =
 -2 mol (464 kJ/mol) - 2 mol (523 kJ/mol) - 2 mol (265 kJ/mol) = -2504 kJ
 ΔH à partir des énergies de liaison = 1981 kJ - 2504 kJ = -523 kJ (par mole de $C_6H_6(g)$).

Faire le bilan des 3 étapes de la réaction.

ΔH_{Rn} de la réaction = -7 kJ + 356 kJ + -523 kJ = -174 kJ.

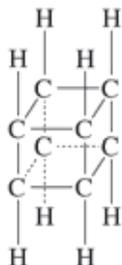
- 5.77 Pour que les quatre atomes P soient équivalents, ils doivent tous se situer dans un même environnement électronique. C'est-à-dire, ils doivent tous être entourés du même nombre de liaisons et de doublets libres d'électrons. La seule manière d'y arriver est par une configuration tétraédrique où les atomes P sont situés aux quatre sommets du tétraèdre.



- 5.78 **Données:** C_8H_8 tous les C identiques, tous les H identiques

Information recherchée: structure de Lewis

Pour que les huit atomes C soient équivalents, ils doivent être tous dans le même environnement électronique, et pour que les huit atomes H soient équivalents, ils doivent également être dans le même environnement électronique. C'est-à-dire, ils doivent tous être entourés du même nombre et du même type de liaisons. Une manière d'y arriver est par un arrangement cubique des atomes C avec un atome H attaché à chaque C.



- 5.79 **Données:** H_2S_4 linéaire **Information recherchée:** état d'oxydation de chaque S

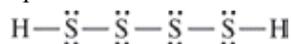
Écrivez la structure squelettique de la molécule.



Comptez le nombre total d'électrons pour la structure de Lewis en additionnant le nombre d'électrons de valence de chaque atome dans la molécule.

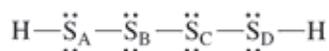
$$4(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour S}) + 2(\text{nombre d'e}^- \text{ de valence pour H}) = 4(6) + 2(1) = 26$$

Distribuez les électrons entre les atomes, en attribuant des octets (ou des doublets pour H) au plus grand nombre d'atomes possible.



Déterminez l'état d'oxydation de chaque atome. $\chi(\text{H}) < \chi(\text{S})$, donc les électrons dans la liaison H—S appartiennent à l'atome S, alors que les électrons dans la liaison S—S se séparent entre les deux atomes S.

N. O. = électrons de valence – électrons qui appartiennent à l'atome.



$$\text{H} = 1 - 0 = +1 \text{ pour chaque H}$$

$$\text{S}_{\text{A}} = 6 - 7 = -1$$

$$\text{S}_{\text{B}} = 6 - 6 = 0$$

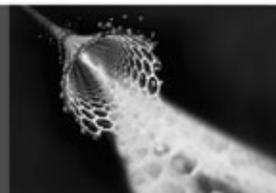
$$\text{S}_{\text{C}} = 6 - 6 = 0$$

$$\text{S}_{\text{D}} = 6 - 7 = -1$$

PROBLÈMES CONCEPTUELS

- 5.80 (a) est vrai. Des liaisons fortes sont rompues et des liaisons faibles se forment. Dans une réaction endothermique, l'énergie requise pour rompre des liaisons est plus grande que l'énergie libérée lorsque les liaisons sont formées, ce qui amène un $\Delta H_{\text{réaction}} > 0$; par conséquent, dans une réaction endothermique, les liaisons qui sont rompues sont plus fortes que les liaisons qui se forment.
- 5.81 Quand on dit qu'un composé est «riche en énergie», cela signifie qu'il libère une grande quantité d'énergie quand il réagit. Cela signifie que beaucoup d'énergie est emmagasinée dans le composé. Cette énergie est libérée quand les liaisons faibles dans le composé se rompent et que des liaisons beaucoup plus fortes se forment dans les produits, libérant ainsi de l'énergie.
- 5.82 Dans les composés covalents solides, les électrons dans les liaisons sont partagés directement entre les atomes impliqués dans la molécule. Chaque molécule est une unité distincte, maintenue dans l'état solide par des interactions plus ou moins fortes avec les molécules voisines. Les composés ioniques, par contre, ne sont pas des unités distinctes. Ils sont plutôt composés d'ions positifs et négatifs en alternance dans un réseau cristallin tridimensionnel de dimension indéfinie.
- 5.83 La théorie de Lewis est efficace parce qu'elle permet de comprendre et de prédire de nombreuses observations chimiques. Nous pouvons l'utiliser pour déterminer les formules des composés moléculaires et/ou ioniques et pour rendre compte des bas points de fusion et points de congélation des composés moléculaires comparés aux composés ioniques. La théorie de Lewis nous permet de prédire quels molécules ou ions seront stables, lesquels seront plus réactifs et lesquels n'existeront pas. La théorie de Lewis, par contre, ne nous dit rien sur la façon dont les liaisons se forment dans les molécules et les ions. Et, à elle seule, la théorie de Lewis ne nous dit rien au sujet de la forme de la molécule ou de l'ion.

CHAPITRE 6



MOLÉCULES ET FORCES INTERMOLECULAIRES

PROBLÈMES PAR SUJET

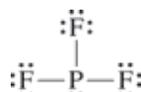
Géométrie des molécules: théorie RPEV (6.2)

- 6.1 Quatre groupes d'électrons: une géométrie pyramidale à base triangulaire a trois groupes liants et un doublet d'électrons libres, de sorte qu'il y a quatre groupes d'électrons sur l'atome A.
- 6.2 Trois groupes d'électrons: une géométrie triangulaire plane a trois groupes liants et aucun doublet d'électrons libres, de sorte qu'il y a trois groupes d'électrons sur l'atome A.
- 6.3 (a) 4 de groupes d'électrons, 4 groupes liants et 0 doublet libre.
La géométrie moléculaire tétraédrique a quatre groupes liants et aucun doublet libre. Par conséquent, il y a quatre groupes d'électrons au total, quatre groupes liants et aucun doublet libre.
- (b) 5 groupes d'électrons, 3 groupes liants et 2 doublets libres.
La géométrie moléculaire en forme de T a trois groupes liants et deux doublets libres. Par conséquent, il y a cinq groupes d'électrons au total, trois groupes liants et deux doublets libres.
- (c) 6 groupes d'électrons, 5 groupes liants et 1 doublet libre.
La géométrie moléculaire pyramidale à base carrée a cinq groupes liants et un doublet libre. Par conséquent, il y a six groupes d'électrons au total, cinq groupes liants et un doublet libre.
- 6.4 (a) 6 groupes d'électrons, 6 groupes liants et 0 doublet libre.
La géométrie moléculaire octaédrique a six groupes liants et aucun doublet libre. Par conséquent, il y a six groupes d'électrons au total, six groupes liants et aucun doublet libre.
- (b) 6 le nombre total de groupes d'électrons, 4 groupes liants et 2 doublets libres.
La géométrie moléculaire plane carrée a quatre groupes liants et deux doublets libres. Par conséquent, il y a six groupes d'électrons au total, quatre groupes liants et deux doublets libres.
- (c) 5 groupes d'électrons, 4 groupes liants et 1 doublet libre.
La géométrie moléculaire à bascule a quatre groupes liants et un doublet libre. Par conséquent, il y a cinq groupes d'électrons au total, quatre groupes liants et un doublet libre.
- 6.5 (a) PF_3 : Géométrie électronique-tétraédrique; géométrie moléculaire-pyramidale à base triangulaire; angle de liaison = $109,5^\circ$.

À cause du doublet libre, l'angle de liaison est inférieur à $109,5^\circ$.

Écrivez une structure de Lewis de la molécule.

PF_3 a 26 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (P) a quatre groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a trois groupes liants et un doublet libre.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique, la géométrie moléculaire et les angles de liaison:

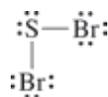
Pour quatre groupes d'électrons la géométrie électronique est tétraédrique; pour trois groupes liants et un doublet libre, la géométrie moléculaire est pyramidale à base triangulaire; les angles de liaison théoriques pour une géométrie tétraédrique sont de $109,5^\circ$. À cause de la présence d'un doublet libre, l'angle de liaison est inférieur à l'angle théorique.

- (b) SBr_2 : Géométrie électronique-tétraédrique; géométrie moléculaire-angulaire; angle de liaison = $109,5^\circ$.

À cause des doublets libres, l'angle de liaison est inférieur à $109,5^\circ$.

Écrivez une structure de Lewis de la molécule:

SBr_2 a 20 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (S) a quatre groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a deux groupes liants et deux doublets libres.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique, la géométrie moléculaire et les angles de liaison:

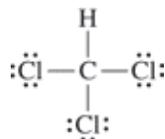
Pour quatre groupes d'électrons la géométrie électronique est tétraédrique; pour deux groupes liants et deux doublets libres, la géométrie moléculaire est angulaire; les angles de liaison théoriques pour une géométrie tétraédrique sont de $109,5^\circ$. À cause de la présence des doublets libres, l'angle de liaison est inférieur à l'angle théorique.

- (c) CHCl_3 : Géométrie électronique-tétraédrique; géométrie moléculaire-tétraédrique; angle de liaison = $109,5^\circ$.

Étant donné qu'il n'y a aucun doublet libre, l'angle de liaison est de $109,5^\circ$.

Écrivez une structure de Lewis de la molécule:

CHCl_3 a 26 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (C) a quatre groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a quatre groupes liants et aucun doublet libre.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique, la géométrie moléculaire et les angles de liaison:

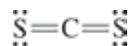
Pour quatre groupes d'électrons, la géométrie électronique est tétraédrique; pour quatre groupes liants et aucun doublet libre, la géométrie moléculaire est tétraédrique; les angles de liaison théoriques pour une géométrie tétraédrique sont de $109,5^\circ$. Cependant, étant donné que les atomes liés au carbone ont des électronégativités différentes, les angles de liaison diffèrent de l'angle théorique.

- (d) CS₂: Géométrie électronique-linéaire; géométrie moléculaire-linéaire; angle de liaison = 180°.

Étant donné qu'il n'y a pas de doublets libres, l'angle de liaison est de 180°.

Écrivez une structure de Lewis de la molécule:

CS₂ a 16 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (C) a deux groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a deux groupes liants et aucun doublet libre.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique, la géométrie moléculaire et les angles de liaison:

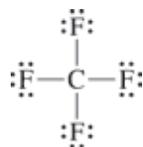
Pour deux groupes d'électrons, la géométrie électronique est linéaire; pour deux groupes liants et aucun doublet libre, la géométrie moléculaire est linéaire; l'angle de liaison théorique est de 180°.

Il n'y a pas de déviation par rapport à l'angle théorique.

- 6.6 (a) CF₄: Géométrie électronique-tétraédrique; géométrie moléculaire-tétraédrique; angle de liaison = 109,5°.

Écrivez une structure de Lewis de la molécule:

CF₄ a 32 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (C) a quatre groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a quatre groupes liants et aucun doublet libre.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique, la géométrie moléculaire et les angles de liaison:

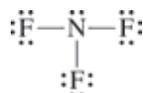
Pour quatre groupes d'électrons, la géométrie électronique est tétraédrique; pour quatre groupes liants et aucun doublet libre, la géométrie moléculaire est tétraédrique; les angles de liaison théoriques pour une géométrie tétraédrique sont de 109,5°. Il n'y a pas de déviation par rapport à l'angle théorique.

- (b) NF₃: Géométrie électronique-tétraédrique; géométrie moléculaire-pyramidale à base triangulaire; angle de liaison = 109,5°.

À cause du doublet libre, l'angle de liaison est inférieur à 109,5°.

Écrivez une structure de Lewis de la molécule:

NF₃ a 26 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (N) a quatre groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a trois groupes liants et un doublet libre.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique, la géométrie moléculaire et les angles de liaison:

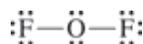
Pour quatre groupes d'électrons, la géométrie électronique est tétraédrique; pour trois groupes liants et un doublet libre, la géométrie moléculaire est pyramidale à base triangulaire; les angles de liaison théoriques pour une géométrie tétraédrique sont de $109,5^\circ$. À cause de la présence d'un doublet libre, l'angle de liaison est inférieur à l'angle théorique.

- (c) OF_2 : Géométrie électronique-tétraédrique; géométrie moléculaire-angulaire; angle de liaison = $109,5^\circ$.

À cause du doublet libre, l'angle de liaison est inférieur à $109,5^\circ$.

Écrivez une structure de Lewis de la molécule:

OF_2 a 20 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (O) a deux groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a deux groupes liants et deux doublets libres.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique, la géométrie moléculaire et les angles de liaison:

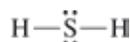
Pour quatre groupes d'électrons, la géométrie électronique est tétraédrique; pour deux groupes liants et deux doublets libres, la géométrie moléculaire est angulaire; les angles de liaison théoriques pour la géométrie tétraédrique sont de $109,5^\circ$. À cause de la présence de doublets libres, les angles de liaison sont inférieurs à l'angle théorique.

- (d) H_2S : Géométrie électronique-tétraédrique; géométrie moléculaire-angulaire; angle de liaison = $109,5^\circ$.

À cause des doublets libres, l'angle de liaison est inférieur à $109,5^\circ$.

Écrivez une structure de Lewis de la molécule:

H_2S a huit électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (S) a quatre groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a deux groupes liants et deux doublets libres.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique, la géométrie moléculaire et les angles de liaison:

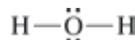
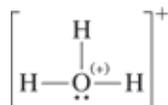
Pour quatre groupes d'électrons, la géométrie électronique est tétraédrique; pour deux groupes liants et deux doublets libres, la géométrie moléculaire est angulaire; les angles de liaison théoriques pour la géométrie tétraédrique sont de $109,5^\circ$. Cependant, à cause de la présence de doublets libres, l'angle de liaison est inférieur à l'angle théorique.

- 6.7 H_2O a le plus petit angle de liaison parce que les répulsions doublet libre—doublet libre sont plus grandes que les répulsions doublet libre—doublet liant.

Écrivez les structures de Lewis des deux structures:

H_3O^+ a huit électrons de valence.

H_2O a huit électrons de valence.



Il y a trois groupes liants et un doublet libre.

Il y a deux groupes liants et deux doublets libres.

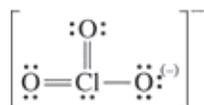
Les deux structures ont quatre groupes d'électrons, mais les deux doublets libres dans H_2O font diminuer plus fortement l'angle de liaison à cause des répulsions doublet libre—doublet libre.

- 6.8 ClO_3^- a le plus petit angle de liaison parce que les répulsions doublet libre—doublet liant sont plus grandes que les répulsions doublet liant—doublet liant.

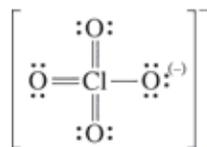
Écrivez les structures de Lewis des deux structures:

ClO_3^- a 26 électrons de valence.

ClO_4^- a 32 électrons de valence.



Il y a trois groupes liants et un doublet libre.



Il y a quatre groupes liants et aucun doublet libre.

Les deux structures ont quatre groupes d'électrons, mais le doublet libre dans ClO_3^- fait diminuer l'angle de liaison à cause des répulsions doublet libre—doublet liant.

- 6.9 (a) SF_4 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:
 SF_4 a 34 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (S) a cinq groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a quatre groupes liants et un doublet libre.

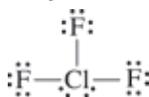
En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique et la géométrie moléculaire:

La géométrie électronique est bipyramidale à base triangulaire, donc la géométrie moléculaire est à bascule.

Dessinez un schéma de la molécule:



- (b) ClF_3 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:
 ClF_3 a 28 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (Cl) a cinq groupes d'électrons.

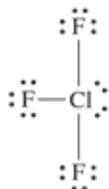
Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a trois groupes liants et deux doublets libres.

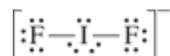
En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique et la géométrie moléculaire:

La géométrie électronique est bipyramidale à base triangulaire, donc la géométrie moléculaire est en forme de T.

Dessinez un schéma de la molécule:



- (c) IF_2^- Écrivez la structure de Lewis de la molécule:
 IF_2^- a 22 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (I) a cinq groupes d'électrons.

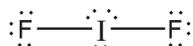
Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a deux groupes liants et trois doublets libres.

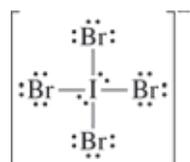
En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique et la géométrie moléculaire:

La géométrie électronique est bipyramidale à base triangulaire, donc la géométrie moléculaire est linéaire.

Dessinez un schéma de la molécule:



- (d) IBr_4^- Écrivez la structure de Lewis de la molécule:
 IBr_4^- a 36 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (I) a six groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a quatre groupes liants et deux doublets libres.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique et la géométrie moléculaire:

La géométrie électronique est octaédrique, donc la géométrie moléculaire est plane carrée.

Dessinez un schéma de la molécule:



- 6.10 (a) BrF_5 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:
 BrF_5 a 42 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

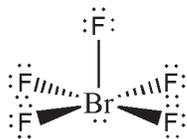
L'atome central (Br) a six groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

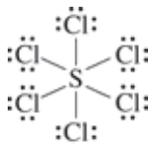
Il y a cinq groupes liants et un doublet libre.

En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique et la géométrie moléculaire: La géométrie électronique est octaédrique, donc la géométrie moléculaire est pyramidale à base carrée.

Dessinez un schéma de la molécule:



- (b) SCl_6 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:
 SCl_6 a 48 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (S) a six groupes d'électrons.

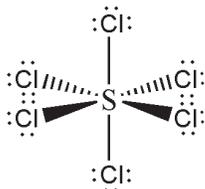
Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a six groupes liants et aucun doublet libre.

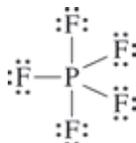
En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique et la géométrie moléculaire:

La géométrie électronique est octaédrique, donc la géométrie moléculaire est octaédrique.

Dessinez un schéma de la molécule:



- (c) PF_5 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:
 PF_5 a 40 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

L'atome central (P) a cinq groupes d'électrons.

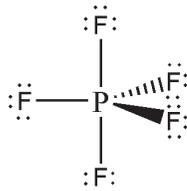
Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a cinq groupes liants et aucun doublet libre.

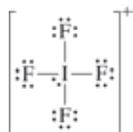
En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique et la géométrie moléculaire:

La géométrie électronique est bipyramidale à base triangulaire, donc la géométrie moléculaire est bipyramidale à base triangulaire.

Dessinez un schéma de la molécule:



- (d) IF_4^+ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:
 IF_4^+ a 34 électrons de valence.



Déterminez le nombre total de groupes d'électrons autour de l'atome central:

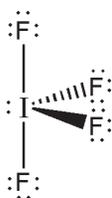
L'atome central (I) a cinq groupes d'électrons.

Déterminez le nombre de doublets liants et le nombre de doublets libres autour de l'atome central:

Il y a quatre groupes liants et un doublet libre. En vous aidant du tableau 6.1, déterminez la géométrie électronique et la géométrie moléculaire:

La géométrie électronique est bipyramidale à base triangulaire, donc la géométrie moléculaire est à bascule.

Dessinez un schéma de la molécule:



- 6.11 (a) C_2H_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:

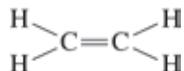


Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
C à gauche	2	0	Linéaire
C à droite	2	0	Linéaire

Dessinez un schéma de la molécule:

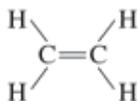


- (b) C_2H_4 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:

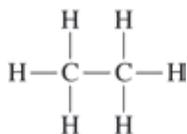


Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
C à gauche	3	0	Triangulaire plane
C à droite	3	0	Triangulaire plane

Dessinez un schéma de la molécule:

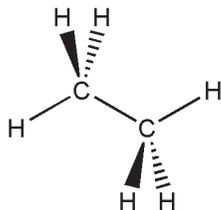


(c) C₂H₆ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
C à gauche	4	0	Tétraédrique
C à droite	4	0	Tétraédrique

Dessinez un schéma de la molécule:



6.12 (a) N₂ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
N à gauche	2	1	Linéaire
N à droite	2	1	Linéaire

Dessinez un schéma de la molécule:



(b) N₂H₂ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:

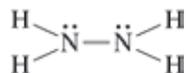


Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
N à gauche	3	1	Angulaire
N à droite	3	1	Angulaire

Dessinez un schéma de la molécule:

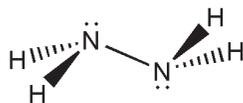


- (c) N_2H_4 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:

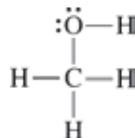


Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
N à gauche	4	1	Pyramidale à base triangulaire
N à droite	4	1	Pyramidale à base triangulaire

Dessinez un schéma de la molécule:

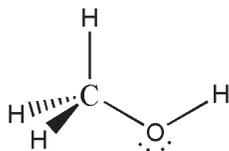


- 6.13 (a) Quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. Le doublet libre cause des répulsions doublet libre-doublet liant et la géométrie moléculaire est pyramidale à base triangulaire.
- (b) Cinq doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique bipyramidale à base triangulaire. Le doublet libre occupe une position équatoriale afin de minimiser les répulsions doublet libre-doublet liant et la molécule a une géométrie moléculaire à bascule.
- (c) Six doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique octaédrique. Les deux doublets libres occupent des positions opposées afin de minimiser les répulsions doublet libre-doublet libre. La géométrie moléculaire est plane carrée.
- 6.14 (a) Quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. Les deux doublets libres causent des répulsions qui entraînent une géométrie moléculaire angulaire.
- (b) Cinq doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique bipyramidale à base triangulaire. Les trois doublets libres occupent des positions équatoriales afin de minimiser les répulsions doublet libre-doublet libre, ce qui entraîne une géométrie moléculaire linéaire.
- (c) Six doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique octaédrique. Les doublets libres occupent une position afin de minimiser les répulsions doublet libre-doublet liant. La géométrie moléculaire est pyramidale à base carrée.
- 6.15 (a) CH_3OH Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez la géométrie autour de chaque atome interne:

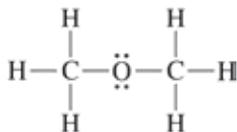


Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
C	4	0	Tétraédrique
O	4	2	Angulaire

Dessinez un schéma de la molécule:

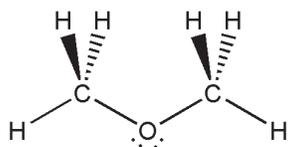


- (b) CH_3OCH_3 Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez la géométrie autour de chaque atome interne:

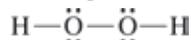


Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
C	4	0	Tétraédrique
O	4	2	Angulaire
C	4	0	Tétraédrique

Dessinez un schéma de la molécule:



- (c) H_2O_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez la géométrie autour de chaque atome interne:

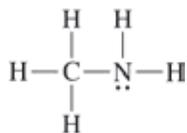


Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
O	4	2	Angulaire
O	4	2	Angulaire

Dessinez un schéma de la molécule:

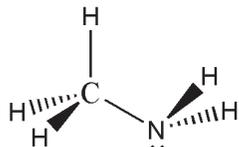


- 6.16 (a) CH_3NH_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez la géométrie autour de chaque atome interne:

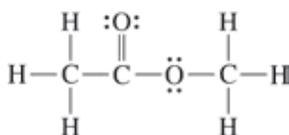


Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
C	4	0	Tétraédrique
N	4	1	Pyramidale à base triangulaire

Dessinez un schéma de la molécule:

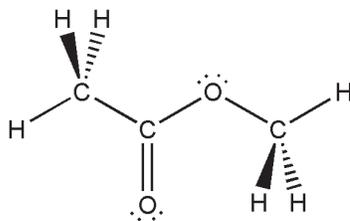


- (b) $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{CH}_3$ Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez la géométrie autour de chaque atome interne:

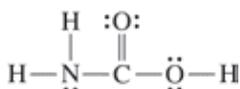


Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
C à gauche	4	0	Tétraédrique
C au centre	3	0	Triangulaire plane
O	4	2	Angulaire
C à droite	4	0	Tétraédrique

Dessinez un schéma de la molécule:

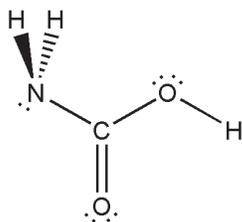


- (c) $\text{NH}_2\text{CO}_2\text{H}$ Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez la géométrie autour de chaque atome interne:



Atome	Nombre de groupes d'électrons	Nombre de doublets libres	Géométrie moléculaire
N	4	1	Pyramidale à base triangulaire
C	3	0	Triangulaire plane
O	4	2	Angulaire

Dessinez un schéma de la molécule:



Polarité des molécules (6.3)

- 6.17 La polarité d'une liaison dépend seulement de la différence d'électronégativité entre les deux atomes formant la liaison. La polarité de la molécule dépend de la différence d'électronégativité entre les atomes formant les liaisons qui la composent, mais dépend aussi de la somme vectorielle des polarités de ces liens. Cela signifie que la polarité globale de la molécule dépend aussi de la géométrie des liens eux-mêmes les uns par rapport aux autres.
- 6.18 Écrivez la structure de Lewis de CO_2 et de CCl_4 ; déterminez la géométrie moléculaire puis la polarité.

	$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}-\text{C}-\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$
Nombre de groupes d'électrons sur C	2	4
Nombre de doublets libres	0	0
Géométrie moléculaire	linéaire	tétraédrique

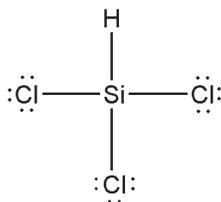
Même si chaque molécule contient des liaisons polaires, la somme des dipôles des liaisons donne un dipôle net de zéro pour chaque molécule.

La géométrie moléculaire linéaire de CO_2 a des vecteurs de liaisons égaux et opposés. $\leftarrow \rightarrow$

La géométrie moléculaire tétraédrique de CCl_4 a des vecteurs de liaison égaux et un dipôle net de zéro.



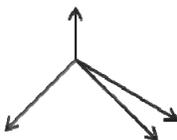
- 6.19 Écrivez la structure de Lewis de SiHCl_3 ; déterminez la géométrie moléculaire puis la polarité.



Nombre de groupes d'électrons sur Si	4
Nombre de doublets libres	0
Géométrie moléculaire	tétraédrique

La molécule est tétraédrique, mais elle est polaire parce que les dipôles des liaisons Si—H sont différents des dipôles Si—Cl en raison des électronégativités de Si = 1,8, H = 2,2 et Cl = 3,0. Étant donné que les dipôles des liaisons sont différents, la somme des dipôles de liaison ne donne pas zéro. Par conséquent, la molécule est polaire.

La géométrie moléculaire tétraédrique de SiHCl_3 a des vecteurs de liaison inégaux, de sorte que la molécule a un dipôle net.



6.20 (a) PF_3 : Polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:
D'après le problème 6.5, la géométrie moléculaire est pyramidale à base triangulaire.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
L'électronégativité de P = 2,1 et F = 4,0. Donc, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:
Étant donné que la molécule est pyramidale à base triangulaire, les trois moments dipolaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

(b) SBr_2 : Non polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:
D'après le problème 6.5, la géométrie moléculaire est angulaire.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
L'électronégativité de S = 2,5 et Br = 2,8. Donc, les liaisons sont non polaires selon le tableau 5.5.

Bien que la molécule soit angulaire, comme les liaisons sont non polaires, la molécule est non polaire.

(c) CHCl_3 : Polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:
D'après le problème 6.5, la géométrie moléculaire est tétraédrique.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
L'électronégativité de C = 2,5, H = 2,1 et Cl = 3,0. Donc, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:
Étant donné que les liaisons ont des moments dipolaires différents en raison des atomes différents en jeu, les quatre moments dipolaires s'additionnent et donnent un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

(d) CS_2 : Non polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:
D'après le problème 6.5, la géométrie moléculaire est linéaire.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
 l'électronégativité de C = 2,5 et S = 2,5. Donc, les liaisons sont non polaires. De plus, la molécule est linéaire, ce qui entraînerait un dipôle net de zéro même si les liaisons étaient polaires.
 La molécule est non polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

6.21 (a) CF_4 : Non polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:
 D'après le problème 6.6, la géométrie moléculaire est tétraédrique.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
 L'électronégativité de C = 2,5 et F = 4,0. Donc, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Étant donné que la géométrie moléculaire est tétraédrique, la somme des quatre moments dipolaires égaux donne un moment dipolaire net de zéro. La molécule est non polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

(b) NF_3 : Polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:
 D'après le problème 6.6, la géométrie moléculaire est pyramidale à base triangulaire.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
 L'électronégativité de N = 3,0 et F = 4,0. Donc, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Étant donné que la molécule est pyramidale à base triangulaire, les trois moments dipolaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

(c) OF_2 : Polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:
 D'après le problème 6.6, la géométrie moléculaire est angulaire.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
 L'électronégativité de O = 3,5 et F = 4,0. Donc, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Étant donné que la molécule est angulaire, les deux moments dipolaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

(d) H_2O : Polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:
 D'après le problème 6.6, la géométrie moléculaire est angulaire.

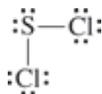
Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
 L'électronégativité de H = 2,1 et O = 3,5. Donc, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Étant donné que la molécule est angulaire, les deux moments dipolaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

6.22 (a) SCl_2 : Polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:



Quatre doublets d'électrons avec deux doublets libres entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

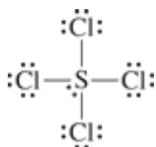
L'électronégativité de S = 2,5 et Cl = 3,0. Donc, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Étant donné que la géométrie moléculaire est angulaire, les deux moments dipolaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

(b) SCl_4 : Polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:



Cinq doublets d'électrons avec un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire à bascule.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

L'électronégativité de S = 2,5 et Cl = 3,0. Donc, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

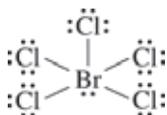
Étant donné que la molécule est à bascule, les quatre moments dipolaires égaux s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule est polaire.

La géométrie moléculaire à bascule n'a pas de vecteurs de liaison opposés.



(c) BrCl_5 : Non polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire.



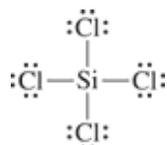
Six doublets d'électrons avec un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base carrée.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

L'électronégativité de Br = 2,8 et Cl = 3,0. La différence n'est que de 0,2; par conséquent, les liaisons sont non polaires selon le tableau 5.5. Bien que la géométrie moléculaire soit pyramidale à base carrée, les cinq liaisons sont non polaires; par conséquent, il n'y a pas de dipôle net. La molécule est non polaire.

6.23 (a) SiCl_4 : Non polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire.



Quatre doublets d'électrons avec aucun doublet libre entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

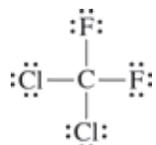
L'électronégativité de Cl = 3,0 et Si = 1,8. Par conséquent, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Étant donné que la molécule est tétraédrique, les quatre moments dipolaires égaux s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net de zéro. La molécule est non polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

(b) CF_2Cl_2 : Polaire.

Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire:



Quatre doublets d'électrons avec aucun doublet libre entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

L'électronégativité de C = 2,5, F = 4,0 et Cl = 3,0. Donc, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Bien que la géométrie moléculaire soit tétraédrique, ce qui normalement entraîne une molécule non polaire, les quatre moments dipolaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro à cause des électronégativités de Cl et F différentes. La molécule est polaire.

Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

- (c) SeF_6 : Non polaire.
Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire.

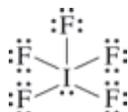


Six doublets d'électrons avec aucun doublet libre entraînent une géométrie moléculaire octaédrique.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
L'électronégativité de Se = 3,0 et F = 4,0. Par conséquent, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:
Étant donné que la géométrie moléculaire est octaédrique, les six moments dipolaires égaux s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net de zéro. La molécule est non polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

- (d) IF_5 : Polaire.
Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire.

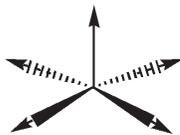


Six doublets d'électrons avec un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base carrée.

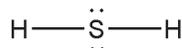
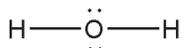
Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:
L'électronégativité de I = 2,0 et F = 4,0. Par conséquent, les liaisons sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:
Étant donné que la géométrie moléculaire est pyramidale à base carrée, les cinq moments dipolaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule est polaire.

La structure pyramidale à base carrée a des vecteurs de liaison résultants dans le plan équatorial, mais pas dans la position axiale.



- 6.24 Écrivez la structure de Lewis des molécules et déterminez leur géométrie moléculaire.



Quatre doublets d'électrons avec deux doublets libres entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

Déterminez si les molécules comportent des liaisons polaires:

L'électronégativité de H = 2,2, O = 3,5 et S = 2,5. Par conséquent, les liaisons O–H sont polaires selon le tableau 5.5 alors que les liaisons S–H sont non polaires (la différence d'électronégativité est inférieure à 0,39).

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net.

Étant donné que la géométrie moléculaire est angulaire, les deux moments dipolaires de la molécule d'eau s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule d'eau est polaire.



La molécule de H₂O est donc plus polaire que la molécule de H₂S.

6.25 Écrivez la structure de Lewis des molécules et déterminez leur géométrie moléculaire.



Quatre doublets d'électrons avec un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

Déterminez si les molécules comportent des liaisons polaires.

L'électronégativité de H = 2,2, P = 2,1 et N = 3,0. Par conséquent, les liaisons N–H sont polaires selon le tableau 5.5 alors que les liaisons P–H sont non polaires (la différence d'électronégativité est inférieure à 0,39).

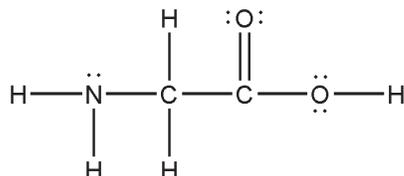
Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net.

Étant donné que la géométrie moléculaire est pyramidale, les trois moments dipolaires de la molécule de NH₃ s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule de NH₃ est polaire.

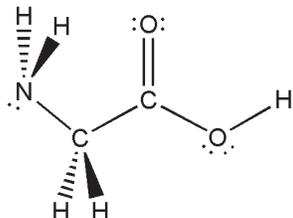


La molécule de PH₃ est donc moins polaire que la molécule de NH₃.

- 6.26 (a) La molécule de S₈ est non polaire. Les molécules homonucléaires (composées d'un seul type d'atomes), n'ont que des liens covalents purs. Ces liens étant non polaires, la molécule elle-même est donc globalement non polaire.
- (b) Écrivez la structure de Lewis de la molécule et déterminez sa géométrie moléculaire.



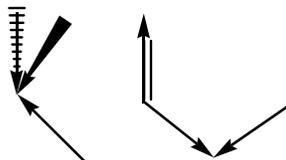
Quatre doublets d'électrons avec un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire. Quatre doublets d'électrons sans doublet libre entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique. Trois doublets d'électrons sans doublet libre entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane. Quatre doublets d'électrons avec deux doublets libres entraînent une géométrie moléculaire angulaire.



Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires.

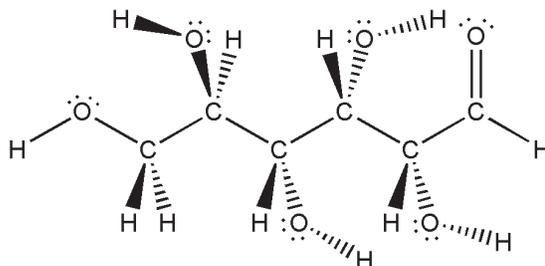
L'électronégativité de H = 2,2, C = 2,5, O = 3,5 et N = 3,0. Par conséquent, les liaisons N-H, N-C, C-O et O-H sont polaires selon le tableau 5.5 alors que les liaisons C-C et C-H sont non polaires (la différence d'électronégativité est inférieure à 0,39).

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net. Étant donné les différentes géométries moléculaires, les moments dipolaires de la molécule de glycine s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro.



La molécule de glycine est polaire.

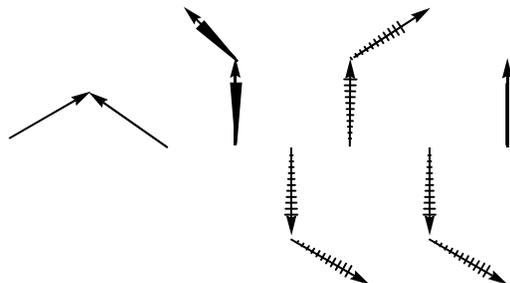
- (c) La molécule de P_4 est non polaire. Les molécules homonucléaires (composées d'un seul type d'atomes), n'ont que des liens covalents purs. Ces liens étant non polaires, la molécule elle-même est donc globalement non polaire.
- (d) La molécule de propane est non polaire. Le C_3H_8 n'est composé que de liens C-C, covalents purs, et de liens C-H, non polaires (la différence d'électronégativité est inférieure à 0,39). Ces liens étant non polaires, la molécule elle-même est donc globalement non polaire.
- (e) Déterminez la géométrie moléculaire complète de la molécule.



Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires.

L'électronégativité de H = 2,2, C = 2,5 et O = 3,5. Par conséquent, les liaisons C-O et O-H sont polaires selon le tableau 5.5 alors que les liaisons C-C et C-H sont non polaires (la différence d'électronégativité est inférieure à 0,39).

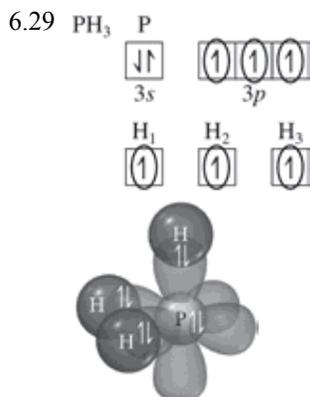
Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net. Étant donné les différentes géométries moléculaires, les moments dipolaires de la molécule de glucose s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro.



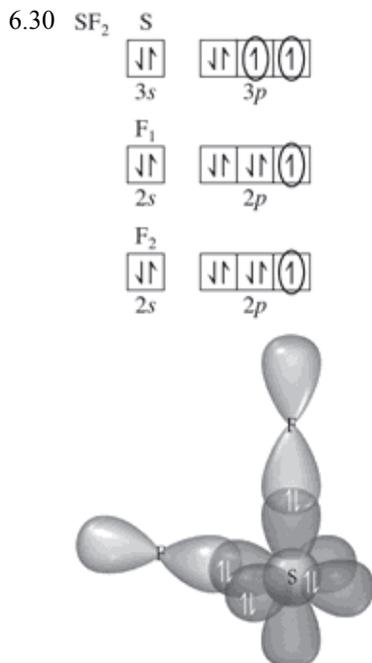
La molécule de glucose est polaire.

Théorie de la liaison de valence (6.4 et 6.5)

- 6.27 (a) Be: $2s^2$ Aucune liaison ne peut se former. Le béryllium ne possède aucun électron non apparié, par conséquent, aucune liaison ne peut se former sans hybridation.
- (b) P: $3s^2 3p^3$ Trois liaisons peuvent se former. Le phosphore possède trois électrons non appariés, par conséquent, trois liaisons peuvent se former sans hybridation.
- (c) F: $2s^2 2p^5$ Une liaison peut se former. Le fluor possède un électron non apparié, de sorte qu'une liaison peut se former sans hybridation.
- 6.28 (a) B: $2s^2 2p^1$ Une liaison peut se former. Le bore possède un électron non apparié, de sorte qu'une liaison peut se former sans hybridation.
- (b) N: $2s^2 2p^3$ Trois liaisons peuvent se former. L'azote possède trois électrons non appariés, par conséquent, trois liaisons peuvent se former sans hybridation.
- (c) O: $2s^2 2p^4$ Deux liaisons peuvent se former. L'oxygène possède deux électrons non appariés, par conséquent, deux liaisons peuvent se former sans hybridation.



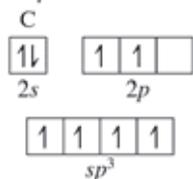
Les angles de liaisons non hybridées devraient être de 90°. Par conséquent, sans hybridation, il y a un bon accord entre la théorie de la liaison de valence et l'angle mesuré expérimentalement de 93,3°.



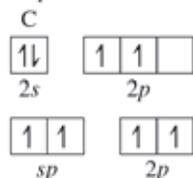
Les angles de liaisons non hybridées devraient être de 90°. Par conséquent, sans hybridation, il y a un bon accord entre la théorie de la liaison de valence et l'angle mesuré expérimentalement de 98,2°.

- 6.31 La théorie de la liaison de valence présente les liaisons dans une molécule comme étant des recouvrements d'orbitales atomiques. Que ce soit le lithium ou le fluor, les orbitales de valence permettant la liaison sont situées dans le 2^e niveau de l'atome et possèdent donc des énergies similaires. Dans la molécule de F₂, les orbitales sp^3 (issues de la recombinaison des orbitales 2s et 2p du fluor) forment l'orbitale moléculaire σ . Dans le cas du lithium, il n'y a pas d'hybridation, les orbitales 2p étant totalement inoccupées ; le recouvrement se fait entre les orbitales 2s à moitié remplies. Celles-ci étant moins volumineuses que les orbitales hybrides, le recouvrement σ est moins étendu (donc moins solide) que celui de la molécule de fluor. Une seconde explication vient des propriétés mêmes de l'atome. Les atomes de lithium font partie de la famille des alcalins, des éléments ayant une faible électronégativité (une faible capacité à attirer à soi les électrons à l'intérieur d'une liaison). À l'inverse, le fluor est l'élément le plus électronégatif connu. Les électrons de l'orbitale moléculaire σ sont ainsi stabilisés plus efficacement par les noyaux des atomes de fluor que par les noyaux des atomes de lithium, rendant la liaison de la molécule de fluor plus solide.
- 6.32 La théorie de la liaison de valence présente les liaisons dans une molécule comme étant des recouvrements d'orbitales atomiques. Dans la molécule de Cl₂, les orbitales sp^3 issues de la recombinaison des orbitales 3s et 3p forment l'orbitale moléculaire. Dans la molécule de I₂, les orbitales sp^3 issues de la recombinaison des orbitales 5s et 5p forment l'orbitale moléculaire. Dans les deux cas, il s'agit d'un recouvrement entre des orbitales hybrides sp^3 . Par contre, les orbitales hybrides de l'iode ont une énergie potentielle plus élevée, donc une stabilité inférieure, que les orbitales hybrides du chlore. La liaison sera donc moins solide. Une seconde explication vient des propriétés même de l'atome. Le chlore et l'iode font tous deux partie de la famille des halogènes. Ces éléments possèdent des noyaux exerçant une charge effective similaire sur leur couche de valence ; toutefois, l'atome d'iode étant plus volumineux, la force électrostatique réelle qui s'exerce entre le noyau et la couche de valence (donc entre le noyau et les électrons de la liaison σ) est plus faible. Les électrons de l'orbitale moléculaire σ sont ainsi stabilisés plus efficacement par les noyaux des atomes de chlore (atomes plus petits) que par les noyaux des atomes d'iode (atomes plus gros), rendant la liaison de la molécule de chlore plus solide.

6.33 C $2s^2 2p^2$



6.34 C $2s^2 2p^2$



6.35 sp^2 Seule l'hybridation sp^2 de cet ensemble d'orbitales possède une orbitale p non hybridée pour former une liaison π .

L'hybridation sp^3 combine toutes les orbitales $3p$.

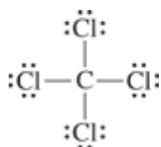
L'hybridation $sp^3 d^2$ combine toutes les orbitales $3p$ et $2d$.

6.36 $sp^3 d$ L'hybridation $sp^3 d$ combine une orbitale s , trois orbitales p et une orbitale d . Étant donné que cinq orbitales se combinent, il se forme cinq orbitales hybrides et cinq liaisons peuvent se former.

sp^3 L'hybridation sp^3 combine une orbitale s et trois orbitales p . Quatre orbitales sont combinées, de sorte que quatre orbitales hybrides se forment et donnent naissance à quatre liaisons.

sp^2 L'hybridation sp^2 combine une orbitale s et deux orbitales p . Trois orbitales sont combinées, de sorte que trois orbitales hybrides se forment, ce qui donne naissance à trois liaisons σ . Certains atomes, comme le carbone, peuvent former en plus une liaison π , pour un total maximal de quatre liaisons formées.

6.37 (a) CCl_4 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



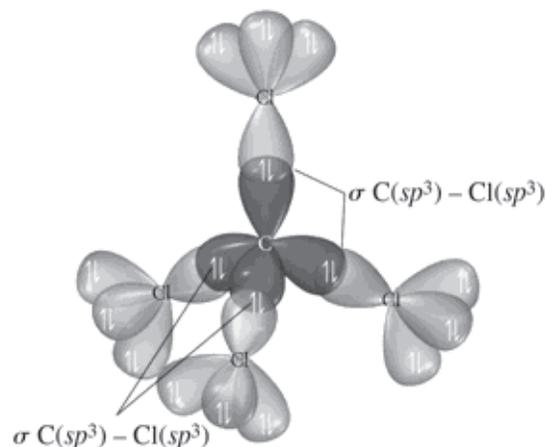
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve quatre groupes d'électrons autour du carbone central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de quatre groupes d'électrons autour du carbone entraîne une hybridation sp^3 .

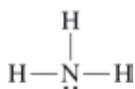
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

Cl : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- (b) NH_3 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



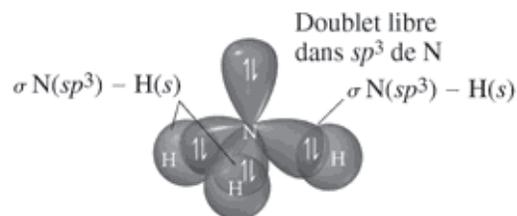
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve quatre groupes d'électrons autour de l'azote central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de quatre groupes d'électrons autour de l'azote central entraîne une hybridation sp^3 .

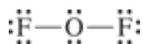
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

H : non hybridé, une seule orbitale s .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- (c) OF_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



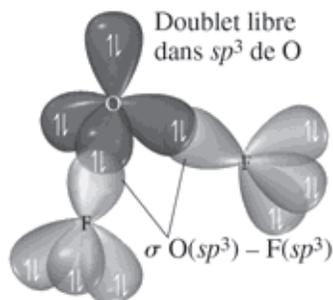
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve quatre groupes d'électrons autour de l'oxygène central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de quatre groupes d'électrons autour de l'oxygène central entraîne une hybridation sp^3 .

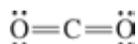
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

F : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- (d) CO₂ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



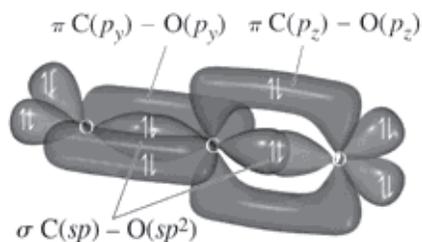
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve deux groupes d'électrons autour de l'atome central (chaque liaison double compte pour «un groupe d'électrons»).

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de deux groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp .

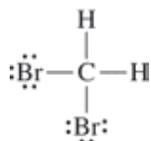
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

O : trois groupes d'électrons, hybridation sp^2 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- 6.38 (a) CH₂Br₂ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve quatre groupes d'électrons autour de l'atome central.

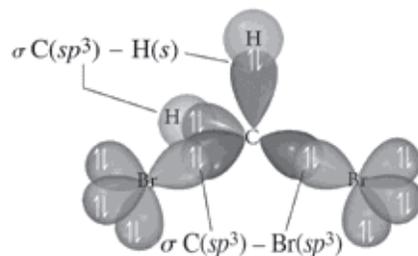
Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de quatre groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^3 .

Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

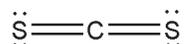
H : non hybridé, une seule orbitale s .

Br : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- (b) CS₂ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



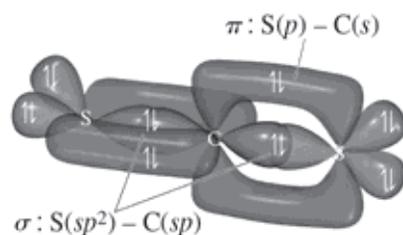
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve deux groupes d'électrons autour de l'atome central (les liaisons doubles comptent pour «un groupe d'électrons»).

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de deux groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp .

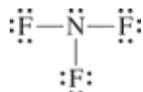
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

S : trois groupes d'électrons, hybridation sp^2 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- (c) NF₃ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



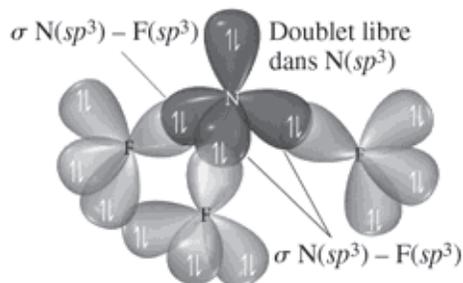
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve quatre groupes d'électrons autour de l'atome central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de quatre groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^3 .

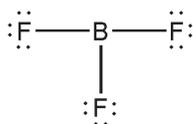
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

F : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(d) BF_3 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



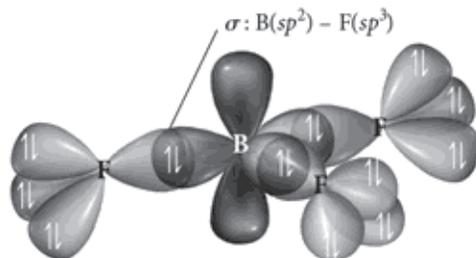
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve 3 groupes d'électrons autour de l'atome central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de trois groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^2 .

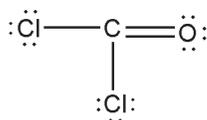
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

F : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



6.39 (a) COCl_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve trois groupes d'électrons autour de l'atome central (la liaison double compte pour «un groupe d'électrons»).

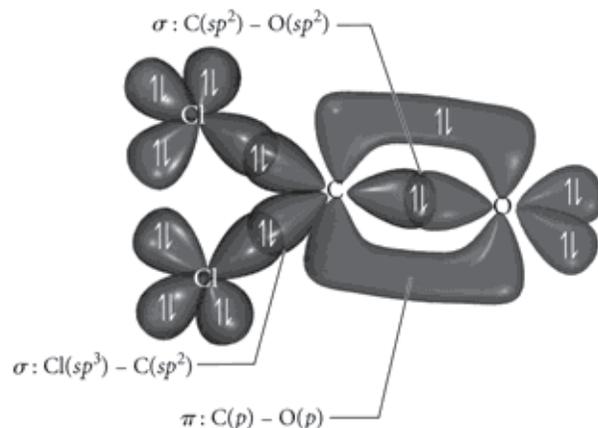
Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de trois groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^2 .

Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

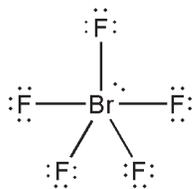
O : trois groupes d'électrons, hybridation sp^2 .

Cl : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(b) BrF_5 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



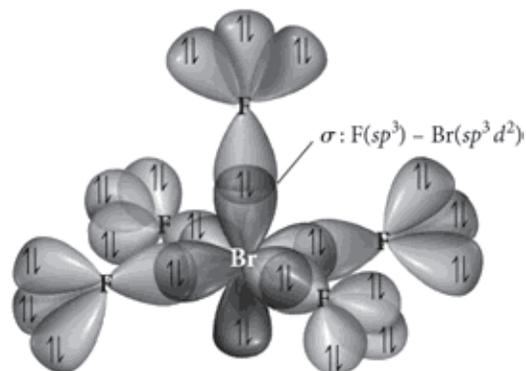
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve six groupes d'électrons autour de l'atome central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de six groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^3d^2 .

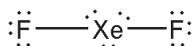
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

F : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(c) XeF_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



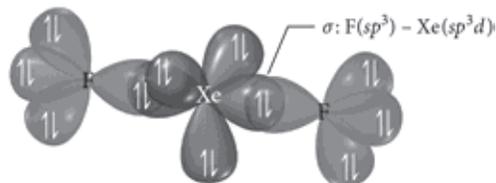
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve cinq groupes d'électrons autour de l'atome central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de cinq groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^3d .

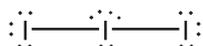
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

F : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(d) I_3 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



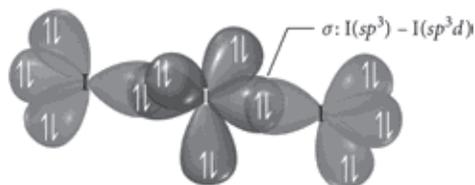
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve cinq groupes d'électrons autour de l'atome central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de cinq groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^3d .

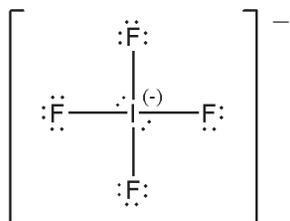
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

I : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



6.40 (a) IF_4^- Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



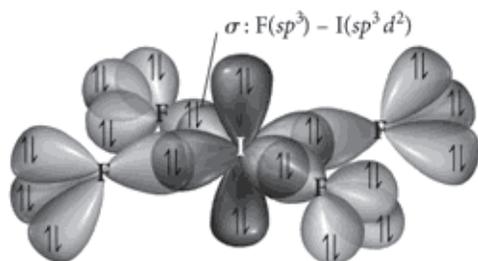
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve six groupes d'électrons autour de l'atome central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de six groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^3d^2 .

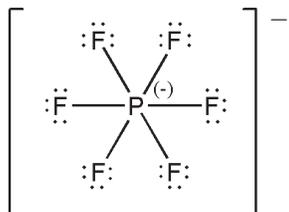
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

F : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(b) PF_6^- Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



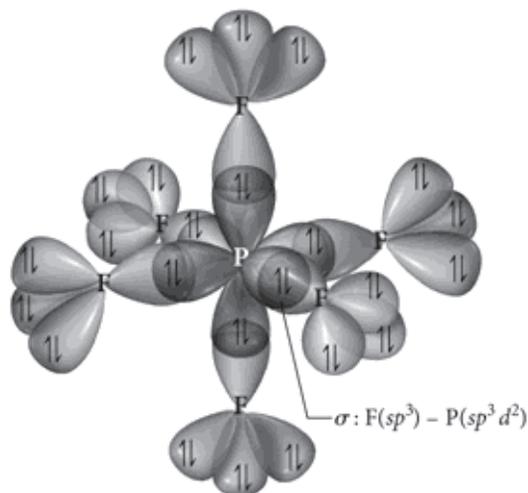
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve six groupes d'électrons autour de l'atome central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de six groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation $sp^3 d^2$.

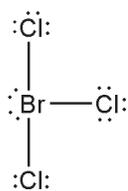
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

F : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(c) BrCl_3 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



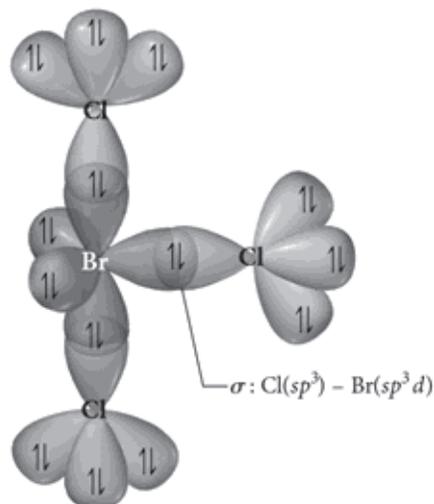
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve cinq groupes d'électrons autour de l'atome central.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de cinq groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^3d .

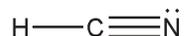
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

Cl : quatre groupes d'électrons, hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(d) HCN Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve deux groupes d'électrons autour de l'atome central (la liaison triple compte pour «un groupe d'électrons»).

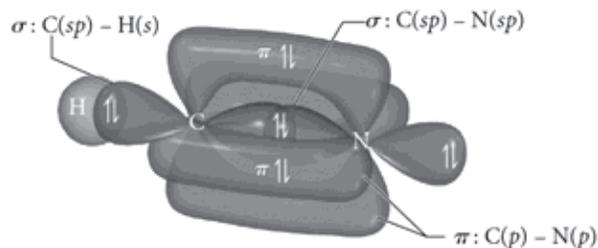
Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de deux groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp .

Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

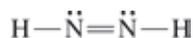
H : non hybridé, une seule orbitale s .

N : deux groupes d'électrons, hybridation sp .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- 6.41 (a) N_2H_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



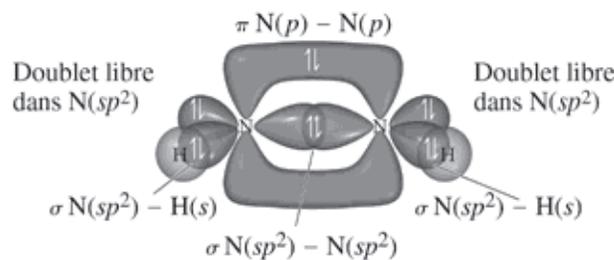
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve trois groupes d'électrons autour de chaque atome d'azote (la liaison double compte pour «un groupe d'électrons»).

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de trois groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^2 .

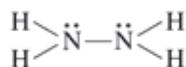
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

H : non hybridé, une seule orbitale s .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- (b) N_2H_4 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



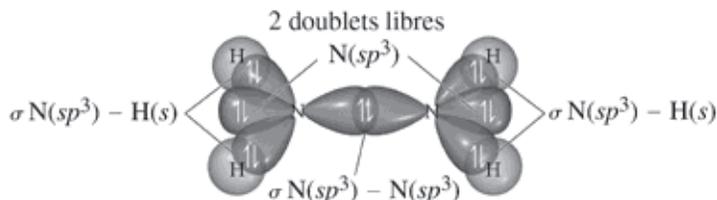
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve quatre groupes d'électrons autour de chaque atome d'azote.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de quatre groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp^3 .

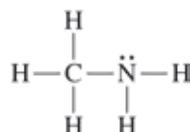
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

H : non hybridé, une seule orbitale s .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- (c) CH_3NH_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



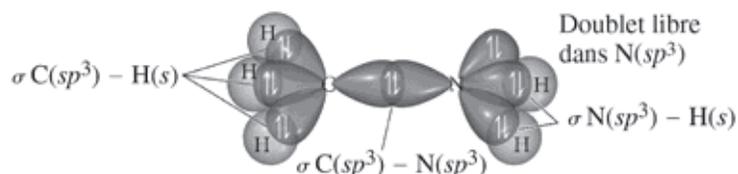
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on retrouve quatre groupes d'électrons autour de C et de N.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de quatre groupes d'électrons autour de l'atome entraîne une hybridation sp^3 de C et de N.

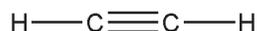
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

H : non hybridé, une seule orbitale s .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



6.42 (a) C_2H_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



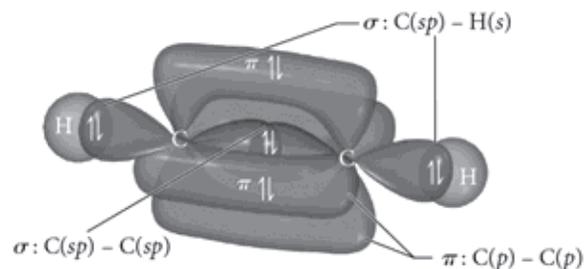
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve deux groupes d'électrons autour de chaque atome de carbone (la liaison triple compte pour «un groupe d'électrons»).

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de deux groupes d'électrons autour de l'atome central entraîne une hybridation sp .

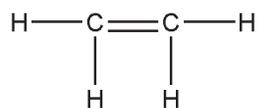
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

H : non hybridé, une seule orbitale s .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(b) C_2H_4 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



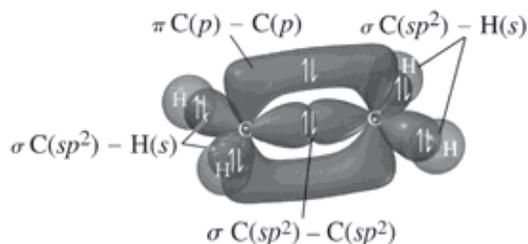
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve trois groupes d'électrons autour de chaque atome de carbone (la liaison double compte pour «un groupe d'électrons»).

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de trois groupes d'électrons autour de l'atome entraîne une hybridation sp^2 .

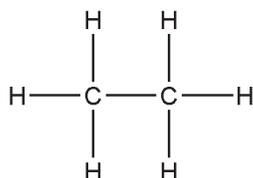
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

H : non hybridé, une seule orbitale *s*.

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(c) C₂H₆ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



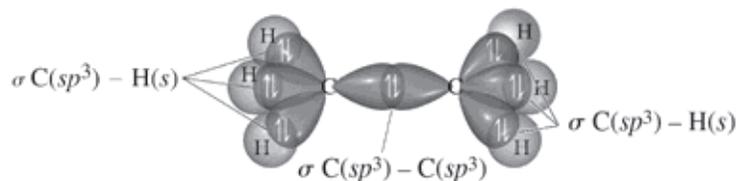
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour de l'atome central (ou des atomes internes): on trouve quatre groupes d'électrons autour de chaque atome de carbone.

Reportez-vous au tableau 6.3 pour choisir la bonne hybridation de l'atome central (ou des atomes internes): la présence de quatre groupes d'électrons autour de l'atome entraîne une hybridation *sp*³.

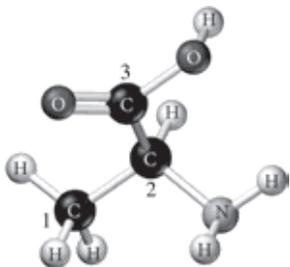
Déterminez le nombre de groupes d'électrons autour des atomes périphériques et déterminez-en l'hybridation.

H : non hybridé, une seule orbitale *s*.

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



6.43



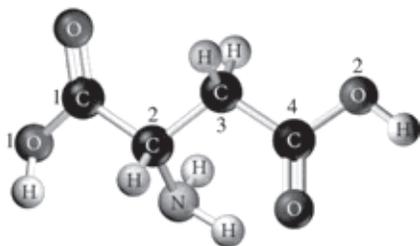
C—1 et C—2 ont chacun quatre groupes d'électrons autour de l'atome, ce qui entraîne de l'hybridation *sp*³.

C—3 a trois groupes d'électrons autour de l'atome, ce qui entraîne de l'hybridation *sp*².

O a quatre groupes d'électrons autour de l'atome, ce qui entraîne de l'hybridation *sp*³.

N a quatre groupes d'électrons autour de l'atome, ce qui entraîne de l'hybridation *sp*³.

6.44



C—1 et C—4 ont chacun trois groupes d'électrons autour de l'atome, ce qui entraîne de l'hybridation sp^2 .
 C—2 et C—3 ont chacun quatre groupes d'électrons autour de l'atome ce qui entraîne de l'hybridation sp^3 .
 O—1 et O—2 ont chacun quatre groupes d'électrons autour de l'atome ce qui entraîne de l'hybridation sp^3 .
 N a quatre groupes d'électrons autour de l'atome, ce qui entraîne de l'hybridation sp^3 .

Forces intermoléculaires (6.6)

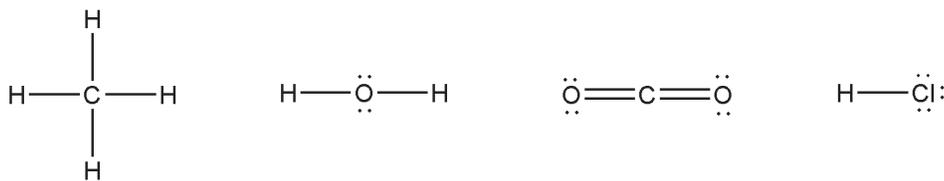
- 6.45 (a) Forces de dispersion.
 (b) Forces de dispersion et surtout ponts hydrogène.
 (c) Forces de dispersion et forces dipôle-dipôle.
 (d) Forces de dispersion.
- 6.46 (a) Forces de dispersion.
 (b) Forces de dispersion et forces dipôle-dipôle.
 (c) Forces de dispersion.
 (d) Forces de dispersion et surtout ponts hydrogène.
- 6.47 (a) Forces de dispersion et forces dipôle-dipôle.
 (b) Forces de dispersion et surtout ponts hydrogène.
 (c) Forces de dispersion.
 (d) Forces de dispersion.
- 6.48 (a) Forces de dispersion.
 (b) Forces de dispersion et forces dipôle-dipôle.
 (c) Forces de dispersion et surtout ponts hydrogène.
 (d) Forces de dispersion.
- 6.49 (a) $\text{CH}_4 < \text{(b) CH}_3\text{CH}_3 < \text{(c) CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} < \text{(d) CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Le premier facteur qui permet de classer des substances selon leur point d'ébullition est l'intensité des forces de dispersion qui s'exercent entre leurs molécules. Or, l'intensité de ces forces est proportionnelle au nombre d'électrons de chaque sorte de molécules. Selon ce facteur, le classement se présenterait donc ainsi: $\text{CH}_4 < \text{CH}_3\text{CH}_3 < \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} < \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$. Si on compare maintenant les deux dernières substances, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$ présente également des forces dipôle-dipôle en raison du lien C—Cl polaire ($\Delta\chi = 0,5$) et $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, des forces dipôle-dipôle (C—O, $\Delta\chi = 1,0$) et des ponts hydrogène grâce à la liaison O—H. Étant donné que les ponts hydrogène sont de loin les forces intermoléculaires les plus intenses dans ce groupe, c'est donc $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ qui a le point d'ébullition le plus élevé.

- 6.50 (a) $\text{H}_2\text{S} < (\text{b}) \text{H}_2\text{Se} < (\text{c}) \text{H}_2\text{O}$. Les deux premières substances ne présentent que des forces de dispersion et des forces dipôle-dipôle assez faibles, de sorte que le point d'ébullition augmente avec le nombre d'électrons qui augmente. La troisième molécule présente en plus des liaisons hydrogène. Étant donné que ces derniers sont de loin les forces intermoléculaires les plus intenses dans ce groupe, la dernière substance a le point d'ébullition le plus élevé.
- 6.51 (a) CH_3OH a le point d'ébullition le plus élevé parce que ses molécules présentent des ponts hydrogène.
 (b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ a le point d'ébullition le plus élevé parce que ses molécules présentent des ponts hydrogène.
 (c) CH_3CH_3 a le point d'ébullition le plus élevé parce que ses molécules ont le plus grand nombre d'électrons, donc les plus grandes forces de dispersion.
- 6.52 (a) NH_3 a le point d'ébullition le plus élevé parce que ses molécules présentent des ponts hydrogène.
 (b) CS_2 a le point d'ébullition le plus élevé parce que ses molécules ont le plus grand nombre d'électrons, donc les plus grandes forces de dispersion.
 (c) NO_2 a le point d'ébullition le plus élevé parce que ses molécules présentent des forces dipôle-dipôle.
- 6.53 (a) Br_2 a la pression de vapeur la plus élevée parce que ses molécules ont le plus faible nombre d'électrons, donc les plus faibles forces de dispersion.
 (b) H_2S a la pression de vapeur la plus élevée parce que ses molécules ne présentent pas de ponts hydrogène.
 (c) PH_3 a la pression de vapeur la plus élevée parce que ses molécules ne présentent pas de ponts hydrogène.
- 6.54 (a) CH_4 a la pression de vapeur la plus élevée parce que ses molécules ont le plus faible nombre d'électrons, donc les plus faibles forces de dispersion, et ne présentent pas de forces dipôle-dipôle comme CH_3Cl .
 (b) Même si les deux substances peuvent former des ponts hydrogène, CH_3OH a la pression de vapeur la plus élevée parce que ses molécules ont le plus faible nombre d'électrons, donc les plus faibles forces de dispersion.
 (c) CH_2O a la pression de vapeur la plus élevée parce que ses molécules ont le plus faible nombre d'électrons, donc les plus faibles forces de dispersion et ne présentent pas de ponts hydrogène comme CH_3OH .
- 6.55 (a) Cette paire ne forme pas une solution homogène parce que CCl_4 est non polaire et interagit seulement par des forces de dispersion alors que H_2O est très polaire et interagit principalement par des ponts hydrogène.
 (b) Cette paire forme une solution homogène. Il y a des interactions ions-dipôle entre les ions K^+ et Cl^- et les molécules d'eau.
 (c) Cette paire forme une solution homogène. Des forces de dispersion sont présentes entre toutes les molécules.
 (d) Cette paire forme une solution homogène parce que $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ et H_2O interagissent tous les deux par des liaisons hydrogène et que la partie peu polaire (CH_3CH_2) de l'éthanol, se comportant comme une molécule non polaire, n'est pas assez importante pour repousser les molécules d'eau et empêcher la solubilisation.

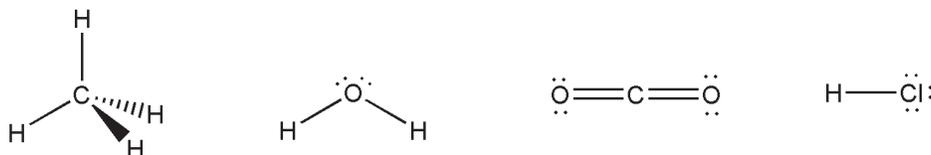
- 6.56 (a) Cette paire forme une solution homogène. Il n'y a que des forces de dispersion présentes.
- (b) Cette paire ne forme pas une solution homogène parce que CBr_4 est non polaire et interagit seulement par des forces de dispersion alors que H_2O est très polaire et interagit principalement par des ponts hydrogène.
- (c) Cette paire forme une solution homogène. Il y a des interactions ions-dipôle entre les ions Li^+ et NO_3^- et les molécules d'eau et des ponts hydrogène entre les ions NO_3^- et les molécules d'eau.
- (d) Cette paire ne forme pas une solution homogène parce que CH_3OH interagit principalement par des ponts hydrogène et que l'autre substance interagit seulement par des forces de dispersion.

PROBLÈMES RÉCAPITULATIFS

6.57 Écrivez la structure de Lewis des molécules et déterminez leur géométrie moléculaire.



Établir leur géométrie moléculaire.



Déterminez si les molécules comportent des liaisons polaires.

L'électronégativité de $\text{H} = 2,2$, $\text{C} = 2,5$, $\text{O} = 3,5$ et $\text{Cl} = 3,0$. Par conséquent, les liaisons $\text{O}-\text{H}$, $\text{O}-\text{C}$ et $\text{H}-\text{Cl}$ sont polaires selon le tableau 5.5 alors que les liaisons $\text{C}-\text{H}$ sont non polaires (différence d'électronégativité inférieure à 0,39). La molécule de CH_4 ne possédant pas de liaisons polaires, elle est non polaire (de plus, bien que les liens aient en réalité une très faible polarité, la somme vectorielle des différentes liaisons est nulle). La liaison de HCl étant polaire, la molécule est polaire (il n'y a qu'une liaison dans la molécule).

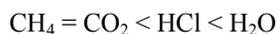
Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net dans les molécules de H_2O et de CO_2 .



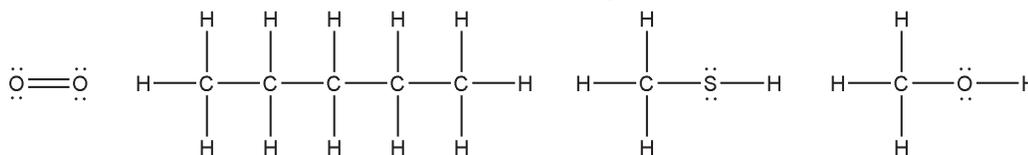
Étant donné que la géométrie moléculaire est angulaire, les deux moments dipolaires de la molécule d'eau s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule d'eau est polaire.

Étant donné que la géométrie moléculaire est linéaire, les deux moments dipolaires de la molécule de CO_2 s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net nul. La molécule de CO_2 est non polaire.

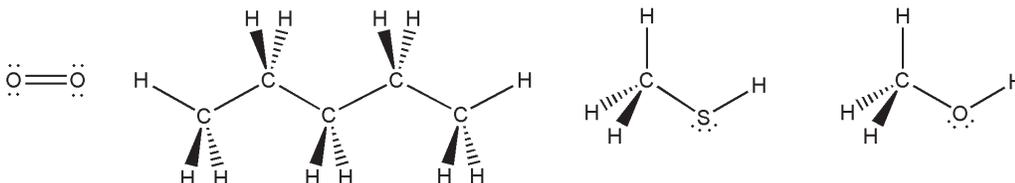
Comparez la polarité de chacun des liens covalents de HCl et de H_2O . HCl : (1 lien) $\Delta\chi_{\text{H-Cl}} = 0,8$. H_2O : (2 liens) $\Delta\chi_{\text{O-H}} = 1,3$. Le H_2O contient un plus grand nombre de liens polaires et des liens plus polaires.



6.58 Écrivez la structure de Lewis des molécules et déterminez leur géométrie moléculaire.



Établir leur géométrie moléculaire.



Déterminez si les molécules comportent des liaisons polaires.

L'électronégativité de H = 2,2, C = 2,5, O = 3,5 et S = 2,5. Par conséquent, la liaison O-H est polaire selon le tableau 5.5 alors que les liaisons O-O, H-C, C-C, S-H et C-S sont non polaires (différence d'électronégativité inférieure à 0,39).

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net:

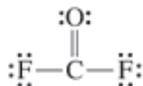


Étant donné la géométrie moléculaire angulaire des liens C-O et O-H, les deux moments dipolaires de la molécule d'eau s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro. La molécule d'eau est polaire.

Comparez O₂, C₅H₁₂ et CH₃SH. O₂ : (1 lien) $\Delta\chi_{O-O} = 0$. C₅H₁₂ : (4 liens) $\Delta\chi_{C-C} = 0$, (12 liens) $\Delta\chi_{C-H} = 0,3$, CH₃SH : (3 liens) $\Delta\chi_{C-H} = 0,3$, (1 lien) $\Delta\chi_{C-S} = 0$, (1 lien) $\Delta\chi_{S-H} = 0,3$. La molécule de O₂ ne possède qu'un lien (double) covalent pur. Bien que les liens C-H et S-H soient considérés comme non polaires (leur très faible polarité est négligeable au niveau des propriétés des molécules), on peut quand même les classer selon leur différence d'électronégativité comme étant un peu plus polaires que le lien O=O. La géométrie des liens du C₅H₁₂ crée cependant une polarité plus faible que celle du CH₃SH.



6.59 (a) COF₂ Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



En vous aidant de la théorie RPEV, prédiriez la géométrie électronique:

La géométrie électronique de trois groupes d'électrons autour de l'atome central est triangulaire plane. Trois doublets liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

L'électronégativité de C = 2,5, O = 3,5 et F = 4,0. Donc, les liaisons sont polaires.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Même si une géométrie triangulaire plane est normalement non polaire, étant donné que les liaisons ont des moments dipolaires différents, la somme des moments dipolaires ne donne pas zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

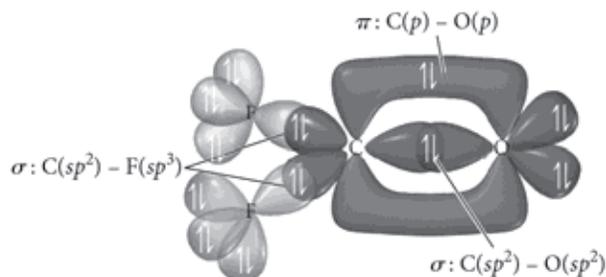
Choisissez les bonnes hybridations des atomes en vous basant sur le nombre de groupes d'électrons entourant l'atome.

F : quatre groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3 .

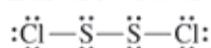
C : trois groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^2 .

O : trois groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^2 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(b) S_2Cl_2 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



En vous aidant de la théorie RPEV, prédiriez la géométrie électronique:

La géométrie électronique de quatre groupes d'électrons autour de l'atome central est tétraédrique. Deux doublets liants et deux doublets libres entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

L'électronégativité de S = 2,5 et Cl = 3,0. Donc, les liaisons sont polaires.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Dans une géométrie triangulaire plane la somme des moments dipolaires ne donne pas zéro.

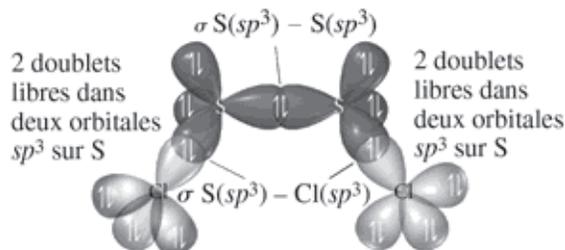
La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

Choisissez les bonnes hybridations des atomes en vous basant sur le nombre de groupes d'électrons entourant l'atome.

Cl : quatre groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3 .

S : quatre groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(c) SF_4 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



En vous aidant de la théorie RPEV, prédisez la géométrie électronique:

La géométrie électronique de cinq groupes d'électrons autour de l'atome central est bipyramidale à base triangulaire. Quatre doublets liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire à bascule.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

L'électronégativité de S = 2,5 et F = 4,0. Donc, les liaisons sont polaires.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

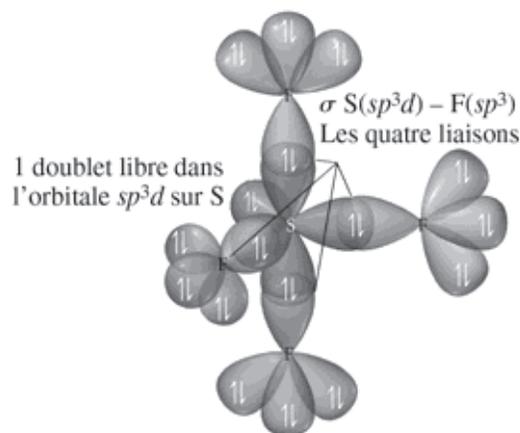
Dans une géométrie à bascule, la somme des moments dipolaires ne donne pas zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

Choisissez les bonnes hybridations des atomes en vous basant sur le nombre de groupes d'électrons entourant l'atome.

F : quatre groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3 .

S : cinq groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3d .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



6.60 (a) IF_5 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



En vous aidant de la théorie RPEV, prédisez la géométrie électronique:

La géométrie électronique de six groupes d'électrons autour de l'atome central est octaédrique. Cinq doublets liants et un doublet d'électrons libres entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base carrée.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

L'électronégativité de I = 2,5 et F = 4,0. Donc, les liaisons sont polaires.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

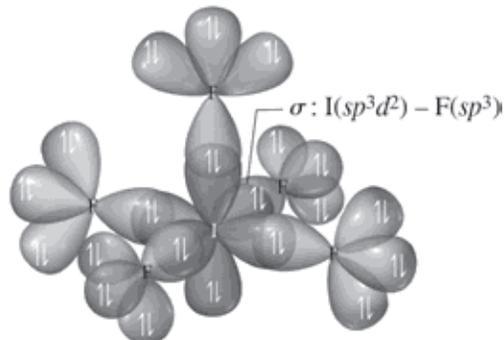
Dans une géométrie pyramidale à base carrée, la somme des moments dipolaires ne donne pas zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

Choisissez les bonnes hybridations des atomes en vous basant sur le nombre de groupes d'électrons entourant l'atome.

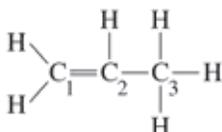
F : quatre groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3 .

I : six groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3d^2 .

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



(b) CH_2CHCH_3 Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



En vous aidant de la théorie RPEV, prédiriez la géométrie électronique:

C—1 et C—2 ont chacun trois groupes d'électrons autour de l'atome, ce qui est de la géométrie électronique triangulaire plane. Trois doublets d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C—3 a quatre groupes d'électrons autour de l'atome C; quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. Quatre doublets liants entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

L'électronégativité de C = 2,5 et H = 2,1. Donc, les liaisons sont légèrement polaires.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Une géométrie triangulaire plane et une géométrie moléculaire tétraédrique entraînent un moment dipolaire net de zéro. La molécule est non polaire.

Choisissez les bonnes hybridations des atomes en vous basant sur le nombre de groupes d'électrons entourant l'atome.

C—1 : trois groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^2 .

C—2 : trois groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^2 .

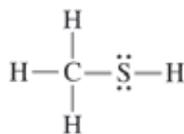
C—3 : quatre groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3 .

H : non hybridé, une seule orbitale s

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- (c) CH₃SH Écrivez la structure de Lewis de la molécule:



En vous aidant de la théorie RPEV, prédiriez la géométrie électronique:

Quatre groupes d'électrons autour de l'atome C et de l'atome S entraînent une géométrie électronique tétraédrique. Quatre doublets d'électrons liants autour de C entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique et deux groupes d'électrons liants et deux doublets libres autour de S entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

Déterminez si la molécule comporte des liaisons polaires:

L'électronégativité de C = 2,5, S = 2,5 et H = 2,1. Les liaisons C—H et la liaison S—H sont légèrement polaires et la liaison C—S est non polaire.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent ensemble de manière à former un moment dipolaire net:

Dans les deux géométries moléculaires, la somme des moments dipolaires ne donne pas zéro. La molécule est polaire. Consultez le tableau 6.2 (p. 240 dans le manuel) pour vérifier comment les moments dipolaires s'additionnent afin de déterminer la polarité.

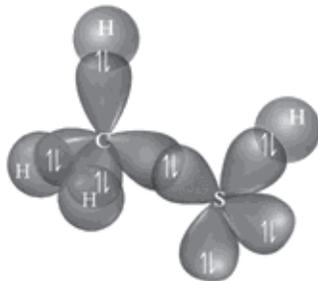
Choisissez les bonnes hybridations des atomes en vous basant sur le nombre de groupes d'électrons entourant l'atome.

C : quatre groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3 .

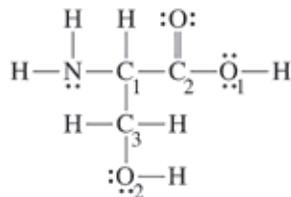
S : quatre groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3 .

H : non hybridé, une seule orbitale s

Faites le schéma de la molécule et identifiez les liaisons:



- 6.61 (a) Sérine.

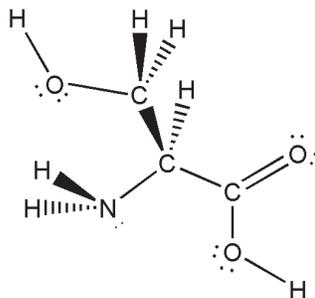


C—1 et C—3 ont chacun quatre groupes d'électrons autour de l'atome. Quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. La géométrie électronique tétraédrique a une hybridation sp^3 . Quatre groupes d'électrons liants et aucun doublet libre entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique.

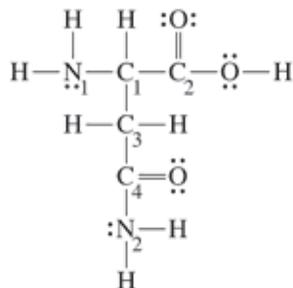
C—2 a trois groupes d'électrons autour de l'atome. Trois groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane. La géométrie électronique triangulaire plane a une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons et aucun doublet libre entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N a quatre groupes d'électrons autour de l'atome. Quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. La géométrie électronique tétraédrique a une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

O—1 et O—2 ont chacun quatre groupes d'électrons autour de l'atome. Quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. La géométrie électronique tétraédrique a une hybridation sp^3 . Deux groupes d'électrons liants et deux doublets libres entraînent une géométrie moléculaire angulaire.



(b) Asparagine.

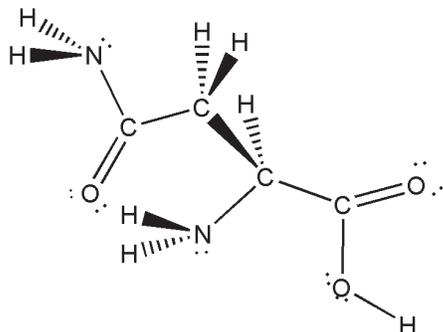


C—1 et C—3 ont chacun quatre groupes d'électrons autour de l'atome. Quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. La géométrie électronique tétraédrique a une hybridation sp^3 . Quatre groupes d'électrons liants et aucun doublet libre entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique.

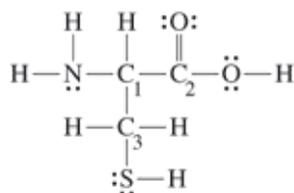
C—2 et C—4 ont chacun trois groupes d'électrons autour de l'atome. Trois groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane. La géométrie triangulaire plane a une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N—1 et N—2 ont chacun quatre groupes d'électrons autour de l'atome. Quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. La géométrie électronique tétraédrique a une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

O a quatre groupes d'électrons autour de l'atome. Quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. La géométrie électronique tétraédrique a une hybridation sp^3 . Deux groupes d'électrons liants et deux doublets libres entraînent une géométrie moléculaire angulaire.



(c) Cystéine.

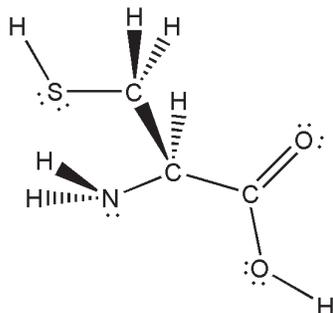


C—1 et C—3 ont chacun quatre groupes d'électrons autour de l'atome. Quatre groupes d'électrons entraînent à une géométrie électronique tétraédrique. La géométrie électronique tétraédrique a une hybridation sp^3 . Quatre groupes d'électrons liants et aucun doublet libre entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique.

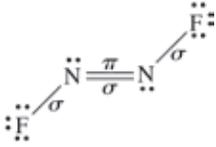
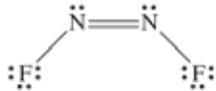
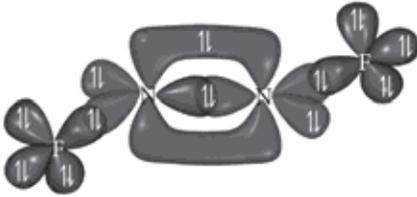
C—2 a trois groupes d'électrons autour de l'atome. Trois groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane. La géométrie triangulaire plane a une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N a quatre groupes d'électrons autour de l'atome. Quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. La géométrie électronique tétraédrique a une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

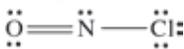
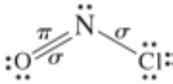
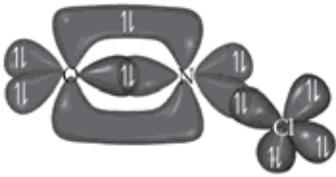
O et S ont chacun quatre groupes d'électrons autour de l'atome. Quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique. La géométrie électronique tétraédrique a une hybridation sp^3 . Deux groupes d'électrons liants et deux doublets libres entraînent une géométrie moléculaire angulaire.



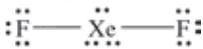
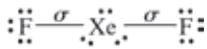
6.62 (a)

<p>1. Aucune charge formelle.</p> 	<p>2.</p> <p>(a)</p>  <p>(b)</p> 
<p>2. Géométrie électronique Géométrie moléculaire N : triangulaire plane N : angulaire</p>	
<p>3. Molécule : la forme (a) est non polaire (la somme vectorielle des moments dipolaires des liens N-F est nulle) et la forme (b) est polaire (la somme vectorielle des moments dipolaires des liens N-F est non nulle).</p>	
<p>4. N : sp^2 F : sp^3 σ : 3 π : 1</p>	<p>5.</p> 

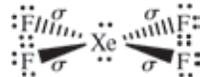
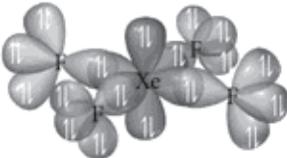
(b)

<p>1. Aucune charge formelle.</p> 	<p>2.</p> 
<p>2. Géométrie électronique Géométrie moléculaire N : triangulaire plane N : angulaire</p>	
<p>3. Molécule polaire (la somme vectorielle des moments dipolaires des liens N-O et N-Cl est non nulle).</p>	
<p>4. N : sp^2 O : sp^2 Cl : sp^3 σ : 2 π : 1</p>	<p>5.</p> 

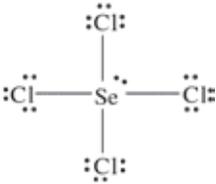
(c)

1. Aucune charge formelle. 	2. 
2. Géométrie électronique Xe : bipyramidale à base triangulaire (hexaédrique)	Géométrie moléculaire Xe : linéaire
3. Molécule non polaire (la somme vectorielle des moments dipolaires des liens Xe-F est nulle).	
4. Xe : sp^3d F : sp^3 σ : 2 π : 0	5. 

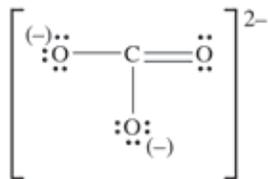
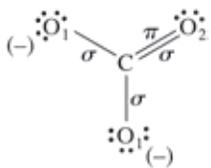
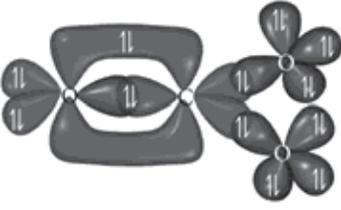
(d)

1. Aucune charge formelle. 	2. 
2. Géométrie électronique Xe : bipyramidale à base carrée (octaédrique)	Géométrie moléculaire Xe : plane carrée
3. Molécule non polaire (la somme vectorielle des moments dipolaires des liens Xe-F est nulle).	
4. Xe : sp^3d^2 F : sp^3 σ : 4 π : 0	5. 

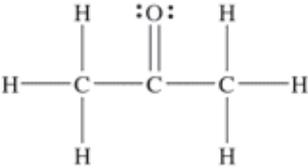
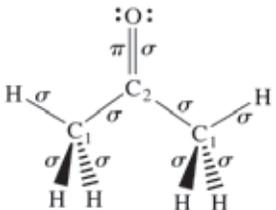
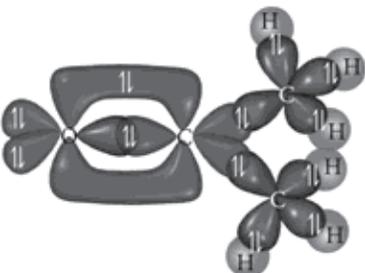
(e)

<p>1. Aucune charge formelle.</p> 	<p>2.</p> 
<p>2. Géométrie électronique Se : bipyramidale à base triangulaire (hexaédrique)</p>	<p>Géométrie moléculaire Se : à bascule</p>
<p>3. Molécule polaire (la somme vectorielle des moments dipolaires des liens Se-Cl est non nulle).</p>	
<p>4. Se : sp^3d Cl : sp^3 σ : 4 π : 0</p>	<p>5.</p> 

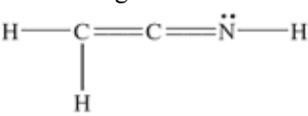
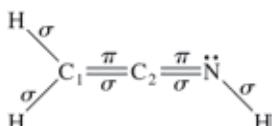
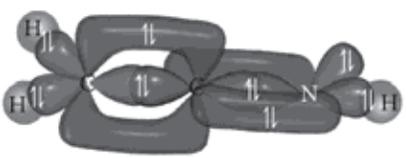
6.63 (a)

<p>1.</p> 	<p>2.</p> 
<p>2. Géométrie électronique C : triangulaire plane</p>	<p>Géométrie moléculaire C : triangulaire plane</p>
<p>3. Ne s'applique pas.</p>	
<p>4. C : sp^2 O₁ : sp^3 O₂ : sp^2 σ : 3 π : 1</p>	<p>5.</p> 

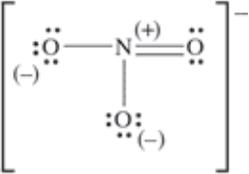
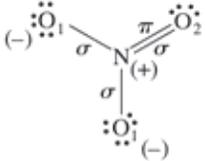
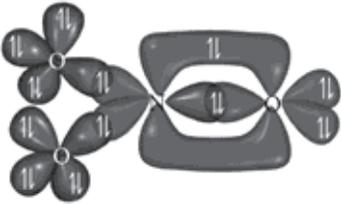
(b)

<p>1. Aucune charge formelle.</p> 	<p>2.</p> 
<p>2. Géométrie électronique C_1 : tétraédrique C_2 : triangulaire plane</p>	<p>Géométrie moléculaire C_1 : tétraédrique C_2 : triangulaire plane</p>
<p>3. Molécule polaire (le moment dipolaire du lien C-O est non nul).</p>	
<p>4. H : non hybridés. C_1 : sp^3 C_2 : sp^2 O : sp^2 σ : 9 π : 1</p>	<p>5.</p> 

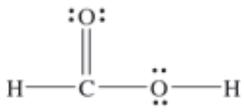
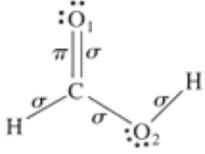
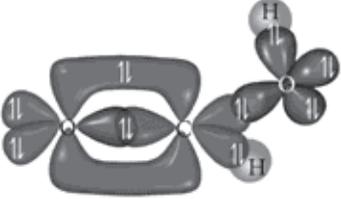
(c)

<p>1. Aucune charge formelle.</p> 	<p>2.</p> 
<p>2. Géométrie électronique C_1 : triangulaire plane C_2 : linéaire N : triangulaire plane</p>	<p>Géométrie moléculaire C_1 : triangulaire plane C_2 : linéaire N : angulaire</p>
<p>3. Molécule polaire (la somme vectorielle des moments dipolaires des liens C-N et H-N est non nulle).</p>	
<p>4. H : non hybridé. N : sp^2 C_1 : sp^2 C_2 : sp σ : 5 π : 2</p>	<p>5.</p> 

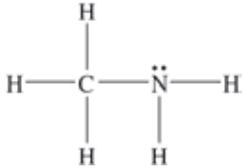
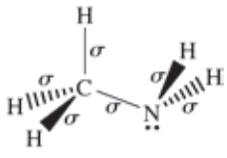
(d)

<p>1.</p> 	<p>2.</p> 
<p>2. Géométrie électronique N : triangulaire plane</p>	<p>Géométrie moléculaire N : triangulaire plane</p>
<p>3. Ne s'applique pas.</p>	
<p>4. N : sp^2 O₁ : sp^3 O₂ : sp^2 σ : 3 π : 1</p>	<p>5.</p> 

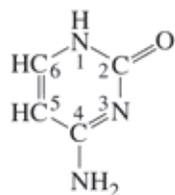
(e)

<p>1. Aucune charge formelle.</p> 	<p>2.</p> 
<p>2. Géométrie électronique C : triangulaire plane O₂ : tétraédrique</p>	<p>Géométrie moléculaire C : triangulaire plane O₂ : angulaire</p>
<p>3. Molécule polaire (la somme vectorielle des moments dipolaires des liens H-O et C-O est non nulle).</p>	
<p>4. H : non hybridé. C : sp^2 O₁ : sp^2 O₂ : sp^3 σ : 4 π : 1</p>	<p>5.</p> 

(f)

<p>1. Aucune charge formelle.</p> 	<p>2.</p> 
<p>2. Géométrie électronique C : tétraédrique N : tétraédrique</p>	<p>Géométrie moléculaire C : tétraédrique N : pyramidale à base triangulaire</p>
<p>3. Molécule polaire (la somme vectorielle des moments dipolaires des liens C-N et N-H est non nulle).</p>	
<p>4. H : non hybridé. C : sp^3 N : sp^3 σ : 6 π : 0</p>	<p>5.</p> 

6.64 (a) Cytosine.



N—1 a trois groupes d'électrons liants et un doublet libre; quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique et une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants et un doublet d'électrons libres entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

C—2 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet d'électrons libres; trois groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et de l'hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N—3 a deux groupes d'électrons liants et un doublet libre; trois groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Deux groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

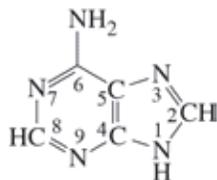
C—4 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et à une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C—5 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et à une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C—6 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et à une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N à l'extérieur du cycle a trois groupes d'électrons liants et un doublet libre; quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique et une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

(b) Adénine.



N—1 a deux groupes d'électrons liants et un doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Deux groupes d'électrons liants et un doublet d'électrons libres entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

C—2 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet d'électrons libres; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et de l'hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N—3 a deux groupes d'électrons liants et un doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Deux groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

C—4 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C—5 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C—6 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

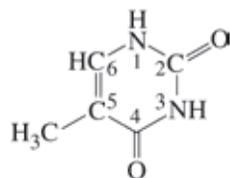
N—7 a deux groupes d'électrons liants et un doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Deux groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

C—8 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N—9 a trois groupes d'électrons liants et un doublet libre; quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique et une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

N à l'extérieur du cycle a trois groupes d'électrons liants et un doublet libre; quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique et une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

(c) Thymine.



N—1 a trois groupes d'électrons liants et un doublet libre; quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique et une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

C—2 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet d'électrons libres à; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et de l'hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N—3 a trois groupes d'électrons liants et un doublet libre; quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique et une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

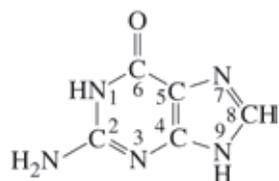
C—4 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et à une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C—5 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C—6 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C à l'extérieur du cycle a quatre groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique entraîne et une hybridation sp^3 . Quatre groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique.

(d) Guanine.



N—1 a trois groupes d'électrons liants et un doublet libre; quatre groupes d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique et une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

C—2 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet d'électrons libres; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et de l'hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N—3 a deux groupes d'électrons liants et un doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Deux groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

C—4 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C—5 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

C—6 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N—7 a deux groupes d'électrons liants et un doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Deux groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire angulaire.

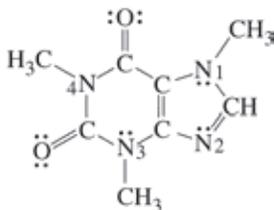
C—8 a trois groupes d'électrons liants et aucun doublet libre; trois doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique triangulaire plane et une hybridation sp^2 . Trois groupes d'électrons liants entraînent une géométrie moléculaire triangulaire plane.

N—9 a trois groupes d'électrons liants et un doublet libre; quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique et une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

N à l'extérieur du cycle a trois groupes d'électrons liants et un doublet libre; quatre doublets d'électrons entraînent une géométrie électronique tétraédrique et une hybridation sp^3 . Trois groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire.

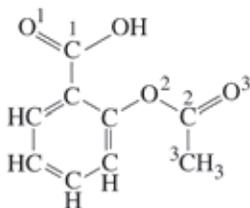
- 6.65 4 liaisons π , 25 liaisons σ ; les doublets libres sur les atomes O et sur N—2 occupent des orbitales sp^2 ; les doublets libres sur N—1, N—3 et N—4 occupent des orbitales sp^3 .

Caféine



- 6.66 5 liaisons π , 21 liaisons σ .

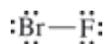
Aspirine



La rotation est possible autour de la liaison entre C—1 et le cycle et entre la liaison C—1 et le groupement OH. Elle est aussi possible autour de la liaison entre O—2 et le cycle et autour de la liaison entre O—2 et C—2. La rotation est permise autour de la liaison entre C—2 et C—3. La liaison entre C—1 et O—1 est restreinte, la structure du cycle est rigide et la liaison entre C—2 et O—3 est restreinte.

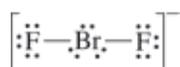
- 6.67 (a) Hydrosoluble: les quatre groupes C—O—H, la liaison C = O et les liaisons C—O dans le cycle rendent la molécule polaire. À cause de la grande différence d'électronégativité entre C et O et entre O et H, chacune des liaisons a un moment dipolaire. La somme des moments dipolaires ne donne *pas* un moment dipolaire net de zéro, donc la molécule est polaire. Les quatre groupes O—H sont aptes à faire des ponts hydrogène. Étant donné qu'elle est polaire et qu'elle peut faire des ponts hydrogène avec les molécules d'eau, elle est hydrosoluble.
- (b) Liposoluble: il n'y a qu'un groupe C—O—H dans la molécule. Le moment dipolaire de cette partie de la molécule n'est pas suffisant pour la rendre globalement polaire. Au contraire, la majorité de la structure est non polaire par ses liaisons C—H et C—C qui favorisent les forces de dispersion, repoussant ainsi les molécules d'eau qui préfèrent interagir par liaisons hydrogène.
- (c) Hydrosoluble: le groupement acide carboxylique (groupe COOH) ainsi que l'atome N dans le cycle rendent la molécule polaire et sont aptes à faire des ponts hydrogène avec des molécules d'eau. Le dipôle net de la molécule n'est pas de zéro; par conséquent, la molécule est polaire.
- (d) Liposoluble: les deux atomes O dans la structure contribuent pour une très petite partie au moment dipolaire net de la molécule. Même si ces atomes O sont aptes à faire des ponts hydrogène avec des molécules d'eau, il n'en demeure pas moins que la majeure partie de la molécule est non polaire et préfère interagir par des forces de dispersion, ce qui en fait une substance liposoluble.
- 6.68 La molécule de savon possède une extrémité hydrocarbonée non polaire et une extrémité ionique —COO⁻ Na⁺. Quand le savon se dissout dans l'eau, les molécules de stéarate de sodium s'assemblent pour former des petites sphères (appelées micelles) avec les extrémités non polaires à l'intérieur et les extrémités ioniques sur la surface. L'extrémité ionique interagit avec les molécules d'eau par des forces ion-dipôle et des ponts hydrogène, alors que l'extrémité hydrocarbonée non polaire attire la graisse non polaire et interagit avec celle-ci par des forces de dispersion. Cela permet à l'eau savonneuse d'enlever la graisse en emprisonnant la graisse à l'intérieur de la micelle.

6.69 BrF (14 électrons de valence)



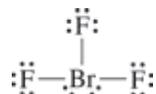
Aucun atome central, pas d'hybridation, pas de structure électronique.

BrF₂⁻ (22 électrons de valence)



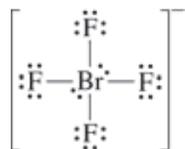
Il y a cinq groupes électroniques sur l'atome central, de sorte que la géométrie électronique est bipyramidale à base triangulaire. Les deux groupes liants et les trois doublets libres confèrent une géométrie moléculaire linéaire. Une géométrie électronique bipyramidale à base triangulaire entraîne une hybridation sp^3d .

BrF₃ (28 électrons de valence)



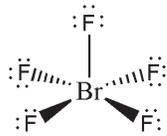
Il y a cinq groupes électroniques sur l'atome central, de sorte que la géométrie électronique est bipyramidale à base triangulaire. Les trois groupes liants et les deux doublets libres confèrent une géométrie moléculaire en forme de T. Une géométrie électronique bipyramidale à base triangulaire entraîne une hybridation sp^3d .

BrF_4^- (36 électrons de valence)



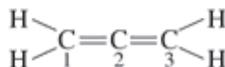
Il y a six groupes électroniques sur l'atome central, de sorte que la géométrie électronique est octaédrique. Les quatre groupes liants et les deux doublets libres confèrent une géométrie moléculaire plane carrée. Une géométrie électronique octaédrique entraîne une hybridation sp^3d^2 .

BrF_5 (42 électrons de valence)



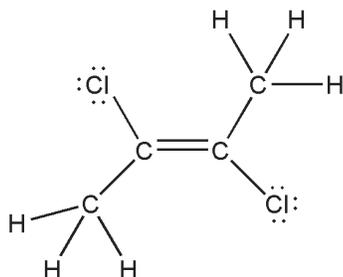
Il y a six groupes électroniques sur l'atome central, de sorte que la géométrie électronique est octaédrique. Les cinq groupes liants et le doublet libre confèrent une géométrie moléculaire pyramidale à base carrée. Une géométrie électronique octaédrique entraîne une hybridation sp^3d^2 .

6.70 Écrivez la structure de Lewis:



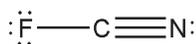
C—1 et C—3 ont chacun trois groupes d'électrons autour de l'atome, ce qui correspond à une géométrie électronique triangulaire plane entraînant une hybridation sp^2 sur C avec une orbitale p non hybridée pour former la liaison π . C—2 a deux groupes d'électrons et est linéaire, ce qui entraîne une hybridation sp avec des orbitales $2p$ non hybridées pour former les liaisons π . Selon la théorie de la liaison de valence, les liaisons π se forment par le recouvrement latéral des orbitales p . Étant donné que les orbitales p non hybridées sur C—2 sont perpendiculaires l'une à l'autre, les liaisons π formées entre C—1 et C—2 et entre C—2 et C—3 doivent également être perpendiculaires entre elles. Par conséquent, les deux structures triangulaires planes à C—1 et C—3 seront perpendiculaires entre elles.

6.71 Écrivez la structure de Lewis: $\text{C}_4\text{H}_6\text{Cl}_2$ (36 électrons de valence).



Même si les liaisons C—Cl sont polaires, le dipôle net est de zéro parce que les liaisons C—Cl et les liaisons C—CH₃ sont situées aux côtés opposés de la liaison double. Il s'ensuit l'annulation mutuelle des vecteurs de liaison.

6.72 Écrivez la structure de Lewis: FCN (16 électrons de valence).



Déterminez l'hybridation des atomes en vous basant sur le nombre de groupes d'électrons entourant l'atome.

F : quatre groupes d'électrons entraînent une hybridation sp^3 .

C : 2 groupes d'électrons entraînent une hybridation sp .

N : 2 groupes d'électrons entraînent une hybridation sp .

Une liaison σ se forme entre une orbitale hybride sp de C et une orbitale hybride sp^3 de F ; une liaison σ se forme entre une orbitale hybride sp de C et une orbitale hybride sp de N ; deux liaisons π se forment entre les orbitales p de C et les orbitales p de N.

6.73 En général, le point de fusion augmente avec le nombre d'électrons d'une substance covalente. Plus une molécule compte d'électrons, plus elle est apte à former des dipôles instantanés et donc à interagir avec ses voisines par des forces de dispersion. C'est ce qui explique que les températures de fusion augmentent de HCl à HBr à HI. HF est l'exception à la règle. Même si cette substance exerce les plus faibles forces de dispersion, son point de fusion est relativement élevé en raison des forces intermoléculaires importantes dues aux ponts hydrogène.

6.74 En général, le point d'ébullition augmente avec le nombre d'électrons d'une substance covalente. Plus une molécule compte d'électrons, plus elle est apte à former des dipôles instantanés et donc à interagir avec ses voisines par des forces de dispersion. C'est ce qui explique que les températures d'ébullition augmentent de H_2S à H_2Se à H_2Te . H_2O est l'exception à la règle. Même si cette substance exerce les plus faibles forces de dispersion, son point d'ébullition est relativement élevé en raison des forces intermoléculaires importantes dues aux ponts hydrogène.

PROBLÈMES DÉFIS

6.75 Selon la théorie de la liaison de valence, CH_4 , NH_3 et H_2O sont tous hybridés sp^3 . Cette hybridation donne naissance à une configuration du groupe électronique avec un angle de liaison de $109,5^\circ$. NH_3 et H_2O dévient de cet angle de liaison idéal parce que leurs doublets libres occupent une (NH_3) ou deux (H_2O) de ces orbitales sp^3 . La présence de doublets libres abaisse la tendance des orbitales de l'atome central à s'hybrider. Par conséquent, la présence de doublets libres modifie l'angle de liaison de l'angle hybride de $109,5^\circ$ pour l'amener plus près de l'angle non hybridé de 90° .

6.76 (a) Un lien simple C-C possède un $\Delta H_{\text{liaison}}$ de 347 kJ/mol (tableau 5.7) alors qu'un lien double C=C possède un $\Delta H_{\text{liaison}}$ de 611 kJ/mol. Le force du lien π qui s'ajoute au lien σ est donc de (611-347) kJ/mol, soit 264 kJ/mol, ce qui représente :

$$264 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \times \frac{1000 \text{ J}}{\text{kJ}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules}} = 4,38 \times 10^{-19} \frac{\text{J}}{\text{molécule}}$$

(b) Calculez la fréquence ou la longueur d'onde du photon ayant une énergie de $4,30 \times 10^{-19}$ J pouvant briser le lien π et permettant la rotation autour du lien σ (isomérisation).

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\nu = \frac{4,38 \times 10^{-19} \text{ J}}{6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}} = 6,61 \times 10^{14} \text{ s}^{-1} = 6,61 \times 10^{14} \text{ Hz}$$

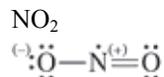
$$\lambda = \frac{4,38 \times 10^{-19} \text{ J}}{(6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}) \left(3,00 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}}\right)} = 454 \times 10^{-9} \text{ m} = 454 \text{ nm}$$

Donc, région du visible (lumière bleue).

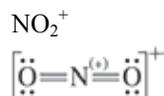
6.77 Écrivez la structure de Lewis de chaque espèce:

Déterminez la géométrie des doublets électroniques autour de chaque atome central.

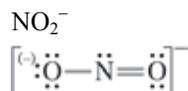
Déterminez la géométrie moléculaire, déterminez les angles de liaison théoriques et prédiriez les angles de liaison réels.



Deux groupes liants et un électron libre entraînent une géométrie électronique triangulaire plane; la géométrie moléculaire est angulaire. Les angles de liaison théoriques de la géométrie électronique triangulaire plane sont de 120° . On s'attend à ce que l'angle de liaison soit légèrement inférieur à 120° à cause de l'électron libre qui occupe la troisième orbitale sp^2 .



Deux groupes liants et aucun doublet libre entraînent une géométrie électronique et une géométrie moléculaire linéaires. L'angle de liaison de la géométrie électronique linéaire est de 180° .

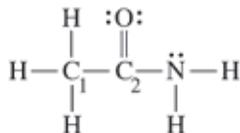


Deux groupes d'électrons liants et un doublet libre entraînent une géométrie électronique triangulaire plane; la géométrie moléculaire est angulaire.

Les angles de liaison théoriques de la géométrie électronique triangulaire plane sont de 120° . On s'attend à ce que l'angle de liaison soit légèrement inférieur à 120° à cause du doublet d'électrons libres qui occupent la troisième orbitale sp^2 . De plus, l'angle de liaison doit être inférieur à l'angle de liaison dans NO_2 en raison de la présence de doublets libres qui diminue la tendance des orbitales de l'atome central à s'hybrider. Par conséquent, à mesure que des doublets libres sont ajoutés, l'angle de liaison s'écarte davantage de l'angle hybride de 120° vers l'angle non hybride de 90° , et les deux électrons augmentent cette tendance.

6.78 À mesure qu'on se déplace de haut en bas dans la colonne de F à Cl à Br à I, le rayon atomique des atomes augmente. Pour cette raison, les atomes plus volumineux ne peuvent pas être accommodés avec des angles de liaison plus petits. Les orbitales des atomes liés commenceraient à se chevaucher. Par conséquent, à mesure que la taille de l'atome lié augmente, l'angle de liaison devient plus grand, s'approchant de l'angle hybridé de $109,5^\circ$.

6.79 CH_3CONH_2 Écrivez la structure de Lewis: (24 électrons de valence).



Structure I

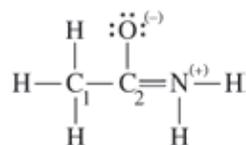
Dans la structure I: C_1 a 4 liaisons σ et aucun doublet libre. La géométrie électronique est tétraédrique.

C_2 a 3 liaisons σ , une liaison π et aucun doublet libre. La géométrie électronique est triangulaire plane.

N a 3 liaisons σ et un doublet libre. La géométrie électronique est tétraédrique.

Cette structure a une géométrie moléculaire pyramidale à base triangulaire autour de l'azote et n'est pas plane.

On peut écrire une deuxième forme de résonance.

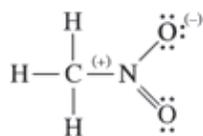


Structure II

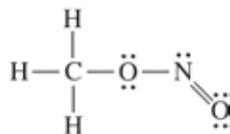
Dans la structure II: C₁ a 4 liaisons σ et aucun doublet libre. La géométrie électronique est tétraédrique.
C₂ a 3 liaisons σ , une liaison π et aucun doublet libre. La géométrie électronique est triangulaire plane.
N a 3 liaisons σ , une liaison π et aucun doublet libre. La géométrie électronique est triangulaire plane.

Cette forme de résonance permet d'expliquer la configuration plane autour de N.

6.80 CH₃NO₂ Écrivez la structure de Lewis: (24 électrons de valence).



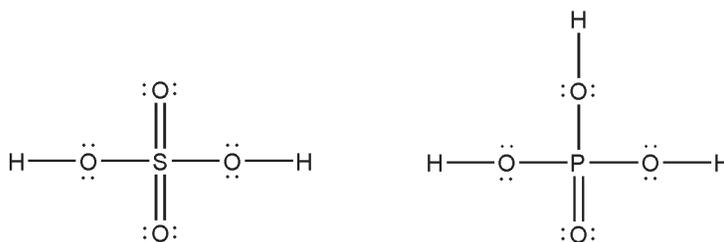
Structure I



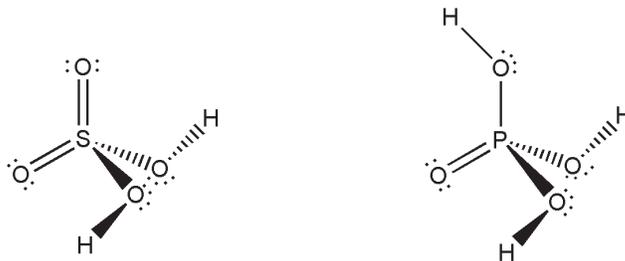
Structure II

Dans la structure I, N a une géométrie électronique triangulaire plane avec trois liaisons et de l'hybridation sp^2 . Cela entraîne un angle de liaison O—N—O d'environ 120°. Dans la structure II, N a également une géométrie électronique triangulaire plane et de l'hybridation sp^2 . Cependant, le doublet libre d'électrons sur N provoque la diminution de l'angle de liaison O—N—O à moins de 120°.

6.81 Écrivez la structure de Lewis des molécules.



Quatre doublets d'électrons avec deux doublets libres entraînent une géométrie moléculaire angulaire.
Quatre doublets d'électrons sans doublet libre entraînent une géométrie moléculaire tétraédrique.

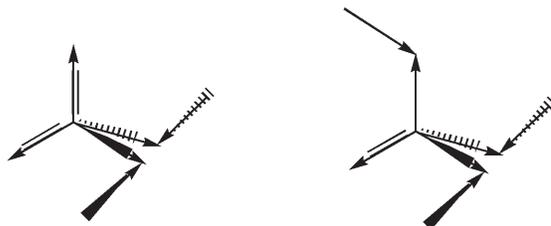


Déterminez si les molécules comportent des liaisons polaires.

L'électronégativité de H = 2,2, O = 3,5, S = 2,5 et P = 2,1. Par conséquent, toutes les liaisons (O–H, O–S, O–P) sont polaires selon le tableau 5.5.

Déterminez si les liaisons polaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net sur les molécules.

Étant donné les différentes géométries, les moments dipolaires s'additionnent de manière à former un moment dipolaire net différent de zéro pour les deux molécules. La molécule de H₂SO₄ et la molécule de H₃PO₄ sont polaires.



Comparez la polarité de chacun des liens covalents. H₂SO₄ : (2 liens) $\Delta\chi_{\text{O-H}} = 1,3$, (4 liens) $\Delta\chi_{\text{O-S}} = 1,0$. H₃PO₄ : (3 liens) $\Delta\chi_{\text{O-H}} = 1,3$, (4 liens) $\Delta\chi_{\text{O-P}} = 1,4$. Le H₃PO₄ contient un plus grand nombre de liens polaires et les liens les plus polaires. Le H₂SO₄ est donc moins polaire.

- 6.82 L'eau à l'état solide est maintenue grâce à des interactions dipôle-dipôle de type ponts hydrogène. Lorsque l'on chauffe la glace, les ponts hydrogène s'affaiblissent jusqu'à ce que les molécules d'eau puissent glisser les unes sur les autres. La substance devient alors liquide. Si on continue de chauffer, les ponts hydrogène finissent par se briser complètement et les molécules se déplacent librement (état gazeux). Dans le cas de la glace sèche, le CO₂(s) est maintenu à l'état solide par des interactions dipôle induit-dipôle induit de faible intensité (les nuages électroniques ne possèdent que 22 électrons). Dès que le solide est chauffé, les forces de cohésion disparaissent et le solide sublime directement à l'état gazeux sans passer par l'état liquide.
- 6.83 Que ce soit des interactions dipôle induit-dipôle induit, dipôle-dipôle ou encore ion-dipôle, il s'agit d'attractions électrostatiques mettant en jeu des charges partielles accessibles à la surface des molécules.
- 6.84 NH₃ < HF < H₂O

Ces trois substances possèdent des nuages électroniques similaires (10 électrons) et donc des forces de dispersion de même intensité. Les liaisons H–N, H–O et H–F étant fortement polaires, la cohésion entre les molécules dans chacune de ces substances est assurée par des interactions dipôle-dipôle de type pont hydrogène. Dans le cas de NH₃, il y a trois hydrogènes partiellement positifs, mais un seul doublet libre sur l'atome portant la charge partielle négative (N) pour en profiter; chaque molécule fait donc en moyenne deux ponts hydrogène avec ses voisines. Pour ce qui est de HF, il n'y a qu'un seul hydrogène chargé positivement pour permettre la formation de ponts hydrogène même si l'atome de fluor possède trois doublets libres; chez HF aussi, chaque molécule fait en moyenne deux ponts hydrogène avec ses voisines. Cependant, les liens H–F étant plus polaires que les liens H–N, les interactions entre les molécules HF sont plus intenses que celles entre les molécules NH₃. Finalement, dans l'eau, chaque molécule dispose de deux doublets libres et de deux hydrogènes partiellement positifs pour interagir avec ses voisines, ce qui permet à chaque molécule de faire quatre ponts hydrogène avec ses voisines. Voilà ce qui donne à l'eau le point d'ébullition le plus élevé.

PROBLÈMES CONCEPTUELS

- 6.85 L'énoncé (a) saisit le mieux l'idée fondamentale de la théorie RPEV.

L'énoncé (b) néglige l'abaissement de l'énergie potentielle qui est produite par l'interaction des électrons de doublets libres avec les électrons liants.

L'énoncé (c) néglige l'interaction entre tous les électrons. Les géométries moléculaires sont déterminées par le nombre et le type de groupes d'électrons autour de l'atome central.

- 6.86 Une molécule ayant quatre groupes liants et un doublet libre exigerait cinq positions équivalentes autour de l'atome central. En deux dimensions, ces électrons pourraient être accommodés dans une forme en pentagone autour de l'atome central. Les angles de liaisons théoriques seraient de 72° ; cependant, à cause du doublet libre qui occupe une des positions, les angles de liaison seraient inférieurs à 72° .



- 6.87 Dans la théorie de Lewis, une liaison covalente se forme par le partage d'électrons.

Une liaison simple partage deux électrons (un doublet).
 Une liaison double partage quatre électrons (deux doublets).
 Une liaison triple partage six électrons (trois doublets).

Dans la théorie de la liaison de valence, une liaison covalente se forme par recouvrement d'orbitales. Les orbitales peuvent être hybridées ou non hybridées.

Une liaison simple se forme lorsqu'une orbitale σ se forme par recouvrement axial d'une orbitale s avec une orbitale s , d'une orbitale s avec une orbitale p ou d'une orbitale p avec une orbitale p . Une liaison σ peut également se former par le recouvrement d'une orbitale hybride sur l'atome central avec une orbitale s ou un recouvrement axial avec une orbitale p .

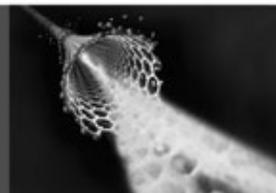
Une liaison double résulte de la combinaison d'une liaison σ et d'une liaison π . La liaison π se forme par recouvrement latéral d'une orbitale p sur chacun des atomes qui participent à la liaison. Les orbitales p doivent avoir la même orientation.

Une liaison triple est une combinaison d'une liaison σ et de deux liaisons π . Les liaisons π se forment par le recouvrement latéral d'une orbitale p sur chacun des atomes impliqués dans la liaison. Les orbitales p doivent avoir la même orientation, de sorte que chaque liaison π est formée d'un ensemble différent d'orbitales p .

Les deux modèles illustrent la formation du même nombre de liaisons entre les atomes en jeu. La théorie de Lewis ne nous renseigne que sur le nombre de liaisons formées. Toutefois, elle ne nous renseigne aucunement sur la façon dont les liaisons se forment. La théorie de la liaison de valence traite de la formation de différents types de liaisons, sigma et pi. Dans la théorie de la liaison de valence, les liaisons se forment par le recouvrement d'orbitales atomiques sur les atomes individuels qui participent aux liaisons et les électrons sont localisés entre les deux atomes qui participent à la liaison. Chaque modèle nous renseigne sur la molécule. La quantité et le genre d'information qu'il nous faut déterminent le modèle que nous choisissons.

- 6.88 Dans la deuxième période, les atomes sont plus petits et n'ont pas d'orbitales d disponibles pour l'hybridation; par conséquent, ils ne peuvent pas accommoder beaucoup d'atomes autour de l'atome central. Pour obtenir l'octet d'électrons, des liaisons multiples doivent se former. Dans la troisième période et les autres plus élevées, plus d'atomes peuvent entourer l'atome central qui est plus volumineux et les orbitales d peuvent s'hybrider avec les orbitales s et p . Il y a alors plus d'orbitales disponibles pour un recouvrement et il y a de l'espace pour qu'elles le fassent. L'atome central, par conséquent, peut atteindre une configuration stable de huit électrons ou plus sans avoir de liaisons multiples.

CHAPITRE 7



GAZ, LIQUIDES ET SOLIDES: FORCES INTERMOLÉCULAIRES ET SUBSTANCES

PROBLÈMES PAR SUJET

Gaz (7.3)

- 7.1 (a) Oui, parce que l'énergie cinétique moyenne d'une particule est proportionnelle à la température en kelvins et, les deux gaz étant à la même température, ils ont la même énergie cinétique moyenne.
- (b) Non, parce que les atomes d'hélium sont plus légers, ils doivent se déplacer plus vite pour avoir la même énergie cinétique moyenne que les atomes d'argon.
- (c) Non, parce les atomes Ar se déplacent plus lentement pour compenser leur plus grande masse, ils exercent la même pression sur les parois du contenant.
- 7.2 (a) Étant donné que les deux gaz ont la même fraction molaire de 0,5, ils ont la même pression partielle.
- (b) Les molécules d'azote ont la plus grande vitesse moyenne parce qu'ils sont plus légers que les atomes Xe.
- (c) Étant donné que l'énergie cinétique moyenne d'une particule est proportionnelle à la température en kelvins et que les deux gaz sont à la même température, ils ont la même énergie cinétique moyenne.
- (d) Étant donné que les atomes d'azote sont plus légers, ce gaz aurait la plus grande vitesse d'effusion.
- 7.3 Le postulat selon lequel le volume occupé par les particules de gaz est petit comparé à l'espace entre elles n'est plus valide dans des conditions de pression élevée. À pression élevée, le nombre de particules par unité de volume augmente; par conséquent, le volume relatif des particules de gaz devient plus important. Étant donné que l'espace entre les particules est réduit, les particules elles-mêmes occupent une portion importante du volume.
- 7.4 Le postulat selon lequel les forces d'attraction entre les particules de gaz ne sont pas importantes n'est plus valide dans des conditions de basse température. À basse température, les molécules ne se déplacent pas aussi vite qu'à température élevée; par conséquent, lorsqu'elles entrent en collision, elles ont une plus grande chance d'interagir.
- 7.5 **Données:** O_2 , $n = 5,0$ mol, $P_{\text{réelle}} = 500$ atm, $T = 500,0$ K

Information recherchée: V (Van der Waals)

Plan conceptuel: $n, P, T \rightarrow V$

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Puisque les données s'appliquent au gaz réel, alors $\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) = P_{\text{réelle}}$.

Solution: $P_{\text{réelle}} (V - nb) = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver V .

$$\begin{aligned}
 V &= \frac{nRT}{P_{\text{réelle}}} + nb = \frac{(5,0 \text{ mol})(0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}})(500,0 \text{ K})}{500 \text{ atm}} + (5,0 \text{ mol})(0,0318 \frac{\text{L}}{\text{mol}}) \\
 &= 0,4103 \text{ L} + 0,159 \text{ L} \\
 &= 0,5693 \text{ L} = 0,57 \text{ L}
 \end{aligned}$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (0,57 L) a du sens parce que les valeurs de la pression et de la température s'annulent dans le calcul.

7.6 **Données:** O₂, $n = 5,0 \text{ mol}$, $V_{\text{réel}} = 5,0 \text{ L}$, $T = 50,0 \text{ K}$

Information recherchée: P (Van der Waals)

Plan conceptuel: $n, V, T \rightarrow P$

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

Puisque les données s'appliquent au gaz réel, alors $(V - nb) = V_{\text{réel}}$.

Solution: $\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)V_{\text{réel}} = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver P .

$$\begin{aligned}
 P &= \frac{nRT}{V_{\text{réel}}} - a\left(\frac{n}{V_{\text{réel}}}\right)^2 = \frac{(5,0 \text{ mol})(0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}})(50,0 \text{ K})}{5,0 \text{ L}} - 1,36 \frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}}{\text{mol}^2} \left(\frac{5,0 \text{ mol}}{5,0 \text{ L}}\right)^2 \\
 &= 4,103 \text{ atm} - 1,36 \text{ atm} \\
 &= 2,743 \text{ atm} = 2,7 \text{ atm}
 \end{aligned}$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (2,7 atm) a du sens parce que la température est basse et qu'il y a cinq moles de gaz.

7.7 **Données:** Ne, $n = 1,000 \text{ mol}$, $P = 500,0 \text{ atm}$ et $T = 355,0 \text{ K}$

Informations recherchées: V (gaz parfait) et V (Van der Waals)

Plan conceptuel: $n, P, T \rightarrow V$ et $n, P, T \rightarrow V$

$$PV = nRT \quad \left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

Solution: $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver V .

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,000 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 355,0 \text{ K}}{500,0 \text{ atm}} = 0,05826 \text{ L}$$

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT \text{ . Réarrangez l'équation pour trouver } V = \frac{nRT}{\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)} + nb \text{ .}$$

En vous servant de $a = 0,211 \text{ L}^2 \cdot \text{atm}/\text{mol}^2$ et $b = 0,0171 \text{ L}/\text{mol}$ du tableau 7.3 et de V obtenu à partir des calculs de la loi des gaz parfaits ci-dessus, trouvez V par approximations successives.

$$V = \frac{1,000 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 355,0 \text{ K}}{500,0 \text{ atm} + \frac{0,211 \frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}}{\text{mol}^2} \times (1,000 \text{ mol})^2}{(0,05826 \text{ L})^2}} + \left(1,000 \text{ mol} \times 0,0171 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \right) = 0,068920 \text{ L}$$

Entrez cette nouvelle valeur dans l'équation.

$$V = \frac{1,000 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 355,0 \text{ K}}{500,0 \text{ atm} + \frac{0,211 \frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}}{\text{mol}^2} \times (1,000 \text{ mol})^2}{(0,068920 \text{ L})^2}} + \left(1,000 \text{ mol} \times 0,0171 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \right) = 0,07009 \text{ L}$$

Entrez cette nouvelle valeur dans l'équation.

$$V = \frac{1,000 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 355,0 \text{ K}}{500,0 \text{ atm} + \frac{0,211 \frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}}{\text{mol}^2} \times (1,000 \text{ mol})^2}{(0,070609 \text{ L})^2}} + \left(1,000 \text{ mol} \times 0,0171 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \right) = 0,070816 \text{ L}$$

Entrez cette nouvelle valeur dans l'équation.

$$V = \frac{1,000 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 355,0 \text{ K}}{500,0 \text{ atm} + \frac{0,211 \frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}}{\text{mol}^2} \times (1,000 \text{ mol})^2}{(0,070816 \text{ L})^2}} + \left(1,000 \text{ mol} \times 0,0171 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \right) = 0,070840 \text{ L} = 0,0708 \text{ L}$$

$$P_{\text{réelle}} = 500,0 \text{ atm} + \frac{0,211 \frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}}{\text{mol}^2} \times (1,000 \text{ mol})^2}{(0,070816 \text{ L})^2} = 542,1 \text{ atm}$$

Les valeurs sont différentes parce que ce sont des conditions de très haute pression. La pression est corrigée de 500,0 atm à 542,1 atm et le volume, de 0,05826 L à 0,0708 L.

Vérifier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (~0,07 L) a du sens parce que la pression est très élevée et qu'il n'y a qu'une mole de gaz.

7.8 **Données:** Cl_2 , $n = 1,000 \text{ mol}$, $V = 5,000 \text{ L}$ et $T = 273,0 \text{ K}$

Informations recherchées: P (gaz parfait) et P (Van der Waals)

Plan conceptuel: $n, V, T \rightarrow P$ et $n, V, T \rightarrow P$

$$pV = nRT \quad \left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Solution: $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver P .

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{1,000 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 273,0 \text{ K}}{5,000 \text{ L}} = 4,480 \text{ atm}$$

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT. \text{ Réarrangez l'équation pour trouver } P = \frac{nRT}{(V - nb)} - \frac{an^2}{V^2}$$

En vous servant de $a = 6,49 \text{ L}^2 \cdot \text{atm}/\text{mol}^2$ et $b = 0,0562 \text{ L}/\text{mol}$ du tableau 7.3,

$$P = \frac{1,000 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 273,0 \text{ K} - 6,49 \frac{\text{L}^2 \cdot \text{atm}}{\text{mol}^2} \times (1,000 \text{ mol})^2}{5,000 \text{ L} - \left(1,000 \text{ mol} \times 0,0562 \frac{\text{L}}{\text{mol}}\right)} = 4,272 \text{ atm}$$

Les valeurs de pression sont légèrement différentes à cause du comportement non idéal du chlore (une grosse molécule) dans des conditions de température légèrement réduites.

Vérifier: les unités (atm) sont correctes. L'ordre de grandeur des réponses (4,5 et 4,3 atm) a du sens parce que la température est très basse et que le volume est petit avec une mole de gaz; on s'attend à une différence entre les deux pressions inférieure à 1 atm et à une $P > 1 \text{ atm}$.

Liquides (7.4 et 7.5)

- 7.9 L'eau a la plus grande tension superficielle parce que ses molécules font entre elles des ponts hydrogène, une force intermoléculaire intense. Les molécules d'acétone ne peuvent pas former de ponts hydrogène entre elles (mais pourraient le faire avec des molécules d'eau si on les mélangeait).
- 7.10 (a) L'eau «mouille» les surfaces qui peuvent former des interactions dipôle-dipôle. L'eau exerce des forces adhésives intenses avec la surface quand ces forces dipôle-dipôle sont présentes, par exemple avec les unités SiO_2 présentes dans le verre; donc l'eau s'étend pour couvrir la plus grande surface possible. L'eau ne présente pas des forces intermoléculaires intenses avec l'huile et d'autres surfaces non polaires. Dans ces cas, l'eau perle, en maximisant les interactions de cohésion qui impliquent des ponts hydrogène forts entre ses molécules. Donc l'eau perle sur les surfaces qui interagissent seulement par des forces de dispersion.
- (b) Le mercure perle sur la plupart des surfaces parce que les forces de cohésion entre ses atomes, dues à la liaison métallique, prédominent sur les forces d'adhésion à la surface.
- 7.11 Le composé A a la plus grande viscosité parce qu'il peut interagir avec d'autres molécules tout le long de sa structure. L'isomère B, plus ramifié, est plus sphérique, ce qui permet moins d'interactions avec les molécules voisines. De plus, la molécule A est très flexible et les molécules peuvent s'emmêler les unes avec les autres.
- 7.12 À basse température, les polymères enroulés, de forme sphérique, interagissent faiblement avec les molécules voisines et contribuent très peu à la viscosité de l'huile. À mesure que la température s'élève, cependant, les molécules se déroulent et leur longue forme donne naissance à des forces intermoléculaires et des enchevêtrements moléculaires qui empêchent la viscosité de diminuer autant qu'elle le ferait normalement. Le résultat est une huile dont la viscosité dépend moins de la température qu'en absence de ces polymères, ce qui permet à la même huile d'être utilisée sur une grande gamme de températures.
- 7.13 Dans un tube de verre propre, l'eau crée de fortes interactions adhésives avec les dipôles à la surface du verre. Ces forces adhésives étant plus intenses que les forces de cohésion entre les molécules d'eau, l'eau grimpe donc sur la surface du tube de verre. Lorsque de la graisse ou des résidus d'huile couvrent la surface du verre et celle de l'eau, les molécules non polaires de l'huile empêchent l'interaction entre les dipôles du verre et ceux de l'eau. En conséquence, les forces de cohésion (dues aux ponts hydrogène) entre les molécules d'eau prédominent et l'eau ne «mouille» plus le tube.

- 7.14 L'eau peut créer de fortes interactions adhésives avec le verre (à cause des dipôles à la surface du verre), mais l'hexane est non polaire et ses molécules ne peuvent pas interagir fortement avec la surface de verre.
- 7.15 L'eau dans un plat ayant un diamètre de 12 cm s'évapore plus rapidement parce que la surface d'où les molécules s'évaporent est plus grande. La pression de vapeur est la même dans les deux contenants parce que la pression de vapeur est la pression du gaz lorsqu'il est en équilibre dynamique avec le liquide (vitesse d'évaporation = vitesse de condensation). La pression de vapeur ne dépend que de la nature de la substance et de la température. Le contenant de 12 cm de diamètre atteint cet équilibre dynamique plus rapidement.
- 7.16 L'acétone s'évapore plus rapidement parce que ses molécules ne peuvent pas former de ponts hydrogène entre elles, de sorte que les forces intermoléculaires dans l'acétone (forces de dispersion et interactions dipôle-dipôle) sont plus faibles que les ponts hydrogène entre les molécules d'eau. Il en résulte qu'à la même température l'acétone manifeste une pression de vapeur plus grande que l'eau.
- 7.17 Le point d'ébullition et la chaleur de vaporisation de l'huile sont plus élevés que pour l'eau de sorte qu'elle ne s'évapore pas aussi rapidement que l'eau. L'évaporation de l'eau refroidit la peau parce que l'évaporation est un processus endothermique.
- 7.18 Les molécules d'eau ont une énergie cinétique plus faible à température ambiante qu'à 100 °C. La chaleur de vaporisation est la différence d'énergie entre les molécules dans la phase liquide et dans la phase vapeur. Étant donné que l'énergie du liquide est plus faible à température ambiante, la différence d'énergie qui doit être surmontée pour que le liquide devienne vapeur est plus grande, donc la chaleur de vaporisation est plus élevée.

Solides (7.6)

- 7.19 (a) Atomique parce que l'argon (Ar) est un atome.
(b) Moléculaire parce que l'eau (H₂O) est une molécule.
(c) Ionique parce que l'oxyde de potassium (K₂O) est un solide ionique.
(d) Atomique parce que le fer (Fe) est un atome.
- 7.20 (a) Ionique parce que le chlorure de calcium (CaCl₂) est un solide ionique.
(b) Moléculaire parce que le dioxyde de carbone (CO₂) est une molécule.
(c) Atomique parce que le nickel (Ni) est un atome.
(d) Moléculaire parce que l'iode (I₂) est une molécule.
- 7.21 LiCl est probablement le solide le plus dur parce que c'est le seul composé ionique du groupe. Les trois autres solides sont maintenus ensemble par des forces intermoléculaires, alors que LiCl est maintenu ensemble par des interactions de Coulomb, plus fortes, entre les cations et les anions du réseau cristallin.
- 7.22 C (diamant) est le solide le plus difficile à rayer. Dans le diamant (figure 7.23), chaque atome de carbone forme quatre liaisons covalentes avec quatre autres atomes de carbone dans une géométrie tétraédrique. Cette structure s'étend dans tout le cristal; par conséquent, un cristal de diamant peut être vu comme une molécule géante, maintenue ensemble par ces liaisons covalentes. Pour rayer ce solide, il faut briser des liaisons covalentes C—C très fortes, ce qui exige beaucoup d'énergie. Le chlorure de sodium devrait être le deuxième plus difficile à rayer, parce que sa cohésion est assurée par des interactions entre des cations +1 et des anions -1. Les deux autres substances étant des solides moléculaires, leur cohésion est assurée par des forces intermoléculaires beaucoup plus faibles et ils devraient donc être plus faciles à rayer.

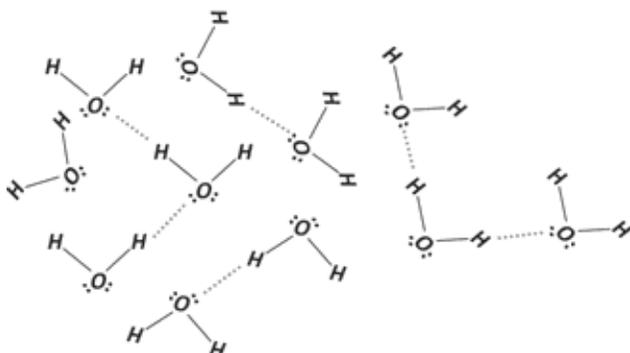
- 7.23 (a) Le plus difficile à faire fondre est TiO_2 parce que c'est un solide ionique dont la cohésion est assurée par des attractions très fortes entre des cations +4 et des anions -2. Le peroxyde d'hydrogène est un solide moléculaire dont la cohésion est assurée par des ponts hydrogène, une attraction beaucoup moins forte.
- (b) Les deux substances sont des solides moléculaires non polaires, dont la cohésion est assurée par des forces de dispersion. SiCl_4 sera le plus difficile à faire fondre parce que ses molécules comptent un plus grand nombre d'électrons et manifestent par conséquent les forces de dispersion les plus intenses.
- (c) Xe sera le plus difficile à faire fondre parce que ses atomes comptent un plus grand nombre d'électrons et manifestent par conséquent les forces de dispersion les plus intenses.
- (d) CaO sera le plus difficile à faire fondre parce que ses ions de charge +2 et -2 s'attirent par une force 4 fois plus grande que les ions +1 et -1 de NaCl.
- 7.24 (a) Fe parce que c'est un solide atomique maintenu ensemble par des liaisons métalliques alors que CCl_4 est un solide moléculaire dont la cohésion est due à des forces de dispersion beaucoup plus faibles.
- (b) KCl parce que c'est un solide ionique dont la cohésion est due à l'attraction entre des cations et des anions alors que HCl est un solide moléculaire dont la cohésion est due à des forces dipôle-dipôle beaucoup plus faibles.
- (c) Ti parce que c'est un solide atomique maintenu ensemble par des liaisons métalliques alors que Ne est un solide atomique dont la cohésion est due à des forces de dispersion beaucoup plus faibles.
- (d) H_2O parce que ses molécules sont retenues par des ponts hydrogène alors que la cohésion des molécules H_2S est assurée par des forces de dispersion et dipôle-dipôle, plus faibles.

Caractère unique de l'eau (7.7)

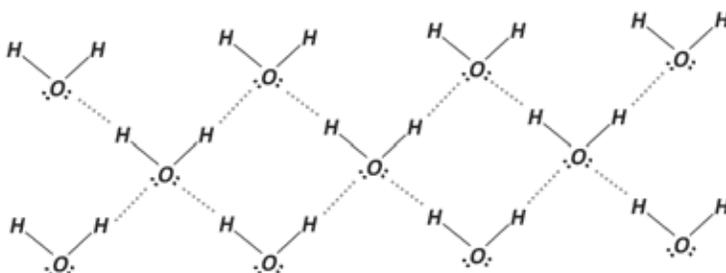
- 7.25 Le sel de table ($\text{Na}^+ \text{Cl}^-$) et la craie ($\text{Ca}^{2+} \text{CO}_3^{2-}$) sont tous deux des solides ioniques. Pour les solubiliser, il faut donc briser les liaisons ioniques qui maintiennent leurs réseaux respectifs. Les ions du NaCl sont moins chargés (+1 et -1) que ceux du CaCO_3 (+2 et -2). La force électrostatique qui assure la cohésion du réseau est donc environ 4 fois plus faible dans le cas du NaCl. Les molécules d'eau parviendront donc à séparer et solubiliser les ions. Dans le cas du CaCO_3 , l'attraction électrostatique entre les ions est trop élevée et les molécules d'eau ne peuvent séparer les cations des anions. La substance demeure insoluble.
- 7.26 Le sucre est un solide moléculaire. La cohésion dans la substance ne résulte pas des liaisons covalentes entre les atomes mais des forces intermoléculaires qui permettent l'attraction entre les molécules de sucre. La réponse devrait plutôt se lire comme suit:

«C'est parce que le sucre est un solide moléculaire dont les molécules sont retenues par des ponts hydrogène, alors que le sel est une substance ionique. Or, les liaisons ioniques (attractions électrostatiques entre des charges complètes) sont beaucoup plus fortes que les ponts H (attractions électrostatiques entre des charges partielles).»

7.27 (a) À l'état liquide :



(b) À l'état solide :



7.28 Le point d'ébullition élevé de l'eau malgré sa petite masse molaire peut s'expliquer en examinant la structure d'une molécule d'eau. La géométrie angulaire de la molécule et la nature très polaire des liaisons O—H engendrent une molécule ayant un moment dipolaire important. Avec ses deux H partiellement positifs et ses deux doublets libres sur l'oxygène, une molécule d'eau peut former des ponts hydrogène assez forts avec quatre autres molécules d'eau, ce qui entraîne une cohésion intermoléculaire élevée et donc un point d'ébullition relativement élevé.

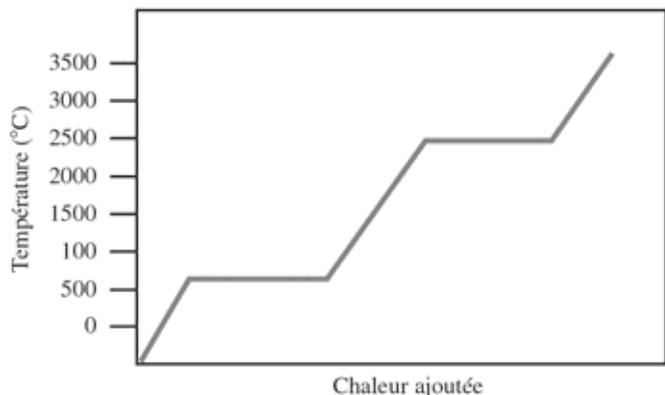
7.29 L'eau a une capacité calorifique massique exceptionnellement élevée pour une si faible masse molaire, ce qui a un effet de modération sur le climat des villes côtières. De plus, sa ΔH_{vap} élevée entraîne que l'évaporation et la condensation de l'eau ont un effet important sur la température ambiante. Une quantité extraordinaire de chaleur peut être emmagasinée dans de grands plans d'eau. La chaleur est absorbée ou libérée par les grands plans d'eau de préférence au-dessus des terres qui les entourent. Dans certaines villes, comme San Francisco, par exemple, la variation quotidienne de la température peut être inférieure à 10 °C. Ce même effet de modulation se produit sur la planète entière, dont les deux tiers sont recouverts d'eau. Autrement dit, sans eau, les fluctuations quotidiennes de température sur la planète pourraient ressembler davantage à celles sur Mars, où des fluctuations de 63 °C ont été mesurées entre le milieu du jour et tôt le matin.

7.30 Une différence importante entre le diagramme de phase de l'eau et celui de la plupart des autres substances est la pente négative de la courbe de fusion de l'eau. Chez la presque totalité des substances, la phase solide est plus dense que la phase liquide, ce qui entraîne une pente positive pour leur courbe de fusion: chez ces substances, une augmentation de la pression favorise la phase la plus dense, soit la phase solide. Or, c'est le contraire pour l'eau; en effet, sa phase solide, la glace, est moins dense que l'eau liquide, de sorte que sa courbe de fusion a une pente négative et que la glace flotte sur l'eau. Pour la plupart des autres substances, les solides coulent au fond de la phase liquide. Au contraire, la couche de glace gelée à la surface d'un lac en hiver isole l'eau dans le lac et l'empêche de geler davantage. Si la couche de glace coulait, cela tuerait la vie aquatique au fond des cours d'eau et permettrait probablement au lac de geler complètement, éliminant presque toute vie animale.

Changements d'état et diagrammes de phases (7.8 et 7.9)

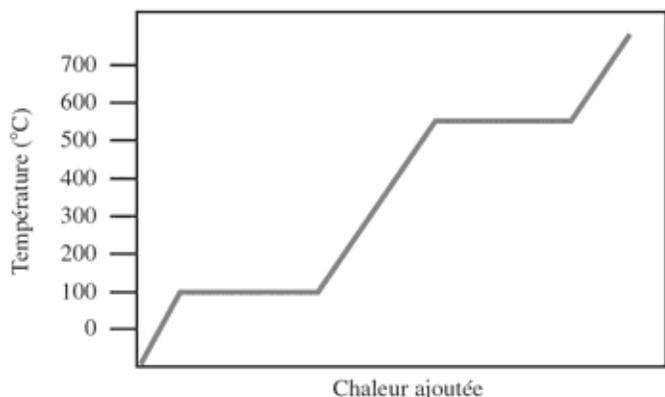
- 7.31 (a) Le CO_2 subit une sublimation. Lorsque le CO_2 est exposé à l'air, il se réchauffe rapidement et l'énergie cinétique des molécules augmente brusquement. Celle-ci dépasse rapidement l'énergie des forces de cohésion dipôle induit-dipôle induit et la cohésion dans le solide disparaît. Les molécules de CO_2 s'échappent à l'état gazeux.
- (b) Dans l'air, il y a des molécules d'eau qui peuvent faire des ponts hydrogène, donc se condenser aisément en fines gouttelettes au contact de l'air refroidi par la sublimation du CO_2 . La «fumée» produite est en fait un brouillard formé de fines gouttelettes d'eau.
- 7.32 (a) $\text{H}_2\text{O}(s)$
 Au point de fusion, les ponts hydrogène s'affaiblissent et certains disparaissent, ce qui permet aux molécules de glisser les unes sur les autres. Au point d'ébullition, l'énergie cinétique des molécules d'eau est suffisamment élevée pour vaincre les forces de cohésion dominantes (ponts hydrogène) et celles-ci disparaissent. Les molécules bougent librement les unes par rapport aux autres.
- (b) $\text{NaCl}(s)$
 Au point de fusion, les liaisons ioniques s'affaiblissent, ce qui permet aux cations et aux anions de glisser et de rouler les uns sur les autres. Au point d'ébullition, l'énergie cinétique des ions est suffisamment élevée pour vaincre les forces de cohésion dominantes (liaison ionique) et celles-ci disparaissent. Les ions bougent librement les unes par rapport aux autres.
- (c) $\text{C}(s)$
 Au point de fusion, les liaisons covalentes s'affaiblissent et certaines disparaissent, ce qui permet aux atomes de glisser les uns sur les autres. Au point d'ébullition, l'énergie cinétique des atomes de carbone est suffisamment élevée pour vaincre les liaisons covalentes et celles-ci disparaissent. Les atomes bougent librement les uns par rapport aux autres.
- (d) $\text{CCl}_4(s)$
 Au point de fusion, les interactions dipôle induit-dipôle induit s'affaiblissent et certaines disparaissent, ce qui permet aux molécules de glisser les unes sur les autres. Au point d'ébullition, l'énergie cinétique des molécules de tétrachlorure de carbone est suffisamment élevée pour vaincre les forces de cohésion dominantes (dipôle induit-dipôle induit) et celles-ci disparaissent. Les molécules bougent librement les unes par rapport aux autres.
- 7.33 (a) L'énergie absorbée quand l'ammoniac NH_3 liquide bout est utilisée pour vaincre **les forces intermoléculaires de type ponts hydrogène** entre les molécules d'ammoniac.
- (b) L'énergie absorbée quand l'iode solide fond est utilisée pour vaincre **les forces intermoléculaires de type dipôle induit-dipôle induit** entre les molécules d'iode.
- (c) L'énergie absorbée quand le chlorure de sodium se dissout dans l'eau est utilisée pour **séparer** les cations sodium des anions chlorure.
- (d) L'énergie absorbée quand le cuivre métallique bout est utilisée pour **vaincre complètement** les liaisons métalliques délocalisées entre les atomes de cuivre.

7.34



Au début de la courbe de chauffage, l'aluminium solide absorbe la chaleur et sa température augmente. Au point de fusion, la température se stabilise, car la chaleur est utilisée pour affaiblir et briser en partie la liaison métallique qui assure la cohésion du solide. Les cations Al^{3+} glissent alors librement dans la mer d'électrons et l'aluminium devient liquide. Si on continue à fournir de la chaleur au système, la température se met à augmenter de nouveau, car l'énergie cinétique des électrons et des cations augmente jusqu'à atteindre le point d'ébullition. Au point d'ébullition, la température se stabilise, car la chaleur est utilisée pour vaincre complètement la liaison métallique et libérer les cations de la mer d'électrons. La substance passe alors à l'état gazeux; les cations et les électrons se déplacent librement les uns par rapport aux autres.

7.35



Au début de la courbe de chauffage, le fructose solide absorbe la chaleur et sa température augmente. Au point de fusion, la température se stabilise, car la chaleur est utilisée pour affaiblir et briser en partie les ponts hydrogène qui assurent la cohésion du solide. Les molécules glissent et roulent alors les unes par rapport aux autres et le fructose devient liquide. Si on continue à fournir de la chaleur au système, la température se met à augmenter de nouveau, car l'énergie cinétique des molécules augmente jusqu'à atteindre le point d'ébullition. Au point d'ébullition, la température se stabilise, car la chaleur est utilisée pour vaincre complètement les ponts hydrogène et libérer les molécules les unes des autres. La substance passe alors à l'état gazeux. Les molécules se déplacent alors indépendamment les unes des autres à grande vitesse.

- 7.36 (a) Solide.
 (b) Liquide.
 (c) Gaz.

- (d) Fluide supercritique.
- (e) Équilibre solide/liquide.
- (f) Équilibre liquide/gaz.
- (g) Équilibre solide/liquide/gaz.

7.37 (a) 184,4 °C.

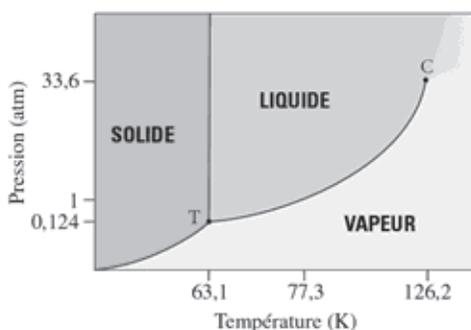
(b) 113,6 °C.

(c) Solide.

(d) Gaz.

7.38 **Données:** azote; point d'ébullition normal = 77,3 K; point de fusion normal = 63,1 K; température critique = 126,2 K; pression critique = 33,6 atm; point triple à 63,1 K et 0,124 atm

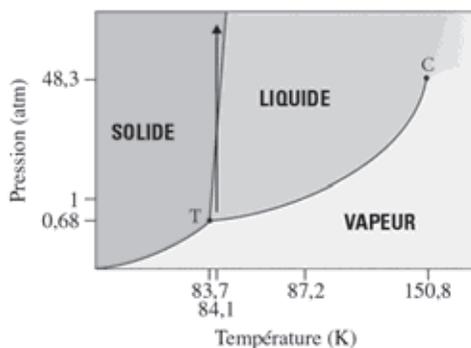
Informations recherchées: tracez le diagramme de phase. L'azote a-t-il un état liquide stable à 1 atm?



L'azote a un état liquide stable à 1 atm.
Note: Les axes ne sont pas à l'échelle.

7.39 **Données:** argon; point d'ébullition normal = 87,2 K; point de fusion normal = 84,1 K; température critique = 150,8 K; pression critique = 48,3 atm; point triple à 83,7 K et 0,68 atm

Informations recherchées: tracez le diagramme de phase. Lequel a la plus grande masse volumique, l'argon solide ou l'argon liquide?



Note: Les axes ne sont pas à l'échelle.

Le solide a la masse volumique la plus grande parce que la pente de la droite d'équilibre solide/liquide est positive. Si on commence dans le liquide et qu'on augmente la pression, on traverse dans la phase solide, la phase plus dense.

- 7.40 (a) Le soufre rhombique sublime au-dessous de 0,0043 mm Hg et le soufre monoclinique, en dessous de 0,027 mm Hg.
- (b) La phase rhombique est plus dense parce que si on commence dans la phase monoclinique à 100 °C et qu'on augmente la pression, on traverse dans la phase rhombique.
- 7.41 Le point triple marqué par «O» présente l'équilibre de la glace II, de la glace III et de la glace V. La glace II est plus dense que la glace I parce qu'on peut générer de la glace II à partir de la glace I en augmentant la pression (en poussant les molécules plus près les unes des autres). La glace III coule dans l'eau liquide, car la pente de la droite glace III/liquide est positive, ce qui indique que la glace III est plus dense que l'eau liquide.

PROBLÈMES RÉCAPITULATIFS

- 7.42 Les IEAG dépendent de la capacité d'un gaz à se disperser dans une pièce lorsqu'il est relâché. Selon la théorie cinétique des gaz, l'énergie cinétique moyenne d'une particule est proportionnelle à la température en kelvins. Comme le mouvement des atomes ou des particules dans un gaz est dû à l'énergie thermique qui se distribue parmi les particules du gaz, plus la température d'un gaz sera basse, moins les atomes ou les molécules du gaz se déplaceront rapidement, rendant ainsi le système moins efficace.

- 7.43 **Données:** $V_{\text{initial du ballon}} = 2,95 \text{ L}$ à 25 °C et 0,998 atm, $V_{\text{réel du ballon}} = 0,61 \text{ L}$

Informations recherchées: $V_{\text{final du ballon}}$ à 196 °C (gaz parfait) et comparaison du résultat avec le volume réel du ballon

Plan conceptuel: $t_C \rightarrow T_K$, puis $P, V, T \rightarrow n \rightarrow V$

$$T_K = t_C + 273,15 \quad PV = nRT \quad PV = nRT$$

Solution: $T_K = 25 \text{ °C} + 273,15 = 298 \text{ K}$, puis $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0,998 \text{ atm})(2,95 \text{ L})}{(0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}})(298 \text{ K})} = 0,1204 \text{ mol}$$

$PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver V .

$$V = \frac{(0,1204 \text{ mol})(0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}})((-196 + 273) \text{ K})}{(0,998 \text{ atm})} = 0,762286 \text{ L} = 0,762 \text{ L}$$

Le volume réel du gaz (0,61 L) est en fait inférieur au volume du gaz parfait, car à basse température, l'énergie cinétique des molécules est suffisamment faible pour permettre aux forces de cohésion d'influencer le comportement du gaz. Bien qu'elles ne soient pas suffisamment efficaces pour permettre la liquéfaction de l'air, elles restreignent le mouvement des molécules, ce qui fait en sorte que le volume occupé est moindre que le volume attendu.

Vérifier: les unités (mol et L) sont correctes. Les réponses sont, comme prévu: un nombre de moles de l'ordre du dixième de mol et un volume beaucoup plus bas que le volume initial. D'autre part, les forces de cohésion influencent le comportement du gaz, ce qui fait en sorte que le volume final occupé par le gaz est moindre que le volume calculé (gaz parfait).

- 7.44 **Données:** $P_{\text{H}_2\text{O}} = 3,17 \text{ kPa}$ à 25 °C; 1,25 g d'eau dans un contenant de 1,5 L

Information recherchée: masse H_2O liquide après vaporisation

Plan conceptuel: $t_C \rightarrow T_K$ et $P_{H_2O} \text{ (kPa)} \rightarrow P_{H_2O} \text{ (atm)}$ puis $P, V, T \rightarrow n_{\text{gaz}} \rightarrow \text{masse}_{H_2O(g)}$

$$T_K = t_C + 273,15 \qquad \frac{1 \text{ atm}}{101,325 \text{ kPa}} \qquad PV = nRT \quad \frac{18,01 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

puis $\text{masse}_{H_2O(g)}$, $\text{masse}_{H_2O(l)\text{initiale}} \rightarrow \text{masse}_{H_2O(l)\text{finale}}$

$$\text{masse}_{H_2O(l)\text{finale}} = \text{masse}_{H_2O(l)\text{initiale}} - \text{masse}_{H_2O(g)}$$

Solution : $T_K = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 298 \text{ K}$, $3,17 \text{ kPa} \times \frac{1 \text{ atm}}{101,325 \text{ kPa}} = 0,031 \text{ 285 4 atm}$ puis $PV = nRT$

Réarrangez l'équation pour trouver n ,

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,031 \text{ 285 4 atm} \times 1,5 \cancel{\text{L}}}{0,082 \text{ 06} \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 298 \cancel{\text{K}}} = 0,001 \text{ 919 04 mol dans la phase gazeuse puis}$$

$$0,001 \text{ 919 04 mol} \times \frac{18,01 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mol}}} = 0,034 \text{ 561 9 g dans la phase gazeuse puis}$$

$$\text{masse}_{H_2O(l)\text{finale}} = \text{masse}_{H_2O(l)\text{initiale}} - \text{masse}_{H_2O(g)} = 1,25 \text{ g} - 0,034 \text{ 561 9 g} = 1,22 \text{ g restant dans le liquide.}$$

Oui, il y a 1,22 g d'eau liquide après vaporisation.

Vérifier: les unités (g) sont correctes. L'ordre de grandeur (1,2 g) est comme prévu parce qu'on s'attend à très peu de matière dans la phase gazeuse.

7.45 **Données:** $P_{\text{CCl}_3\text{F}} = 1,13 \text{ atm}$ à 300 K ; $11,5 \text{ g CCl}_3\text{F}$ dans un contenant de $1,0 \text{ L}$

Information recherchée: $\text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F liquide}}$ après vaporisation

Plan conceptuel: $P, V, T \rightarrow n_{\text{CCl}_3\text{F}(g)} \rightarrow \text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(g)}$

$$PV = nRT \qquad \frac{137,36 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

puis $\text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(g)}$, $\text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(l)\text{initiale}} \rightarrow \text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(l)\text{finale}}$

$$\text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(l)\text{finale}} = \text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(l)\text{initiale}} - \text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(g)}$$

Solution : $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,13 \text{ atm} \times 1,0 \cancel{\text{L}}}{0,082 \text{ 06} \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 300 \cancel{\text{K}}} = 0,045 \text{ 901 3 mol dans la phase gazeuse puis}$$

$$0,045 \text{ 901 3 mol} \times \frac{137,36 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mol}}} = 6,3050 \text{ g dans la phase gazeuse puis}$$

$$\text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(l)\text{finale}} = \text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(l)\text{initiale}} - \text{masse}_{\text{CCl}_3\text{F}(g)} = 11,5 \text{ g} - 6,3050 \text{ g} = 5,2 \text{ g restant dans le liquide.}$$

Oui, il reste 5,2 g de liquide après la vaporisation.

Vérifier: les unités (g) sont correctes. L'ordre de grandeur (5 g) est comme prévu parce que même à des pressions modérées, on s'attend à très peu de matière dans la phase gazeuse.

7.46 Quand on commence à une température plus élevée et à une pression plus faible que le point triple, les transitions qui s'effectuent sont gaz \rightarrow liquide \rightarrow solide ou la condensation suivie de la congélation.

7.47 Le solide est plus dense que le liquide. Étant donné que la température du point triple est plus basse que celle du point de fusion normal, la pente de la courbe de fusion doit être positive. Cela signifie qu'en commençant dans la phase liquide et en augmentant la pression, on finit par traverser dans la phase

solide. À mesure que la pression augmente, la phase devient plus dense et les molécules CCl_4 sont de plus en plus rapprochées les unes des autres.

7.48 **Données:** maison: $6,0 \text{ m} \times 10,0 \text{ m} \times 2,2 \text{ m}$; $t = 30 \text{ }^\circ\text{C}$, $P_{\text{H}_2\text{O}} = 85 \%$ de $P_{\text{H}_2\text{O}}^\circ$

Information recherchée: masse $_{\text{H}_2\text{O(g)}}$ retirée

Autre: $P_{\text{H}_2\text{O}}^\circ = 0,0418 \text{ atm}$

Plan conceptuel: long, larg, h $\rightarrow V(\text{m}^3) \rightarrow V(\text{cm}^3) \rightarrow V(\text{L})$ et $P_{\text{H}_2\text{O}}^\circ \rightarrow P_{\text{H}_2\text{O}}(\text{atm})$ et

$$V = \text{long} \times \text{larg} \times h \quad \frac{(100 \text{ cm})^3}{(1 \text{ m})^3} \quad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} \quad P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,85 P_{\text{H}_2\text{O}}^\circ$$

$t_{\text{C}} \rightarrow T_{\text{K}}$ puis $P, V, T \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O(g)}} \rightarrow \text{masse}_{\text{H}_2\text{O(g)}}$

$$T_{\text{K}} = t_{\text{C}} + 273,15 \quad PV = nRT \quad \frac{18,01 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

Solution : $V = \text{long} \times \text{larg} \times h = 6,0 \text{ m} \times 10,0 \text{ m} \times 2,2 \text{ m} \times \frac{(100 \text{ cm})^3}{(1 \text{ m})^3} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 1,32 \times 10^5 \text{ L}$,

$P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,85 P_{\text{H}_2\text{O}}^\circ = 0,85 \times 0,0418 \text{ atm} = 0,035530 \text{ atm}$, $T_{\text{K}} = 30 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 303 \text{ K}$

puis $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,035530 \text{ atm} \times 1,32 \times 10^5 \text{ L}}{0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 303 \text{ K}} = 188,62 \text{ mol}$$

puis $188,62 \text{ mol} \times \frac{18,01 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 3400 \text{ g}$ à retirer.

Vérifier: les unités (g) sont correctes. L'ordre de grandeur (3400 g) a du sens parce que le volume de la maison est grand. Presque 200 mol d'eau sont retirées.

7.49 **Données:** récipient contenant 0,55 g d'eau à $t = 28 \text{ }^\circ\text{C}$, $P_{\text{H}_2\text{O}} = 0,03732 \text{ atm}$

Information recherchée: V minimal du contenant pour que toute l'eau soit en vapeur

Plan conceptuel: masse $_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}}$ et $t_{\text{C}} \rightarrow T_{\text{K}}$ puis $P, n, T \rightarrow V$

$$\frac{1 \text{ mol}}{18,01 \text{ g}} \quad T_{\text{K}} = t_{\text{C}} + 273,15 \quad PV = nRT$$

Solution : $0,55 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18,01 \text{ g}} = 0,030539 \text{ mol}$

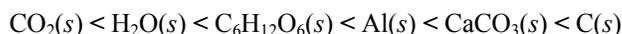
$T_{\text{K}} = 28 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 301 \text{ K}$, puis $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver V .

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,030539 \text{ mol} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 301 \text{ K}}{0,03732 \text{ atm}} = 20,21 \text{ L} = 2,0 \times 10^1 \text{ L}$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (20 L) a du sens parce que nous avons environ 1/30 de mole et une pression d'environ 1/30 d'atm et parce qu'à TPN, une mole de gaz occupe 22 L.

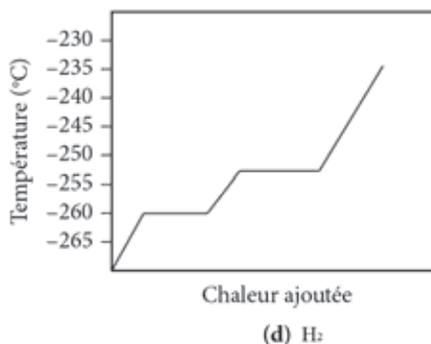
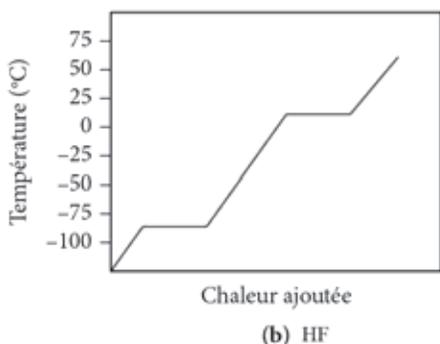
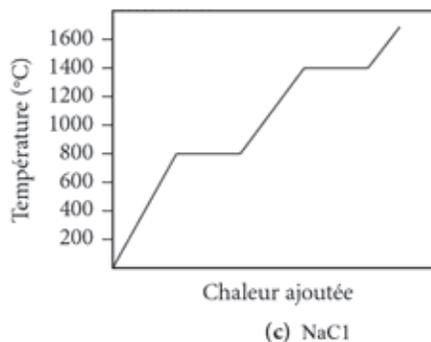
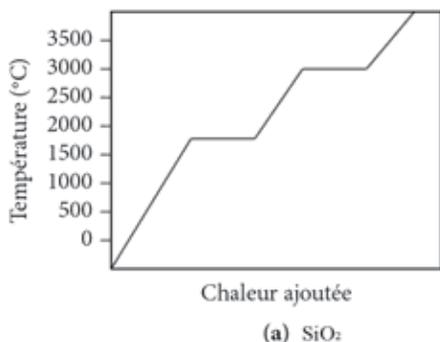
- 7.50 (a) RbCl: solide ionique (liaison ionique).
 $C_{10}H_8$: solide moléculaire (interactions dipôle induit-dipôle induit).
 Sc: solide métallique (liaison métallique).
 SiO_2 : solide macromoléculaire (liaisons covalentes).
- (b) $C_{10}H_8$
 (c) SiO_2
 (d) $C_{10}H_8$
 (e) Sc
 (f) RbCl
 (g) Sc
 (h) $C_{10}H_8$
 (i) $C_{10}H_8$

- 7.51 C(s): substance macromoléculaire.
 $H_2O(s)$: substance moléculaire, interactions de type ponts hydrogène.
 $C_6H_{12}O_6(s)$: substance moléculaire, interactions de type ponts hydrogène.
 $CaCO_3(s)$: substance ionique.
 $CO_2(s)$: substance moléculaire, interactions de type dipôle induit-dipôle induit.
 Al(s): substance métallique.



- 7.52 A: cette substance possède les points de fusion et d'ébullition les plus faibles. Les forces de cohésion les plus faibles sont retrouvées dans les substances formées de molécules non polaires possédant des nuages électroniques peu volumineux. La cohésion est alors assurée par des interactions dipôle-induit-dipôle induit de faible intensité.
- B: cette substance possède des points de fusion et d'ébullition plus élevés que la substance A mais plus faibles que ceux des substances C et D. Les températures de fusion et d'ébullition proches de celles observées pour une substance connue, l'eau, permettent de penser qu'il s'agit d'une substance dont la cohésion est assurée par des ponts hydrogène.
- C: cette substance possède des points de fusion et d'ébullition plus élevés que la substance de type ponts hydrogène mais plus faibles que ceux de la substance D. Les forces de cohésion supérieures aux ponts hydrogène mais moins efficaces que les liaisons covalentes sont les liaisons métalliques et les liaisons ioniques. Les valeurs de température particulièrement élevées permettent de soupçonner qu'il s'agit d'une substance ionique.
- D: la substance D fond à une température extrêmement élevée, ce qui permet de supposer que la cohésion est assurée par de liens physiques (liaisons covalentes) entre les atomes plutôt que par des forces électrostatiques. Cette substance est probablement un solide macromoléculaire.

7.53



- 7.54 (a) $\text{CO}_2(s) \rightarrow \text{CO}_2(g)$ à 194,7 K.
 (b) $\text{CO}_2(s) \rightarrow$ point triple à 216,5 K (les trois phases coexistent) $\rightarrow \text{CO}_2(g)$ au-dessus de 216,5 K.
 (c) $\text{CO}_2(s) \rightarrow \text{CO}_2(l)$ au-dessus de 216 K $\rightarrow \text{CO}_2(g)$ à environ 250 K.
 (d) $\text{CO}_2(s) \rightarrow \text{CO}_2(l) \rightarrow \text{CO}_2$ fluide supercritique lorsque la température dépasse 304 K.

PROBLÈMES DÉFIS

- 7.55 L'état plasma est créé par l'ionisation d'une substance. Les charges créées sont attirées les unes aux autres par des forces électrostatiques relativement élevées (charges complètes). Bien qu'aux températures requises pour créer l'état plasma l'énergie cinétique des particules soit très élevée, on ne peut négliger les forces d'attraction entre les ions. Ces «gaz» ne répondent donc pas à la loi des gaz parfaits où l'attraction entre les particules est considérée comme nulle.
- 7.56 Reportez-vous au diagramme de phases de l'azote qui se trouve dans la solution du problème 7.38. À 77 K et 1 atm, il y a équilibre entre l'azote gazeux et l'azote liquide. Cependant, si on aspire la fraction gazeuse de l'azote avec une pompe, on rompt cet équilibre en forçant le liquide à se vaporiser pour rétablir la phase gazeuse. Or, l'évaporation est un processus endothermique, de sorte qu'en se vaporisant, l'azote retire de la chaleur du liquide, ce qui fait chuter sa température. Si la température du liquide diminue, il en est de même de sa pression de vapeur d'équilibre. Un nouvel équilibre s'établit donc à une température et une pression plus basse, en suivant la courbe d'équilibre liquide-gaz, et ce jusqu'à ce qu'on atteigne le point triple où apparaîtra la phase solide de l'azote. Si la pression diminue sous 0,124 atm, le changement de phase passera de la vaporisation à la sublimation et on ne trouvera plus d'azote liquide, seulement du solide et du gaz.

$$7.57 \quad P_{\text{Totale}} = P_{\text{N}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{éthanol}}$$

P_{N_2} : servez-vous de la loi de Boyle-Mariotte pour calculer $P_1 V_1 = P_2 V_2$. Réarrangez l'équation pour trouver P_2 .

$$P_2 = P_1 \frac{V_1}{V_2} = 1,0 \text{ atm} \times \frac{1,0 \cancel{\text{L}}}{3,0 \cancel{\text{L}}} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = 253,333 \text{ mm Hg}$$

Pour l'eau et l'éthanol, il faut calculer la pression que créerait l'évaporation totale du liquide dans le récipient de 3,0 L.

$PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver P.

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{nRT}{V} = \frac{2,0 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol}}}{18,02 \cancel{\text{g}}} \times 0,08206 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \text{atm}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \text{K}} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} \times 308 \text{ K}}{3,00 \cancel{\text{L}}} = 710,640 \text{ mm Hg}$$

Étant donné que cette pression est supérieure à la pression de vapeur de l'eau à cette température, $P_{\text{H}_2\text{O}} = 42 \text{ mm Hg}$.

$$P_{\text{éthanol}} = \frac{nRT}{V} = \frac{0,50 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol}}}{46,07 \cancel{\text{g}}} \times 0,08206 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \text{atm}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \text{K}} \times \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} \times 308 \text{ K}}{3,00 \cancel{\text{L}}} = 69,4906 \text{ mm Hg}$$

Étant donné que cette pression est inférieure à la pression de vapeur de l'éthanol à cette température (102 mm Hg), tout le liquide s'évapore et $P_{\text{éthanol}} = 69,4906 \text{ mm Hg}$.

Enfin, la pression totale est

$$P_{\text{Totale}} = P_{\text{N}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}} + P_{\text{éthanol}} = 253,333 \text{ mm Hg} + 42 \text{ mm Hg} + 69,4906 \text{ mm Hg} = 364,823 \text{ mm Hg} = 360 \text{ mm Hg}$$

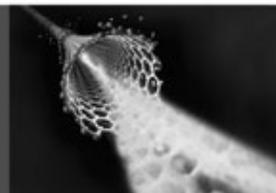
- 7.58 Le diamant est un solide macromoléculaire dont la cohésion est assurée uniquement par des liens covalents simples (les atomes de carbone sont hybridés sp^3). Dans le cas du graphite, les atomes de carbone hybridés sp^2 sont organisés en feuillet planaires où chaque atome fait deux liaisons simples et une liaison double avec ses carbones voisins. Les feuillets eux-mêmes sont retenus les uns aux autres par des forces dipôle induit-dipôle induit. Le graphite s'effrite plus facilement, car il est relativement aisé de séparer les feuillets. Toutefois, pour le faire fondre, il faut briser des liaisons doubles plus solides que les liaisons simples du diamant.

PROBLÈMES CONCEPTUELS

- 7.59 À TPN (273 K et 101,3 kPa), le gaz est à une température suffisamment élevée pour que l'énergie cinétique des molécules fasse en sorte que les forces de cohésion soient négligeables. De plus, à pression normale, les molécules ou les atomes sont suffisamment éloignés les uns des autres pour que leur volume soit négligeable comparé à la distance qui les sépare.
- 7.60 La fonte d'un cube de glace dans un verre d'eau n'augmente ni ne diminue le niveau de liquide dans le verre pourvu que la glace flotte toujours dans le liquide. Il en est ainsi parce que la glace déplace un volume d'eau lié à sa masse. Selon la même logique, la fonte des icebergs n'augmente pas le niveau des océans (en supposant que le contenu en solides dissous, et par conséquent la densité, ne change pas lorsque les icebergs fondent). Cependant, la fonte des glaciers situés sur un continent ou une île augmente le niveau des océans, tout comme verser plus d'eau dans un verre augmente le niveau d'eau dans le verre.

- 7.61 L'eau, par exemple, s'évapore plus rapidement dans un contenant avec une grande surface parce que les molécules disposent d'une plus grande surface pour s'évaporer. La pression de vapeur est la pression d'un gaz en équilibre dynamique avec le liquide (vitesse de vaporisation = vitesse de condensation). La pression de vapeur dépend seulement de la nature de la substance et de la température. Plus la surface est grande, plus rapidement l'état d'équilibre sera atteint.
- 7.62 La cohésion dans les matières plastiques est assurée par des forces intermoléculaires (interactions dipôle induit-dipôle induit, dipôle-dipôle ou encore ponts hydrogène), donc par des forces électrostatiques entre des charges partielles. Ces substances ont donc une plus faible cohésion et une résistance moindre à la chaleur que les substances ioniques (forces électrostatiques entre des charges complètes permanentes) ou macromoléculaires (partage physique d'orbitales).
- 7.63 Le point triple sera à une température plus basse parce que la droite d'équilibre de fusion a une pente positive. Cela signifie que la température et la pression augmentent à mesure qu'on se déplace du point triple au point de fusion normal.
- 7.64 Le segment liquide aura la pente la moins abrupte parce que c'est l'eau liquide qui exige le plus d'énergie pour élever sa température.
- 7.65 L'eau possède une capacité calorifique massique exceptionnellement élevée, ce qui a un effet de modération sur la température du caveau. Une grande cuve d'eau peut emmagasiner une grande quantité de chaleur. À mesure que la température de l'air chute, l'eau libère de la chaleur, gardant la température plus constante. Si la température du caveau diminue assez pour que l'eau commence à geler, la chaleur libérée au cours de sa congélation protégera encore les aliments dans le caveau.
- 7.66 La chaleur de fusion d'une substance est toujours plus petite que sa chaleur de vaporisation parce qu'on rompt moins d'interactions entre les particules quand on la fait fondre que quand on la vaporise. Lors de la fusion, les particules acquièrent une plus grande mobilité, mais elles interagissent encore fortement avec leurs voisines. Lors de la vaporisation, toutes les interactions entre les particules doivent être rompues (les particules de gaz n'ont essentiellement aucune interaction intermoléculaire), ce qui exige un plus grand apport d'énergie.

CHAPITRE 8



STOÉCHIOMÉTRIE I: LES SUBSTANCES

PROBLÈMES PAR SUJET

Masse atomique et concept de mole pour les éléments (8.2)

8.1 **Donnée:** 2,7 mol de soufre **Information recherchée:** atomes de soufre

Plan conceptuel: $n_S \rightarrow N_S$

$$\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{\text{mol}}$$

$$\text{Solution: } 2,7 \cancel{\text{ mol S}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes S}}{\cancel{\text{ mol S}}} = 1,6 \times 10^{24} \text{ atomes S}$$

Vérifier: les unités de la réponse (atomes S) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que plus d'une mole de matière est présente.

8.2 **Donnée:** $1,42 \times 10^{24}$ atomes d'aluminium **Information recherchée:** mol Al

Plan conceptuel: $N_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}}$

$$\frac{\text{mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}$$

$$\text{Solution: } 1,42 \times 10^{24} \cancel{\text{ atomes Al}} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{ atomes Al}}} = 2,36 \text{ mol Al}$$

Vérifier: les unités de la réponse (mol Al) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'un nombre d'atomes plus grand que le nombre d'Avogadro est présent.

8.3 (a) **Donnée:** 11,8 g Ar **Information recherchée:** mol Ar

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Ar}} \rightarrow n_{\text{Ar}}$

$$\frac{1 \text{ mol Ar}}{39,95 \text{ g Ar}}$$

$$\text{Solution: } 11,8 \cancel{\text{ g Ar}} \times \frac{1 \text{ mol Ar}}{39,95 \cancel{\text{ g Ar}}} = 0,295 \text{ mol Ar}$$

Vérifier: les unités de la réponse (mol Ar) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'un nombre d'atomes plus grand que le nombre d'Avogadro est présent.

(b) **Donnée:** 3,55 g Zn **Information recherchée:** mol Zn

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Zn}} \rightarrow n_{\text{Zn}}$

$$\frac{1 \text{ mol Zn}}{65,41 \text{ g Zn}}$$

$$\text{Solution: } 3,55 \cancel{\text{ g Zn}} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,41 \cancel{\text{ g Zn}}} = 0,0543 \text{ mol Zn}$$

Vérifier: les unités de la réponse (mol Zn) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'une masse inférieure à 1 mol est présente.

- (c) **Donnée:** 26,1 g Ta **Information recherchée:** mol Ta

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Ta}} \rightarrow n_{\text{Ta}}$

$$\frac{1 \text{ mol Ta}}{180,95 \text{ g Ta}}$$

Solution: $26,1 \cancel{\text{g Ta}} \times \frac{1 \text{ mol Ta}}{180,95 \cancel{\text{g Ta}}} = 0,144 \text{ mol Ta}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol Ta) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'une masse inférieure à 1 mol est présente.

- (d) **Donnée:** 0,211 g Li **Information recherchée:** mol Li

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Li}} \rightarrow n_{\text{Li}}$

$$\frac{1 \text{ mol Li}}{6,941 \text{ g Li}}$$

Solution: $0,211 \cancel{\text{g Li}} \times \frac{1 \text{ mol Li}}{6,941 \cancel{\text{g Li}}} = 0,0304 \text{ mol Li}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol Li) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'une masse inférieure à 1 mol est présente.

- 8.4 (a) **Donnée:** $2,3 \times 10^{-3}$ mol Sb **Information recherchée:** g Sb

Plan conceptuel: $n_{\text{Sb}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Sb}}$

$$\frac{121,76 \text{ g Sb}}{1 \text{ mol Sb}}$$

Solution: $2,3 \times 10^{-3} \cancel{\text{mol Sb}} \times \frac{121,76 \text{ g Sb}}{1 \cancel{\text{mol Sb}}} = 0,28 \text{ g Sb}$

Vérifier: les unités de la réponse (g Sb) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que moins de 1 mol Sb est présente.

- (b) **Donnée:** 0,0355 mol Ba **Information recherchée:** g Ba

Plan conceptuel: $n_{\text{Ba}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Ba}}$

$$\frac{137,33 \text{ g Ba}}{1 \text{ mol Ba}}$$

Solution: $0,0355 \cancel{\text{mol Ba}} \times \frac{137,33 \text{ g Ba}}{1 \cancel{\text{mol Ba}}} = 4,88 \text{ g Ba}$

Vérifier: les unités de la réponse (g Ba) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que moins de 1 mol Ba est présente.

- (c) **Donnée:** 43,9 mol Xe **Information recherchée:** g Xe

Plan conceptuel: $n_{\text{Xe}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Xe}}$

$$\frac{131,29 \text{ g Xe}}{1 \text{ mol Xe}}$$

Solution: $43,9 \cancel{\text{mol Xe}} \times \frac{131,29 \text{ g Xe}}{1 \cancel{\text{mol Xe}}} = 5,76 \times 10^3 \text{ g Xe}$

Vérifier: les unités de la réponse (g Xe) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que beaucoup plus d'une mole Xe est présente.

(d) **Donnée:** 1,3 mol W **Information recherchée:** g W

Plan conceptuel: $n_W \rightarrow \text{masse}_W$

$$\frac{183,84 \text{ g W}}{1 \text{ mol W}}$$

Solution: $1,3 \cancel{\text{ mol W}} \times \frac{183,84 \text{ g W}}{1 \cancel{\text{ mol W}}} = 2,4 \times 10^2 \text{ g W}$

Vérifier: les unités de la réponse (g W) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'un peu plus d'une mole W est présente.

8.5 **Donnée:** 2,54 g Ag **Information recherchée:** atomes Ag

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Ag}} \rightarrow n_{\text{Ag}} \rightarrow N_{\text{Ag}}$

$$\frac{1 \text{ mol Ag}}{107,87 \text{ g Ag}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{\text{mol}}$$

Solution: $2,54 \cancel{\text{ g Ag}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Ag}}}{107,87 \cancel{\text{ g Ag}}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Ag}}{1 \cancel{\text{ mol Ag}}} = 1,42 \times 10^{22} \text{ atomes Ag}$

Vérifier: les unités de la réponse (atomes Ag) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'une masse inférieure à 1 mol Ag est présente.

8.6 **Donnée:** $9,71 \times 10^{22}$ atomes Pt **Information recherchée:** g Pt

Plan conceptuel: $N_{\text{Pt}} \rightarrow n_{\text{Pt}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Pt}}$

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} \quad \frac{195,08 \text{ g Pt}}{1 \text{ mol Pt}}$$

Solution: $9,71 \times 10^{22} \cancel{\text{ atomes Pt}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Pt}}}{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{ atomes Pt}}} \times \frac{195,08 \text{ g Pt}}{1 \cancel{\text{ mol Pt}}} = 31,5 \text{ g Pt}$

Vérifier: les unités de la réponse (g Pt) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'un nombre d'atomes inférieur à 1 mol Pt est présent.

8.7 (a) **Donnée:** 5,18 g P **Information recherchée:** atomes P

Plan conceptuel: $\text{masse}_P \rightarrow n_P \rightarrow N_P$

$$\frac{1 \text{ mol P}}{30,97 \text{ g P}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{\text{mol}}$$

Solution: $5,18 \cancel{\text{ g P}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol P}}}{30,97 \cancel{\text{ g P}}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes P}}{1 \cancel{\text{ mol P}}} = 1,01 \times 10^{23} \text{ atomes P}$

Vérifier: les unités de la réponse (atomes P) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'une masse inférieure à 1 mol P est présente.

(b) **Donnée:** 2,26 g Hg **Information recherchée:** atomes Hg

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Hg}} \rightarrow n_{\text{Hg}} \rightarrow N_{\text{Hg}}$

$$\frac{1 \text{ mol Hg}}{200,59 \text{ g Hg}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{\text{mol}}$$

Solution: $2,26 \cancel{\text{ g Hg}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Hg}}}{200,59 \cancel{\text{ g Hg}}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Hg}}{1 \cancel{\text{ mol Hg}}} = 6,78 \times 10^{21} \text{ atomes Hg}$

Vérifier: les unités de la réponse (atomes Hg) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'une masse de beaucoup inférieure à 1 mol Hg est présente.

Vérifier: les unités de la réponse (g Pb) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'un nombre d'atomes inférieur au nombre d'Avogadro est présent dans l'échantillon.

(d) **Donnée:** $7,9 \times 10^{21}$ atomes d'uranium **Information recherchée:** g U

Plan conceptuel: $N_U \rightarrow n_U \rightarrow \text{masse}_U$

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} \quad \frac{238,029 \text{ g U}}{1 \text{ mol U}}$$

$$\text{Solution: } 7,9 \times 10^{21} \text{ atomes U} \times \frac{1 \text{ mol U}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes U}} \times \frac{238,029 \text{ g U}}{1 \text{ mol U}} = 3,1 \text{ g U}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g U) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'un nombre d'atomes inférieur au nombre d'Avogadro est présent dans l'échantillon.

8.9 **Donnée:** 83 mg diamant (Carbone) **Information recherchée:** atomes C

Plan conceptuel: $\text{masse}_C \text{ (mg)} \rightarrow \text{masse}_C \text{ (g)} \rightarrow n_C \rightarrow N_C$

$$\frac{1 \text{ g C}}{1000 \text{ mg C}} \quad \frac{1 \text{ mol C}}{12,011 \text{ g C}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{\text{mol}}$$

$$\text{Solution: } 83 \text{ mg C} \times \frac{1 \text{ g C}}{1000 \text{ mg C}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,011 \text{ g C}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes C}}{1 \text{ mol C}} = 4,2 \times 10^{21} \text{ atomes C}$$

Vérifier: les unités de la réponse (atomes C) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'une masse inférieure à 1 mol C est présente.

8.10 **Donnée:** 427 kg d'hélium **Information recherchée:** atomes He

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{He}} \text{ (kg)} \rightarrow \text{masse}_{\text{He}} \text{ (g)} \rightarrow n_{\text{He}} \rightarrow N_{\text{He}}$

$$\frac{1000 \text{ g He}}{1 \text{ kg He}} \quad \frac{1 \text{ mol He}}{4,0026 \text{ g He}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{\text{mol}}$$

$$\text{Solution: } 427 \text{ kg He} \times \frac{1000 \text{ g He}}{1 \text{ kg He}} \times \frac{1 \text{ mol He}}{4,0026 \text{ g He}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes He}}{1 \text{ mol He}} = 6,42 \times 10^{28} \text{ atomes He}$$

Vérifier: les unités de la réponse (atomes He) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'une masse de beaucoup supérieure à 1 mol He est présente.

8.11 **Donnée:** 1 atome de platine **Information recherchée:** g Pt

Plan conceptuel: $N_{\text{Pt}} \rightarrow n_{\text{Pt}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Pt}}$

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} \quad \frac{195,08 \text{ g Pt}}{1 \text{ mol Pt}}$$

$$\text{Solution: } 1 \text{ atome Pt} \times \frac{1 \text{ mol Pt}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Pt}} \times \frac{195,08 \text{ g Pt}}{1 \text{ mol Pt}} = 3,239 \times 10^{-22} \text{ g Pt}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g Pt) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que seulement 1 atome est présent dans l'échantillon.

8.12 **Donnée:** 35 atomes de xénon **Information recherchée:** g Xe

Plan conceptuel: $N_{\text{Xe}} \rightarrow n_{\text{Xe}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Xe}}$

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} \quad \frac{131,29 \text{ g Xe}}{1 \text{ mol Xe}}$$

$$\text{Solution: } 35 \text{ atomes Xe} \times \frac{1 \text{ mol Xe}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Xe}} \times \frac{131,29 \text{ g Xe}}{1 \text{ mol Xe}} = 7,631 \times 10^{-21} \text{ g Xe}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g Xe) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que seulement 35 atomes sont présents dans l'échantillon.

Masse formulaire et concept de mole pour les composés (8.3)

8.13 Pour calculer la masse formulaire, additionnez les masses atomiques de chaque atome dans la formule chimique.

$$\begin{aligned} \text{(a) NO}_2 \quad \text{Masse formulaire} &= 1 \times (\text{masse atomique N}) + 2 \times (\text{masse atomique O}) \\ &= 1 \times (14,01 \text{ u}) + 2 \times (16,00 \text{ u}) \\ &= 46,01 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(b) C}_4\text{H}_{10} \quad \text{Masse formulaire} &= 4 \times (\text{masse atomique C}) + 10 \times (\text{masse atomique H}) \\ &= 4 \times (12,01 \text{ u}) + 10 \times (1,008 \text{ u}) \\ &= 58,12 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(c) C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \quad \text{Masse formulaire} &= 6 \times (\text{masse atomique C}) + 12 \times (\text{masse atomique H}) + 6 \times (\text{masse at. O}) \\ &= 6 \times (12,01 \text{ u}) + 12 \times (1,008 \text{ u}) + 6 \times (16,00 \text{ u}) \\ &= 180,16 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(d) Cr(NO}_3)_3 \quad \text{Masse formulaire} &= 1 \times (\text{masse atomique Cr}) + 3 \times (\text{masse atomique N}) + 9 \times (\text{masse at. O}) \\ &= 1 \times (52,00 \text{ u}) + 3 \times (14,01 \text{ u}) + 9 \times (16,00 \text{ u}) \\ &= 238,03 \text{ u} \end{aligned}$$

8.14 Pour calculer la masse formulaire, additionnez les masses atomiques de chaque atome dans la formule chimique.

$$\begin{aligned} \text{(a) MgBr}_2 \quad \text{Masse formulaire} &= 1 \times (\text{masse atomique Mg}) + 2 \times (\text{masse atomique Br}) \\ &= 1 \times (24,31 \text{ u}) + 2 \times (79,90 \text{ u}) \\ &= 184,11 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(b) HNO}_2 \quad \text{Masse formulaire} &= 1 \times (\text{masse atomique H}) + 1 \times (\text{masse atomique N}) \\ &\quad + 2 \times (\text{masse atomique O}) \\ &= 1 \times (1,008 \text{ u}) + 1 \times (14,01 \text{ u}) + 2 \times (16,00 \text{ u}) \\ &= 47,02 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(c) CBr}_4 \quad \text{Masse formulaire} &= 1 \times (\text{masse atomique C}) + 4 \times (\text{masse atomique Br}) \\ &= 1 \times (12,01 \text{ u}) + 4 \times (79,90 \text{ u}) \\ &= 331,61 \text{ u} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{(d) Ca(NO}_3)_2 \quad \text{Masse formulaire} &= 1 \times (\text{masse atomique Ca}) + 2 \times (\text{masse at. N}) + 6 \times (\text{masse at. O}) \\ &= 1 \times (40,08 \text{ u}) + 2 \times (14,01 \text{ u}) + 6 \times (16,00 \text{ u}) \\ &= 164,10 \text{ u} \end{aligned}$$

8.15 (a) **Donnée:** 72,5 g CCl₄ **Information recherchée:** nombre de moles

Plan conceptuel: masse_{CCl₄} → n_{CCl₄}

$$\frac{1 \text{ mol}}{153,81 \text{ g CCl}_4}$$

$$\text{Solution: } 72,5 \text{ g CCl}_4 \times \frac{1 \text{ mol CCl}_4}{153,81 \text{ g CCl}_4} = 0,4714 \text{ mol CCl}_4 = 0,471 \text{ mol CCl}_4$$

Vérifier: les unités de la réponse (mol CCl₄) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié parce que la réponse est inférieure à 1 mol NO₂.

- (b) **Donnée:** 12,4 g C₁₂H₂₂O₁₁ **Information recherchée:** mol C₁₂H₂₂O₁₁

Plan conceptuel: masse_{C₁₂H₂₂O₁₁} → n_{C₁₂H₂₂O₁₁}

$$\frac{1 \text{ mol}}{342,296 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}$$

Solution:

$$12,4 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} \times \frac{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342,296 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = 0,03623 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 0,0362 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$$

Vérifier: les unités de la réponse (mol C₁₂H₂₂O₁₁) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié parce qu'il y a moins de 1 mol C₁₂H₂₂O₁₁.

- (c) **Donnée:** 25,2 g C₂H₂ **Information recherchée:** mol C₂H₂

Plan conceptuel: → masse_{C₂H₂} (g) → n_{C₂H₂}

$$\frac{1 \text{ mol}}{26,036 \text{ g C}_{2}\text{H}_{2}}$$

$$\text{Solution: } 25,2 \text{ g C}_{2}\text{H}_{2} \times \frac{1 \text{ mol C}_{2}\text{H}_{2}}{26,036 \text{ g C}_{2}\text{H}_{2}} = 0,9679 \text{ mol C}_{2}\text{H}_{2} = 0,968 \text{ mol C}_{2}\text{H}_{2}$$

Vérifier: les unités de la réponse (mol C₂H₂) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié parce que plus de 1 g de C₂H₂ est présent.

- (d) **Donnée:** 12,3 g monoxyde de diazote **Information recherchée:** mol N₂O

Plan conceptuel: monoxyde de diazote → formule et masse_{N₂O} → n_{N₂O}

$$\frac{1 \text{ mol}}{44,02 \text{ g N}_{2}\text{O}}$$

Solution: le monoxyde de diazote est N₂O.

$$12,3 \text{ g N}_{2}\text{O} \times \frac{1 \text{ mol N}_{2}\text{O}}{44,02 \text{ g N}_{2}\text{O}} = 0,2794 \text{ mol N}_{2}\text{O} = 0,279 \text{ mol N}_{2}\text{O}$$

Vérifier: les unités de la réponse (mol N₂O) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié parce que moins de 1 mol N₂O est présente.

- 8.16 (a) **Donnée:** 15,7 mol HNO₃ **Information recherchée:** g HNO₃

Plan conceptuel: n_{HNO₃} → masse_{HNO₃}

$$\frac{63,018 \text{ g HNO}_{3}}{1 \text{ mol}}$$

$$\text{Solution: } 15,7 \text{ mol HNO}_{3} \times \frac{63,018 \text{ g HNO}_{3}}{1 \text{ mol HNO}_{3}} = 989,38 \text{ grammes HNO}_{3} = 989 \text{ g HNO}_{3}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g HNO₃) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est approprié parce qu'il y a plus de 15 mol HNO₃.

- (b) **Donnée:** $1,04 \times 10^{-3}$ mol H_2O_2 **Information recherchée:** g H_2O_2

Plan conceptuel: $n_{\text{H}_2\text{O}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{H}_2\text{O}_2}$

$$\frac{34,016 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol}}$$

Solution: $1,04 \times 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{O}_2 \times \frac{34,016 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 0,03538 \text{ g H}_2\text{O}_2 = 0,0354 \text{ g H}_2\text{O}_2$

Vérifier: les unités de la réponse (g H_2O_2) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que beaucoup moins de 1 mol H_2O_2 est présente.

- (c) **Donnée:** 72,1 mmol SO_2 **Information recherchée:** g SO_2

Plan conceptuel: n_{SO_2} (mmol) $\rightarrow n_{\text{SO}_2}$ (mol) $\rightarrow \text{masse}_{\text{SO}_2}$

$$\frac{10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ mmol}} \quad \frac{64,07 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol}}$$

Solution: $72,1 \text{ mmol SO}_2 \times \frac{10^{-3} \text{ mol}}{1 \text{ mmol}} \times \frac{64,07 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2} = 4,6194 \text{ g SO}_2 = 4,62 \text{ g SO}_2$

Vérifier: les unités de la réponse (g SO_2) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est approprié parce qu'il y a un petit nombre de mol SO_2 .

- (d) **Donnée:** 1,23 mol de difluorure de xénon **Information recherchée:** g XeF_2

Plan conceptuel: difluorure de xénon \rightarrow formule puis $n_{\text{XeF}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{XeF}_2}$

$$\frac{169,29 \text{ g XeF}_2}{1 \text{ mol}}$$

Solution: $1,23 \text{ mol XeF}_2 \times \frac{169,29 \text{ g XeF}_2}{1 \text{ mol XeF}_2} = 208,23 \text{ g XeF}_2 = 208 \text{ g XeF}_2$

Vérifier: les unités de la réponse (g XeF_2) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il y a plus d'une mole XeF_2 .

- 8.17 (a) **Donnée:** 3,5 g H_2O **Information recherchée:** nombre de molécules H_2O

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow N_{\text{H}_2\text{O}}$

$$\frac{1 \text{ mol}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}}$$

Solution: $3,5 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}} = 1,2 \times 10^{23} \text{ molécules H}_2\text{O}$

Vérifier: les unités de la réponse (molécules H_2O) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: la réponse est plus petite que le nombre d'Avogadro, comme prévu, parce qu'il y a moins de 1 mol H_2O .

- (b) **Donnée:** 254 g CBr_4 **Information recherchée:** nombre de molécules CBr_4

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{CBr}_4} \rightarrow n_{\text{CBr}_4} \rightarrow N_{\text{CBr}_4}$

$$\frac{1 \text{ mol}}{331,6 \text{ g CBr}_4} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules CBr}_4}{\text{mol CBr}_4}$$

$$\text{Solution: } 254 \text{ g } \cancel{\text{CBr}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{CBr}_4}}{331,6 \cancel{\text{CBr}_4}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{CBr}_4}{\cancel{\text{mol } \text{CBr}_4}} = 4,61 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{CBr}_4$$

Vérifier: les unités de la réponse (molécules CBr_4) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: la réponse est plus grande que le nombre d'Avogadro, comme prévu, parce qu'il y a plus d'une mole CBr_4 .

- (c) **Donnée:** 18,3 g O_2 **Information recherchée:** nombre de molécules O_2

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{O}_2} \rightarrow n_{\text{O}_2} \rightarrow N_{\text{O}_2}$

$$\frac{1 \text{ mol}}{32,00 \text{ g } \text{O}_2} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{O}_2}{\text{mol } \text{O}_2}$$

$$\text{Solution: } 18,3 \text{ g } \cancel{\text{O}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{O}_2}}{32,00 \cancel{\text{g } \text{O}_2}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{O}_2}{\cancel{\text{mol } \text{O}_2}} = 3,44 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{O}_2$$

Vérifier: les unités de la réponse (molécules O_2) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: la réponse est plus petite que le nombre d'Avogadro, comme prévu, parce qu'il y a moins de 1 mol O_2 .

- (d) **Donnée:** 26,9 g C_8H_{10} **Information recherchée:** nombre de molécules C_8H_{10}

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{C}_8\text{H}_{10}} \rightarrow n_{\text{C}_8\text{H}_{10}} \rightarrow N_{\text{C}_8\text{H}_{10}}$

$$\frac{1 \text{ mol}}{106,16 \text{ g } \text{C}_8\text{H}_{10}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{C}_8\text{H}_{10}}{\text{mol } \text{C}_8\text{H}_{10}}$$

Solution:

$$26,9 \text{ g } \cancel{\text{C}_8\text{H}_{10}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}_8\text{H}_{10}}}{106,16 \cancel{\text{C}_8\text{H}_{10}}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{C}_8\text{H}_{10}}{\cancel{\text{mol } \text{C}_8\text{H}_{10}}} = 1,53 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{C}_8\text{H}_{10}$$

Vérifier: les unités de la réponse (molécules C_8H_{10}) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: la réponse est plus petite que le nombre d'Avogadro, comme prévu, parce qu'il y a moins de 1 mol C_8H_{10} .

- 8.18 (a) **Donnée:** $3,87 \times 10^{21}$ molécules SO_3 **Information recherchée:** g SO_3

Plan conceptuel: $N_{\text{SO}_3} \rightarrow n_{\text{SO}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{SO}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol } \text{SO}_3}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{SO}_3} \quad \frac{80,07 \text{ g } \text{SO}_3}{1 \text{ mol } \text{SO}_3}$$

$$\text{Solution: } 3,87 \times 10^{21} \text{ molécules } \cancel{\text{SO}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{SO}_3}}{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{molécules } \text{SO}_3}} \times \frac{80,07 \text{ g } \text{SO}_3}{1 \cancel{\text{mol } \text{SO}_3}} = 0,515 \text{ g } \text{SO}_3$$

Vérifier: les unités de la réponse (g SO_3) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: il y a moins du nombre d'Avogadro de molécules; donc il y a moins de 1 mol SO_3 .

- (b) **Donnée:** $1,3 \times 10^{24}$ molécules H_2O **Information recherchée:** g H_2O

Plan conceptuel: $N_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow \text{masse}_{\text{H}_2\text{O}}$

$$\frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules } \text{H}_2\text{O}} \quad \frac{18,02 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}$$

$$\text{Solution: } 1,3 \times 10^{24} \text{ molécules } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}}{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{molécules } \text{H}_2\text{O}}} \times \frac{18,02 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \cancel{\text{mol } \text{H}_2\text{O}}} = 38,9 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g H₂O) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: il y a plus que le nombre d'Avogadro de molécules; donc il y a plus d'une mole H₂O.

(c) **Donnée:** $2,55 \times 10^{24}$ molécules O₃ **Information recherchée:** g O₃

Plan conceptuel: $N_{\text{O}_3} \rightarrow n_{\text{O}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{O}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol O}_3}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules O}_3} \quad \frac{48,00 \text{ g O}_3}{1 \text{ mol O}_3}$$

$$\text{Solution: } 2,55 \times 10^{24} \text{ molécules O}_3 \times \frac{1 \text{ mol O}_3}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules O}_3} \times \frac{48,00 \text{ g O}_3}{1 \text{ mol O}_3} = 203 \text{ g O}_3$$

Vérifier: les unités de la réponse (g O₃) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: il y a plus que le nombre d'Avogadro de molécules; donc il y a plus d'une mole O₃.

(d) **Donnée:** $1,54 \times 10^{21}$ molécules CCl₂F₂ **Information recherchée:** g CCl₂F₂

Plan conceptuel: $N_{\text{CCl}_2\text{F}_2} \rightarrow n_{\text{CCl}_2\text{F}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{CCl}_2\text{F}_2}$

$$\frac{1 \text{ mol CCl}_2\text{F}_2}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules CCl}_2\text{F}_2} \quad \frac{120,91 \text{ g CCl}_2\text{F}_2}{1 \text{ mol CCl}_2\text{F}_2}$$

Solution:

$$1,54 \times 10^{21} \text{ molécules CCl}_2\text{F}_2 \times \frac{1 \text{ mol CCl}_2\text{F}_2}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules CCl}_2\text{F}_2} \times \frac{120,91 \text{ g CCl}_2\text{F}_2}{1 \text{ mol CCl}_2\text{F}_2} = 0,309 \text{ g CCl}_2\text{F}_2$$

Vérifier: les unités de la réponse (g CCl₂F₂) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: il y a moins que le nombre d'Avogadro de molécules; donc il y a moins de 1 mol CCl₂F₂.

8.19 **Donnée:** 1 molécule H₂O **Information recherchée:** g H₂O

Plan conceptuel: $N_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow \text{masse}_{\text{H}_2\text{O}}$

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules H}_2\text{O}} \quad \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

$$\text{Solution: } 1 \text{ molécule H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules H}_2\text{O}} \times \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,992 \times 10^{-23} \text{ g H}_2\text{O}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g H₂O) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: il y a beaucoup moins que le nombre d'Avogadro de molécules; donc il y a moins de 1 mol H₂O.

8.20 **Donnée:** 1 molécule C₆H₁₂O₆ **Information recherchée:** g C₆H₁₂O₆

Plan conceptuel: $N_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \rightarrow n_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \rightarrow \text{masse}_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$

$$\frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \quad \frac{180,16 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$$

Solution:

$$1 \text{ molécule C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \times \frac{180,16 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 2,992 \times 10^{-22} \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Vérifier: les unités de la réponse (g C₆H₁₂O₆) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: il y a beaucoup moins que le nombre d'Avogadro de molécules; donc il y a moins de 1 mol C₆H₁₂O₆.

8.21 **Donnée:** $1,8 \times 10^{17}$ molécules $C_{12}H_{22}O_{11}$ **Information recherchée:** mg $C_{12}H_{22}O_{11}$
Plan conceptuel: $N_{C_{12}H_{22}O_{11}} \rightarrow n_{C_{12}H_{22}O_{11}} \rightarrow \text{masse}_{C_{12}H_{22}O_{11}} \text{ (g)} \rightarrow \text{masse}_{C_{12}H_{22}O_{11}} \text{ (mg)}$

$$\frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules } C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{342,3 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{1 \times 10^3 \text{ mg } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}$$

Solution:

$$1,8 \times 10^{17} \text{ molécules } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules } C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{342,3 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} \times \frac{1 \times 10^3 \text{ mg } C_{12}H_{22}O_{11}}{1 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}}$$

$$= 0,10 \text{ mg } C_{12}H_{22}O_{11}$$

Vérifier: les unités de la réponse (mg $C_{12}H_{22}O_{11}$) sont correctes. L'ordre de grandeur est approprié: il y a beaucoup moins que le nombre d'Avogadro de molécules; donc il y a beaucoup moins que 1 mol $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Rapports de masse et de quantité de substance (8.4)

 8.22 (a) **Donnée:** CH_4 **Information recherchée:** pourcentage massique de C

Plan conceptuel: $\%_{m/m} \text{ (C)} = \frac{1 \times M_C}{M_{CH_4}} \times 100 \%$

Solution: $1 \times M_C = 1(12,01 \text{ g/mol}) = 12,01 \text{ g C}$

$M_{CH_4} = 1(12,01 \text{ g/mol}) + 4(1,008 \text{ g/mol}) = 16,04 \text{ g/mol}$

$\%_{m/m} \text{ (C)} = \frac{1 \times M_C}{M_{CH_4}} \times 100 \%$

$= \frac{12,01 \text{ g/mol}}{16,04 \text{ g/mol}} \times 100 \%$

$= 74,87\%$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et que le carbone est l'élément le plus lourd.

 (b) **Donnée:** C_2H_6 **Information recherchée:** pourcentage massique de C

Plan conceptuel: $\%_{m/m} \text{ (C)} = \frac{2 \times M_C}{M_{C_2H_6}} \times 100 \%$

Solution: $2 \times M_C = 2(12,01 \text{ g/mol}) = 24,02 \text{ g C}$

$M_{C_2H_6} = 1(12,01 \text{ g/mol}) + 6(1,008 \text{ g/mol}) = 30,07 \text{ g/mol}$

$\%_{m/m} \text{ (C)} = \frac{2 \times M_C}{M_{C_2H_6}} \times 100 \%$

$= \frac{24,02 \text{ g/mol}}{30,07 \text{ g/mol}} \times 100 \%$

$= 79,88\%$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et que le carbone est l'élément le plus lourd.

- (c) **Donnée:** C₂H₂ **Information recherchée:** pourcentage massique de C

Plan conceptuel: $\%_{\text{m/m}}(\text{C}) = \frac{2 \times M_{\text{C}}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2}} \times 100 \%$

Solution: $2 \times M_{\text{C}} = 2(12,01 \text{ g/mol}) = 24,02 \text{ g C}$

$$M_{\text{C}_2\text{H}_2} = 2(12,01 \text{ g/mol}) + 2(1,008 \text{ g/mol}) = 26,04 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}}(\text{C}) = \frac{2 \times M_{\text{C}}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2}} \times 100 \%$$

$$= \frac{24,02 \text{ g/mol}}{26,04 \text{ g/mol}} \times 100 \%$$

$$= 92,24\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et que le carbone est l'élément le plus lourd.

- (d) **Donnée:** C₂H₅Cl **Information recherchée:** pourcentage massique de C

Plan conceptuel: $\%_{\text{m/m}}(\text{C}) = \frac{2 \times M_{\text{C}}}{M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}}} \times 100 \%$

Solution: $2 \times M_{\text{C}} = 2(12,01 \text{ g/mol}) = 24,02 \text{ g C}$

$$M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}} = 2(12,01 \text{ g/mol}) + 5(1,008 \text{ g/mol}) + 1(35,45 \text{ g/mol}) = 64,51 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}}(\text{C}) = \frac{2 \times M_{\text{C}}}{M_{\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}}} \times 100 \%$$

$$= \frac{24,02 \text{ g/mol}}{64,51 \text{ g/mol}} \times 100 \%$$

$$= 37,23\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et que le carbone est l'élément le plus lourd.

- 8.23 (a) **Donnée:** N₂O **Information recherchée:** pourcentage massique de N

Plan conceptuel: $\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{2 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{N}_2\text{O}}} \times 100 \%$

Solution: $2 \times M_{\text{N}} = 2(14,01 \text{ g/mol}) = 28,02 \text{ g N}$

$$M_{\text{N}_2\text{O}} = 2(14,01 \text{ g/mol}) + (16,00 \text{ g/mol}) = 44,02 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{2 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{N}_2\text{O}}} \times 100 \%$$

$$= \frac{28,02 \text{ g/mol}}{44,02 \text{ g/mol}} \times 100 \%$$

$$= 63,65\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et il y a deux atomes d'azote par molécule.

(b) **Donnée:** NO **Information recherchée:** pourcentage massique de N

$$\text{Plan conceptuel: } \%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{1 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{NO}}} \times 100 \%$$

$$\text{Solution: } 1 \times M_{\text{N}} = 1(14,01 \text{ g/mol}) = 14,01 \text{ g N}$$

$$M_{\text{NO}} = (14,01 \text{ g/mol}) + (16,00 \text{ g/mol}) = 30,01 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{1 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{NO}}} \times 100 \%$$

$$= \frac{14,01 \text{ g/mol}}{30,01 \text{ g/mol}} \times 100 \%$$

$$= 46,68\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et la masse d'azote est inférieure à celle de l'oxygène.

(c) **Donnée:** NO₂ **Information recherchée:** pourcentage massique de N

$$\text{Plan conceptuel: } \%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{1 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{NO}_2}} \times 100 \%$$

$$\text{Solution: } 1 \times M_{\text{N}} = 1(14,01 \text{ g/mol}) = 14,01 \text{ g N}$$

$$M_{\text{NO}_2} = (14,01 \text{ g/mol}) + 2(16,00 \text{ g/mol}) = 46,01 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{1 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{NO}_2}} \times 100 \%$$

$$= \frac{14,01 \text{ g/mol}}{46,01 \text{ g/mol}} \times 100 \%$$

$$= 30,45\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100%. La masse de l'azote est inférieure à celle de l'oxygène, et il y a deux atomes d'oxygène par molécule.

(d) **Donnée:** HNO₃ **Information recherchée:** pourcentage massique de N

$$\text{Plan conceptuel: } \%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{1 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{HNO}_3}} \times 100 \%$$

$$\text{Solution: } 1 \times M_{\text{N}} = 1(14,01 \text{ g/mol}) = 14,01 \text{ g N}$$

$$M_{\text{HNO}_3} = (1,008 \text{ g/mol}) + (14,01 \text{ g/mol}) + 3(16,00 \text{ g/mol}) = 63,02 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{1 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{HNO}_3}} \times 100 \%$$

$$= \frac{14,01 \text{ g/mol}}{63,02 \text{ g/mol}} \times 100 \%$$

$$= 22,23\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100%. La masse de l'azote est inférieure à celle de l'oxygène, et il y a trois atomes d'oxygène par molécule.

8.24 **Donnée:** NH_3

Information recherchée: pourcentage massique de N

Plan conceptuel: $\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{1 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{NH}_3}} \times 100 \%$

Solution: $1 \times M_{\text{N}} = 1(14,01 \text{ g/mol}) = 14,01 \text{ g N}$

$$M_{\text{NH}_3} = 3(1,008 \text{ g/mol}) + (14,01 \text{ g/mol}) = 17,03 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \%_{\text{m/m}}(\text{N}) &= \frac{1 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{NH}_3}} \times 100 \% \\ &= \frac{14,01 \text{ g/mol}}{17,03 \text{ g/mol}} \times 100 \% \\ &= 82,27\% \end{aligned}$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et l'azote est l'atome le plus lourd présent.

Donnée: $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$

Information recherchée: pourcentage massique de N

Plan conceptuel: $\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{2 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2}} \times 100 \%$

Solution: $2 \times M_{\text{N}} = 2(14,01 \text{ g/mol}) = 28,02 \text{ g N}$

$$M_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2} = (12,01 \text{ g/mol}) + (16,00 \text{ g/mol}) + 2(14,01 \text{ g/mol}) + 4(1,008 \text{ g/mol}) = 60,06 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \%_{\text{m/m}}(\text{N}) &= \frac{2 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{CO}(\text{NH}_2)_2}} \times 100 \% \\ &= \frac{28,02 \text{ g/mol}}{60,06 \text{ g/mol}} \times 100 \% \\ &= 46,65\% \end{aligned}$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et qu'il y a deux atomes d'azote et seulement un carbone et un oxygène par molécule.

Donnée: NH_4NO_3

Information recherchée: pourcentage massique de N

Plan conceptuel: $\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{2 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3}} \times 100 \%$

Solution: $2 \times M_{\text{N}} = 2(14,01 \text{ g/mol}) = 28,02 \text{ g N}$

$$M_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 2(14,01 \text{ g/mol}) + 4(1,008 \text{ g/mol}) + 3(16,00 \text{ g/mol}) = 80,05 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \%_{\text{m/m}}(\text{N}) &= \frac{2 \times M_{\text{N}}}{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3}} \times 100 \% \\ &= \frac{28,02 \text{ g/mol}}{80,05 \text{ g/mol}} \times 100 \% \\ &= 35,00\% \end{aligned}$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100%. La masse de l'azote est inférieure à la masse d'oxygène et il y a deux atomes d'azote et trois atomes d'oxygène par molécule.

Donnée: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Information recherchée: pourcentage massique de N

Plan conceptuel: $\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{2 \times M_{\text{N}}}{M_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}} \times 100 \%$

Solution: $2 \times M_{\text{N}} = 2(14,01 \text{ g/mol}) = 28,02 \text{ g N}$

$$M_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 2(14,01 \text{ g/mol}) + 8(1,008 \text{ g/mol}) + (32,07 \text{ g/mol}) + 4(16,00 \text{ g/mol})$$

$$= 132,15 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}}(\text{N}) = \frac{2 \times M_{\text{N}}}{M_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}} \times 100 \%$$

$$= \frac{28,02 \text{ g/mol}}{132,15 \text{ g/mol}} \times 100 \%$$

$$= 21,20\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et la masse de l'azote est inférieure à la masse d'oxygène et du soufre. L'engrais avec le plus haut contenu en azote est NH_3 avec un pourcentage massique d'azote de 82,27%.

8.25 **Donnée:** Fe_2O_3

Information recherchée: pourcentage massique de Fe

Plan conceptuel: $\%_{\text{m/m}}(\text{Fe}) = \frac{2 \times M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} \times 100 \%$

Solution: $2 \times M_{\text{Fe}} = 2(55,85 \text{ g/mol}) = 111,7 \text{ g Fe}$

$$M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2(55,85 \text{ g/mol}) + 3(16,00 \text{ g/mol}) = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}}(\text{Fe}) = \frac{2 \times M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} \times 100 \%$$

$$= \frac{111,7 \text{ g/mol}}{159,7 \text{ g/mol}} \times 100 \%$$

$$= 69,94\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et le fer est responsable de la majeure partie de la masse formulaire.

Donnée: Fe_3O_4

Information recherchée: pourcentage massique de Fe

Plan conceptuel: $\%_{\text{m/m}}(\text{Fe}) = \frac{3 \times M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}} \times 100 \%$

Solution: $3 \times M_{\text{Fe}} = 3(55,85 \text{ g/mol}) = 167,6 \text{ g Fe}$

$$M_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 3(55,85 \text{ g/mol}) + 4(16,00 \text{ g/mol}) = 231,6 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}}(\text{Fe}) = \frac{3 \times M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}} \times 100 \%$$

$$= \frac{167,6 \text{ g/mol}}{231,6 \text{ g/mol}} \times 100 \% \\ = 72,37\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et le fer est responsable de la majeure partie de la masse formulaire. Fe₃O₄ est le minerai qui a le contenu en fer le plus élevé avec 72,37%.

Donnée: FeCO₃

Information recherchée: pourcentage massique de Fe

Plan conceptuel: %_{m/m} (Fe) = $\frac{1 \times M_{\text{Fe}}}{M_{\text{FeCO}_3}} \times 100 \%$

Solution: $1 \times M_{\text{Fe}} = 1(55,85 \text{ g/mol}) = 55,85 \text{ g Fe}$

$$M_{\text{FeCO}_3} = 1(55,85 \text{ g/mol}) + 1(12,01 \text{ g/mol}) + 3(16,00 \text{ g/mol}) = 115,86 \text{ g/mol}$$

$$\%_{\text{m/m}} (\text{Fe}) = \frac{1 \times M_{\text{Fe}}}{M_{\text{FeCO}_3}} \times 100 \% \\ = \frac{55,85 \text{ g/mol}}{115,86 \text{ g/mol}} \times 100 \% \\ = 48,20\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100% et le fer fournit un peu moins de la moitié de la masse formulaire.

8.26 **Donnée:** 72,4 g CuF₂; 37,42%

Information recherchée: g F dans CuF₂

Plan conceptuel: masse_{CuF₂} → masse_F

$$\frac{37,42 \text{ g F}}{100,0 \text{ g CuF}_2}$$

Solution: $72,4 \text{ g CuF}_2 \times \frac{37,42 \text{ g F}}{100,0 \text{ g CuF}_2} = 27,09 = 27,1 \text{ g F}$

Vérifier: les unités de la réponse (g F) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure à la masse initiale.

8.27 **Données:** 112 mg Ag; 72,27% Ag dans AgCl

Information recherchée: mg AgCl

Plan conceptuel: masse_{Ag} (mg) → masse_{Ag} (g) → masse_{AgCl} (g) → masse_{AgCl} (mg)

$$\frac{1 \text{ g Ag}}{1000 \text{ mg Ag}} \quad \frac{100,0 \text{ g AgCl}}{72,27 \text{ g Ag}} \quad \frac{1000 \text{ mg AgCl}}{1 \text{ g AgCl}}$$

Solution:

$$112 \text{ mg Ag} \times \frac{1 \text{ g Ag}}{1000 \text{ mg Ag}} \times \frac{100,0 \text{ g AgCl}}{72,27 \text{ g Ag}} \times \frac{1000 \text{ mg AgCl}}{1 \text{ g AgCl}} = 154,97 \text{ mg AgCl} = 155 \text{ mg AgCl}$$

Vérifier: les unités de la réponse (mg AgCl) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure à la masse initiale.

8.28 **Données:** 150 μg I; 76,45% I dans KI **Information recherchée:** μg KI

Plan conceptuel: masse_I (μg) \rightarrow masse_I (g) \rightarrow masse_{KI} (g) \rightarrow masse_{KI} (μg)

$$\frac{1 \text{ g I}}{1 \times 10^6 \mu\text{g I}} \quad \frac{100,0 \text{ g KI}}{76,45 \text{ g I}} \quad \frac{1 \times 10^6 \mu\text{g KI}}{1 \text{ g KI}}$$

Solution: $150 \cancel{\mu\text{g I}} \times \frac{1 \cancel{\text{g I}}}{1 \times 10^6 \cancel{\mu\text{g I}}} \times \frac{100,0 \cancel{\text{g KI}}}{76,45 \cancel{\text{g I}}} \times \frac{1 \times 10^6 \cancel{\mu\text{g KI}}}{1 \cancel{\text{g KI}}} = 196 \mu\text{g KI}$

Vérifier: les unités de la réponse (μg KI) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure à la masse initiale.

8.29 **Données:** 3,0 mg F; 42,24% F dans NaF **Information recherchée:** mg NaF

Plan conceptuel: masse_F (mg) \rightarrow masse_F (g) \rightarrow masse_{NaF} (g) \rightarrow masse_{NaF} (mg)

$$\frac{1 \text{ g F}}{1000 \text{ mg F}} \quad \frac{100,0 \text{ g NaF}}{45,24 \text{ g F}} \quad \frac{1000 \text{ mg NaF}}{1 \text{ g NaF}}$$

Solution: $3,0 \cancel{\text{mg F}} \times \frac{1 \cancel{\text{g F}}}{1000 \cancel{\text{mg F}}} \times \frac{100,0 \cancel{\text{g NaF}}}{45,24 \cancel{\text{g F}}} \times \frac{1000 \cancel{\text{mg NaF}}}{1 \cancel{\text{g NaF}}} = 6,6 \text{ mg NaF}$

Vérifier: les unités de la réponse (mg NaF) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure à la masse initiale.

- 8.30 (a) Rouge = oxygène, blanc = hydrogène: 2H:O H₂O
 (b) Noir = carbone, blanc = hydrogène: C:4H CH₄
 (c) Noir = carbone, blanc = hydrogène, rouge = oxygène: 2C:6H:O CH₃CH₂OH ou C₂H₆O
- 8.31 (a) Noir = carbone, rouge = oxygène: 2O:C CO₂
 (b) Rouge = oxygène, blanc = hydrogène: 2H:2O H₂O₂
 (c) Bleu = azote, blanc = hydrogène: N:3H NH₃

8.32 (a) **Donnée:** 0,0885 mol C₄H₁₀ **Information recherchée:** mol d'atomes H

Plan conceptuel: n_{C₄H₁₀} \rightarrow n_H

$$\frac{10 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}$$

Solution: $0,0885 \cancel{\text{mol C}_4\text{H}_{10}} \times \frac{10 \cancel{\text{mol H}}}{1 \cancel{\text{mol C}_4\text{H}_{10}}} = 0,885 \text{ mol atomes H}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol d'atomes H) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure au nombre de moles initiales C₄H₁₀.

(b) **Donnée:** 1,3 mol CH₄ **Information recherchée:** mol d'atomes H

Plan conceptuel: n_{CH₄} \rightarrow n_H

$$\frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol CH}_4}$$

Solution: $1,3 \cancel{\text{mol CH}_4} \times \frac{4 \cancel{\text{mol H}}}{1 \cancel{\text{mol CH}_4}} = 5,2 \text{ mol atomes H}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol d'atomes H) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure au nombre de moles initiales CH₄.

- (c) **Donnée:** 2,4 mol C₆H₁₂ **Information recherchée:** mol d'atomes H

Plan conceptuel: $n_{\text{C}_6\text{H}_{12}} \rightarrow n_{\text{H}}$

$$\frac{12 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}}$$

Solution: $2,4 \text{ mol C}_6\text{H}_{12} \times \frac{12 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}} = 29 \text{ mol atomes H}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol d'atomes H) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure au nombre de moles initiales C₆H₁₂.

- (d) **Donnée:** 1,87 mol C₈H₁₈ **Information recherchée:** mol d'atomes H

Plan conceptuel: $n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} \rightarrow n_{\text{H}}$

$$\frac{18 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}$$

Solution: $1,87 \text{ mol C}_8\text{H}_{18} \times \frac{18 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} = 33,7 \text{ mol atomes H}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol d'atomes H) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure au nombre de moles initiales C₈H₁₈.

- 8.33 (a) **Donnée:** 4,88 mol H₂O₂ **Information recherchée:** mol d'atomes O

Plan conceptuel: $n_{\text{H}_2\text{O}_2} \rightarrow n_{\text{O}}$

$$\frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}$$

Solution: $4,88 \text{ mol H}_2\text{O}_2 \times \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 9,76 \text{ mol atomes O}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol d'atomes O) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure au nombre de moles initiales H₂O₂.

- (b) **Donnée:** 2,15 mol N₂O **Information recherchée:** mol d'atomes O

Plan conceptuel: $n_{\text{N}_2\text{O}} \rightarrow n_{\text{O}}$

$$\frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol N}_2\text{O}}$$

Solution: $2,15 \text{ mol N}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol N}_2\text{O}} = 2,15 \text{ mol atomes O}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol d'atomes O) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est le même nombre de moles que les moles initiales N₂O.

- (c) **Donnée:** 0,0237 mol H₂CO₃ **Information recherchée:** mol d'atomes O

Plan conceptuel: $n_{\text{H}_2\text{CO}_3} \rightarrow n_{\text{O}}$

$$\frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{CO}_3}$$

Solution: $0,0237 \text{ mol H}_2\text{CO}_3 \times \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{CO}_3} = 0,0711 \text{ mol atomes O}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol d'atomes O) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure au nombre de moles initiales H₂CO₃.

- (d) **Donnée:** 24,1 mol CO₂ **Information recherchée:** mol d'atomes O

Plan conceptuel: $n_{\text{CO}_2} \rightarrow n_{\text{O}}$

$$\frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CO}_2}$$

Solution: $24,1 \text{ mol CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CO}_2} = 48,2 \text{ mol atomes O}$

Vérifier: les unités de la réponse (mol d'atomes O) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure au nombre de moles initiales H₂O₂.

- 8.34 (a) **Donnée:** 8,5 g NaCl **Information recherchée:** g Na

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{NaCl}} \rightarrow n_{\text{NaCl}} \rightarrow n_{\text{Na}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Na}}$

$$\frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} \quad \frac{1 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol NaCl}} \quad \frac{22,99 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}}$$

Solution: $8,5 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol NaCl}} \times \frac{22,99 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} = 3,3 \text{ g Na}$

Vérifier: les unités de la réponse (g Na) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure au nombre de g initial de NaCl.

- (b) **Donnée:** 8,5 g Na₃PO₄ **Information recherchée:** g Na

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Na}_3\text{PO}_4} \rightarrow n_{\text{Na}_3\text{PO}_4} \rightarrow n_{\text{Na}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Na}}$

$$\frac{1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4}{163,94 \text{ g Na}_3\text{PO}_4} \quad \frac{3 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4} \quad \frac{22,99 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}}$$

Solution: $8,5 \text{ g Na}_3\text{PO}_4 \times \frac{1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4}{163,94 \text{ g Na}_3\text{PO}_4} \times \frac{3 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4} \times \frac{22,99 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} = 3,6 \text{ g Na}$

Vérifier: les unités de la réponse (g Na) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure au nombre de g initial de Na₃PO₄.

- (c) **Donnée:** 8,5 g NaC₇H₅O₂ **Information recherchée:** g Na

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2} \rightarrow n_{\text{NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2} \rightarrow n_{\text{Na}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Na}}$

$$\frac{1 \text{ mol NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2}{144,10 \text{ g NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2} \quad \frac{1 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2} \quad \frac{22,99 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}}$$

Solution: $8,5 \text{ g NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2 \times \frac{1 \text{ mol NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2}{144,10 \text{ g NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2} \times \frac{1 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2} \times \frac{22,99 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} = 1,4 \text{ g Na}$

Vérifier: les unités de la réponse (g Na) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure au nombre de g initial de NaC₇H₅O₂.

- (d) **Donnée:** 8,5 g Na₂C₆H₆O₇ **Information recherchée:** g Na

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Na}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7} \rightarrow n_{\text{Na}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7} \rightarrow n_{\text{Na}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Na}}$

$$\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7}{236,1 \text{ g Na}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7} \quad \frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Na}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7} \quad \frac{22,99 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}}$$

Solution: $8,5 \text{ g Na}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7}{236,1 \text{ g Na}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7} \times \frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Na}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_7} \times \frac{22,99 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} = 1,7 \text{ g Na}$

Vérifier: les unités de la réponse (g Na) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure au nombre de g initial de Na₂C₆H₆O₇.

8.35 (a) **Donnée:** 25 kg CF₂Cl₂
Information recherchée: kg Cl

Plan conceptuel: masse_{CF₂Cl₂} (kg) → masse_{CF₂Cl₂} (g) → n_{CF₂Cl₂} → n_{Cl} → masse_{Cl} (g) → masse_{Cl} (kg)

$$\frac{1000 \text{ g CF}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ kg CF}_2\text{Cl}_2} \quad \frac{1 \text{ mol CF}_2\text{Cl}_2}{120,91 \text{ g CF}_2\text{Cl}_2} \quad \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol CF}_2\text{Cl}_2} \quad \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \quad \frac{1 \text{ kg Cl}}{1000 \text{ g Cl}}$$

Solution:

$$25 \text{ kg CF}_2\text{Cl}_2 \times \frac{1000 \text{ g CF}_2\text{Cl}_2}{1 \text{ kg CF}_2\text{Cl}_2} \times \frac{1 \text{ mol CF}_2\text{Cl}_2}{120,91 \text{ g CF}_2\text{Cl}_2} \times \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol CF}_2\text{Cl}_2} \times \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \times \frac{1 \text{ kg Cl}}{1000 \text{ g Cl}}$$

$$= 15 \text{ kg Cl}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg Cl) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure au nombre de kg initial de CF₂Cl₂.

 (b) **Donnée:** 25 kg CFCl₃
Information recherchée: kg Cl

Plan conceptuel: masse_{CFCl₃} (kg) → masse_{CFCl₃} (g) → n_{CFCl₃} → n_{Cl} → masse_{Cl} (g) → masse_{Cl} (kg)

$$\frac{1000 \text{ g CFCl}_3}{1 \text{ kg CFCl}_3} \quad \frac{1 \text{ mol CFCl}_3}{137,4 \text{ g CFCl}_3} \quad \frac{3 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol CFCl}_3} \quad \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \quad \frac{1 \text{ kg Cl}}{1000 \text{ g Cl}}$$

$$\text{Solution: } 25 \text{ kg CFCl}_3 \times \frac{1000 \text{ g CFCl}_3}{1 \text{ kg CFCl}_3} \times \frac{1 \text{ mol CFCl}_3}{137,4 \text{ g CFCl}_3} \times \frac{3 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol CFCl}_3} \times \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \times \frac{1 \text{ kg Cl}}{1000 \text{ g Cl}}$$

$$= 19 \text{ kg Cl}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg Cl) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure au nombre de kg initial de CFCl₃.

 (c) **Donnée:** 25 kg C₂F₃Cl₃
Information recherchée: kg Cl

Plan conceptuel: masse_{C₂F₃Cl₃} (kg) → masse_{C₂F₃Cl₃} (g) → n_{C₂F₃Cl₃} → n_{Cl} → masse_{Cl} (g) → masse_{Cl} (kg)

$$\frac{1000 \text{ g C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3}{1 \text{ kg C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3} \quad \frac{1 \text{ mol C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3}{187,4 \text{ g C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3} \quad \frac{3 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3} \quad \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \quad \frac{1 \text{ kg Cl}}{1000 \text{ g Cl}}$$

Solution:

$$25 \text{ kg C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3 \times \frac{1000 \text{ g C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3}{1 \text{ kg C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3}{187,4 \text{ g C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3} \times \frac{3 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol C}_2\text{F}_3\text{Cl}_3} \times \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \times \frac{1 \text{ kg Cl}}{1000 \text{ g Cl}}$$

$$= 14 \text{ kg Cl}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg Cl) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure au nombre de kg initial de C₂F₃Cl₃.

 (d) **Donnée:** 25 kg CF₃Cl

Information recherchée: kg Cl

Plan conceptuel: masse_{CF₃Cl} (kg) → masse_{CF₃Cl} (g) → n_{CF₃Cl} → n_{Cl} → masse_{Cl} (g) → masse_{Cl} (kg)

$$\frac{1000 \text{ g CF}_3\text{Cl}}{1 \text{ kg CF}_3\text{Cl}} \quad \frac{1 \text{ mol CF}_3\text{Cl}}{104,46 \text{ g CF}_3\text{Cl}} \quad \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol CF}_3\text{Cl}} \quad \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \quad \frac{1 \text{ kg Cl}}{1000 \text{ g Cl}}$$

Solution:

$$25 \text{ kg CF}_3\text{Cl} \times \frac{1000 \text{ g CF}_3\text{Cl}}{1 \text{ kg CF}_3\text{Cl}} \times \frac{1 \text{ mol CF}_3\text{Cl}}{104,46 \text{ g CF}_3\text{Cl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol CF}_3\text{Cl}} \times \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \times \frac{1 \text{ kg Cl}}{1000 \text{ g Cl}}$$

$$= 8,5 \text{ kg Cl}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg Cl) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure au nombre de kg initial de CF₃Cl.

Formules chimiques à partir de données expérimentales (8.5)

 8.36 (a) **Données:** 1,651 g Ag; 0,1224 g O **Information recherchée:** formule empirique

Plan conceptuel:
Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez
la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}}$ Divisez par le plus petit nombre.

$$\text{Solution: } 1,651 \text{ g Ag} \times \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,9 \text{ g Ag}} = 0,01530 \text{ mol Ag}$$

$$0,1224 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,007650 \text{ mol O}$$

$$\text{Ag}_{0,01530} \text{O}_{0,007650}$$

$$\text{Ag}_{\frac{0,01530}{0,007650}} \text{O}_{\frac{0,007650}{0,007650}} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O}$$

 La formule empirique est Ag_2O .

 (b) **Données:** 0,672 g Co; 0,569 g As; 0,486 g O **Information recherchée:** formule empirique

Plan conceptuel:
Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez
la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol Co}}{58,93 \text{ g Co}} \frac{1 \text{ mol As}}{74,92 \text{ g As}} \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}}$ Divisez par le plus petit nombre.

$$\text{Solution: } 0,672 \text{ g Co} \times \frac{1 \text{ mol Co}}{58,93 \text{ g Co}} = 0,0114 \text{ mol Co}$$

$$0,569 \text{ g As} \times \frac{1 \text{ mol As}}{74,92 \text{ g As}} = 0,00759 \text{ mol As}$$

$$0,486 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,0304 \text{ mol O}$$

$$\text{Co}_{0,0114} \text{As}_{0,00759} \text{O}_{0,0304}$$

$$\text{Co}_{\frac{0,0114}{0,00759}} \text{As}_{\frac{0,00759}{0,00759}} \text{O}_{\frac{0,0304}{0,00759}} \rightarrow \text{Co}_{1,5} \text{As}_1 \text{O}_4$$

$$\text{Co}_{1,5} \text{As}_1 \text{O}_4 \times 2 \rightarrow \text{Co}_3 \text{As}_2 \text{O}_8$$

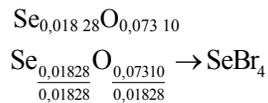
 La formule empirique est $\text{Co}_3\text{As}_2\text{O}_8$.

 (c) **Données:** 1,443 g Se; 5,841 g Br **Information recherchée:** formule empirique

Plan conceptuel:
Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez
la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol Se}}{78,96 \text{ g Se}} \frac{1 \text{ mol Br}}{79,90 \text{ g Br}}$ Divisez par le plus petit nombre.

$$\text{Solution: } 1,443 \text{ g Se} \times \frac{1 \text{ mol Se}}{78,96 \text{ g Se}} = 0,01828 \text{ mol Se}$$

$$5,841 \cancel{\text{g Br}} \times \frac{1 \text{ mol Br}}{79,90 \cancel{\text{g Br}}} = 0,07310 \text{ mol Br}$$

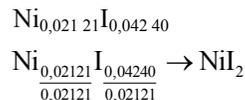


La formule empirique est SeBr_4 .

- 8.37 (a) **Données:** 1,245 g Ni; 5,381 g I **Information recherchée:** formule empirique
Plan conceptuel:
Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol Ni}}{58,69 \text{ g Ni}} \frac{1 \text{ mol I}}{126,9 \text{ g I}}$. Divisez par le plus petit nombre.

Solution: $1,245 \cancel{\text{g Ni}} \times \frac{1 \text{ mol Ni}}{58,69 \cancel{\text{g Ni}}} = 0,02121 \text{ mol Ni}$

$$5,381 \cancel{\text{g I}} \times \frac{1 \text{ mol I}}{126,9 \cancel{\text{g I}}} = 0,04240 \text{ mol I}$$

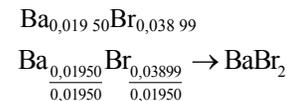


La formule empirique est NiI_2 .

- (b) **Données:** 2,677 g Ba; 3,115 g Br **Information recherchée:** formule empirique
Plan conceptuel:
Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol Ba}}{137,3 \text{ g Ba}} \frac{1 \text{ mol Br}}{79,90 \text{ g Br}}$. Divisez par le plus petit nombre.

Solution: $2,677 \cancel{\text{g Ba}} \times \frac{1 \text{ mol Ba}}{137,3 \cancel{\text{g Ba}}} = 0,01950 \text{ mol Ba}$

$$3,115 \cancel{\text{g Br}} \times \frac{1 \text{ mol Br}}{79,90 \cancel{\text{g Br}}} = 0,03899 \text{ mol Br}$$



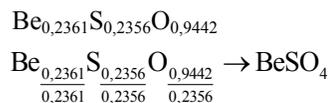
La formule empirique est BaBr_2 .

- (c) **Données:** 2,128 g Be; 7,557 g S; 15,107 g O **Information recherchée:** formule empirique
Plan conceptuel:
Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol Be}}{9,012 \text{ g Be}} \frac{1 \text{ mol S}}{32,07 \text{ g S}} \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}}$. Divisez par le plus petit nombre.

Solution: $2,128 \cancel{\text{g Be}} \times \frac{1 \text{ mol Be}}{9,012 \cancel{\text{g Be}}} = 0,2361 \text{ mol Be}$

$$7,557 \cancel{\text{g S}} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32,07 \cancel{\text{g S}}} = 0,2356 \text{ mol S}$$

$$15,107 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,9442 \text{ mol O}$$



La formule empirique est BeSO_4 .

- 8.38 (a) **Données:** dans un échantillon de 100 g: 74,03 g C; 8,70 g H; 17,27 g N

Information recherchée: formule empirique

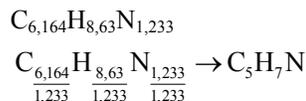
Plan conceptuel: Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} \frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g N}}$.

Divisez par le plus petit nombre.

Solution: $74,03 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 6,164 \text{ mol C}$

$$8,70 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 8,63 \text{ mol H}$$

$$17,27 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g N}} = 1,233 \text{ mol N}$$



La formule empirique est $\text{C}_5 \text{H}_7 \text{N}$.

- (b) **Données:** dans un échantillon de 100 g: 49,48 g C; 5,19 g H; 28,85 g N; 16,48 g O

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

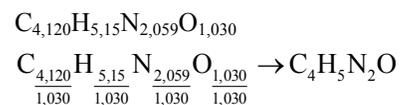
Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} \frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g N}} \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}}$. Divisez par le plus petit nombre.

Solution: $49,48 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 4,120 \text{ mol C}$

$$5,19 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 5,15 \text{ mol H}$$

$$28,85 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g N}} = 2,059 \text{ mol N}$$

$$16,48 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 1,030 \text{ mol O}$$



La formule empirique est $\text{C}_4 \text{H}_5 \text{N}_2 \text{O}$.

8.39 (a) **Données:** dans un échantillon de 100 g: 58,80 g C; 9,87 g H; 31,33 g O

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

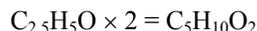
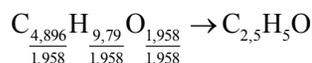
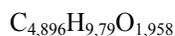
Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez

la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}}$. Divisez par le plus petit nombre.

$$\text{Solution: } 58,80 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 4,896 \text{ mol C}$$

$$9,87 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 9,79 \text{ mol H}$$

$$31,33 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 1,958 \text{ mol O}$$



La formule empirique est $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$.

(b) **Données:** dans un échantillon de 100 g: 63,15 g C; 5,30 g H; 31,55 g O

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

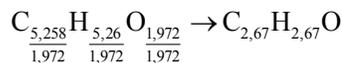
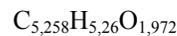
Convertissez la masse en mole pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez

la formule empirique. $\frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}}$. Divisez par le plus petit nombre.

$$\text{Solution: } 63,15 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 5,258 \text{ mol C}$$

$$5,30 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 5,26 \text{ mol H}$$

$$31,55 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 1,972 \text{ mol O}$$



La formule empirique est $\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_3$.

8.40 **Données:** 0,77 mg N; 6,61 mg N_xCl_y

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

Trouvez masse_{Cl} (mg) → convertissez mg en g pour chaque élément → convertissez la masse en mole

$$\text{mg N}_x\text{Cl}_y - \text{mg N} \qquad \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \qquad \frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g N}} \quad \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,45 \text{ g Cl}}$$

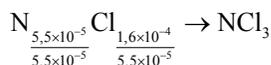
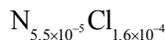
pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique.

Divisez par le plus petit nombre.

Solution: $6,61 \text{ mg N}_x\text{Cl}_y - 0,77 \text{ mg N} = 5,84 \text{ mg Cl}$

$$0,77 \text{ mg N} \times \frac{1 \text{ g N}}{1000 \text{ mg N}} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g N}} = 5,5 \times 10^{-5} \text{ mol N}$$

$$5,84 \text{ mg Cl} \times \frac{1 \text{ g Cl}}{1000 \text{ mg Cl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,45 \text{ g Cl}} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol Cl}$$



La formule empirique est NCl_3 .

8.41 **Données:** 45,2 mg P; 131,6 mg P_xSe_y

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

Trouvez masse_{Se} (mg) → convertissez mg en g pour chaque élément → convertissez la masse en mole

$$\text{mg P}_x\text{Se}_y - \text{mg P} \qquad \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \qquad \frac{1 \text{ mol P}}{30,97 \text{ g P}} \quad \frac{1 \text{ mol Se}}{78,96 \text{ g Se}}$$

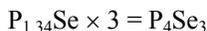
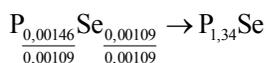
pour chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique.

Divisez par le plus petit nombre.

Solution: $131,6 \text{ mg P}_x\text{Se}_y - 45,2 \text{ mg P} = 86,4 \text{ mg Se}$

$$45,2 \text{ mg P} \times \frac{1 \text{ g P}}{1000 \text{ mg P}} \times \frac{1 \text{ mol P}}{30,97 \text{ g P}} = 0,00146 \text{ mol P}$$

$$86,4 \text{ mg Se} \times \frac{1 \text{ g Se}}{1000 \text{ mg Se}} \times \frac{1 \text{ mol Se}}{78,96 \text{ g Se}} = 0,00109 \text{ mol Se}$$



La formule empirique est P_4Se_3 .

8.42 (a) **Données:** formule empirique = $\text{C}_6\text{H}_7\text{N}$; masse molaire = 186,24 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel: formule moléculaire = formule empirique $\times n$

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}}$$

Solution:

Masse de la formule empirique = $6(12,01 \text{ g/mol}) + 7(1,008 \text{ g/mol}) + 1(14,01 \text{ g/mol}) = 93,13 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}} = \frac{186,24 \text{ g/mol}}{93,13 \text{ g/mol}} = 1,9998 = 2$$

$$\begin{aligned} \text{Formule moléculaire} &= \text{C}_6\text{H}_7\text{N} \times 2 \\ &= \text{C}_{12}\text{H}_{14}\text{N}_2 \end{aligned}$$

- (b) **Données:** formule empirique = C₂HCl; masse molaire = 181,44 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel: formule moléculaire = formule empirique × *n*

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}}$$

Solution:

Masse de la formule empirique = 2(12,01 g/mol) + 1(1,008 g/mol) + 1(35,45 g/mol) = 60,48 g/mol

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}} = \frac{181,44 \text{ g/mol}}{60,48 \text{ g/mol}} = 3$$

$$\begin{aligned} \text{Formule moléculaire} &= \text{C}_2\text{HCl} \times 3 \\ &= \text{C}_6\text{H}_3\text{Cl}_3 \end{aligned}$$

- (c) **Données:** formule empirique = C₅H₁₀NS₂; masse molaire = 296,54 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel: formule moléculaire = formule empirique × *n*

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}}$$

Solution:

Masse de la formule empirique = 5(12,01 g/mol) + 10(1,008 g/mol) + 1(14,01 g/mol) + 2(32,07) = 148,28 g/mol

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}} = \frac{296,54 \text{ g/mol}}{148,28 \text{ g/mol}} = 2$$

$$\begin{aligned} \text{Formule moléculaire} &= \text{C}_5\text{H}_{10}\text{NS}_2 \times 2 \\ &= \text{C}_{10}\text{H}_{20}\text{N}_2\text{S}_4 \end{aligned}$$

- 8.43 (a) **Données:** formule empirique = C₄H₉; masse molaire = 114,22 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel: formule moléculaire = formule empirique × *n*

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}}$$

Solution: masse de la formule empirique = 4(12,01 g/mol) + 9(1,008 g/mol) = 57,11 g/mol

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}} = \frac{114,22 \text{ g/mol}}{57,11 \text{ g/mol}} = 2$$

$$\begin{aligned} \text{Formule moléculaire} &= \text{C}_4\text{H}_9 \times 2 \\ &= \text{C}_8\text{H}_{18} \end{aligned}$$

- (b) **Données:** formule empirique = CCl; masse molaire = 284,77 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel: formule moléculaire = formule empirique × *n*

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}}$$

Solution: masse de la formule empirique = 1(12,01 g/mol) + 1(35,45 g/mol) = 47,46 g/mol

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}} = \frac{284,77 \text{ g/mol}}{47,46 \text{ g/mol}} = 6$$

$$\begin{aligned} \text{Formule moléculaire} &= \text{CCl} \times 6 \\ &= \text{C}_6\text{Cl}_6 \end{aligned}$$

(c) **Données:** formule empirique = C₃H₂N; masse molaire = 312,29 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel: formule moléculaire = formule empirique × n

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}}$$

Solution:

Masse de la formule empirique = 3(12,01 g/mol) + 2(1,008 g/mol) + 1(14,01 g/mol) = 52,06 g/mol

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse de la formule empirique}} = \frac{312,29 \text{ g/mol}}{52,06 \text{ g/mol}} = 6$$

$$\begin{aligned} \text{Formule moléculaire} &= \text{C}_3\text{H}_2\text{N} \times 6 \\ &= \text{C}_{18}\text{H}_{12}\text{N}_6 \end{aligned}$$

8.44 **Données:** 33,01 g CO₂; 13,51 g H₂O

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

masse_{CO₂, H₂O} → n_{CO₂, H₂O} → n_C, n_H → pseudoformule → formule empirique

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} \quad \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \quad \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \quad \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \quad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

Solution:

$$33,01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,7501 \text{ mol CO}_2$$

$$13,51 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,7497 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$0,7501 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,7501 \text{ mol C}$$

$$0,7497 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 1,499 \text{ mol H}$$

$$\text{C}_{0,7501}\text{H}_{1,499}$$

$$\frac{\text{C}_{0,7501}}{0,7501} \frac{\text{H}_{1,499}}{0,7501} \rightarrow \text{CH}_2$$

La formule empirique est CH₂.

8.45 **Données:** 8,80 g CO₂; 1,44 g H₂O

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

masse_{CO₂, H₂O} → n_{CO₂, H₂O} → n_C, n_H → pseudoformule → formule empirique

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} \quad \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \quad \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \quad \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \quad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

Solution:

$$8,80 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44,01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,200 \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$1,44 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,0799 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$0,200 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,200 \text{ mol } \text{C}$$

$$0,0799 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,160 \text{ mol } \text{H}$$

$$\text{C}_{0,200}\text{H}_{0,160}$$

$$\frac{\text{C}_{0,200}\text{H}_{0,160}}{0,160} \rightarrow \text{C}_{1,25}\text{H}_1$$

$$\text{C}_{1,25}\text{H}_1 \times 4 = \text{C}_5\text{H}_4$$

La formule empirique est C_5H_4

8.46 **Données:** 4,30 g d'échantillon; 8,59 g CO_2 ; 3,52 g H_2O

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{masse}_{\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}} & \rightarrow & n_{\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}} & \rightarrow & n_{\text{C}}, n_{\text{H}} & \rightarrow & \\ \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44,01 \text{ g } \text{CO}_2} & \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} & \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} & \frac{2 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} & \frac{12,01 \text{ g } \text{C}}{1 \text{ mol } \text{C}} & \frac{1,008 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ mol } \text{H}} & \end{array}$$

masse_C, masse_H, masse_O → **n_{O}** → **pseudoformule** → **formule empirique**

$$\text{masse}_{\text{échantillon}} - (\text{masse}_{\text{C}} + \text{masse}_{\text{H}}) \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}}{16,00 \text{ g } \text{O}} \quad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

Solution:

$$8,59 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44,01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,195 \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$3,52 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,195 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$0,195 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,195 \text{ mol } \text{C}$$

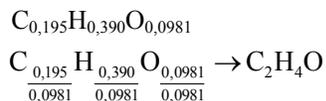
$$0,195 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,390 \text{ mol } \text{H}$$

$$0,195 \text{ mol } \cancel{\text{C}} \times \frac{12,01 \text{ g } \text{C}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}}} = 2,34 \text{ g } \text{C}$$

$$0,390 \text{ mol } \cancel{\text{H}} \times \frac{1,008 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}}} = 0,393 \text{ g } \text{H}$$

$$4,30 \text{ g} - (2,34 \text{ g} + 0,393 \text{ g}) = 1,57 \text{ g } \text{O}$$

$$1,57 \text{ g } \cancel{\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}}{16,00 \text{ g } \cancel{\text{O}}} = 0,0981 \text{ mol } \text{O}$$

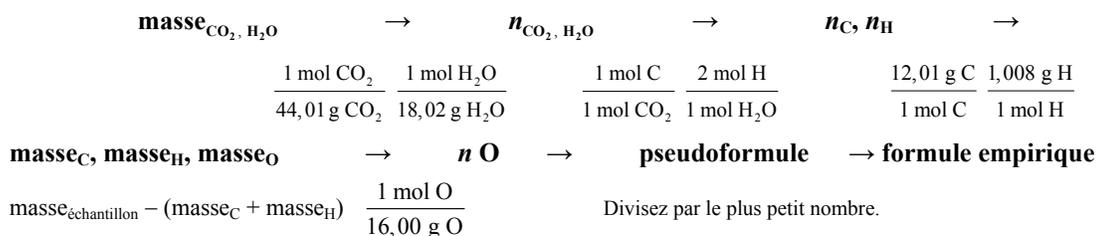


La formule empirique est C_2H_4O .

8.47 **Données:** 12,01 g d'échantillon; 14,08 g CO_2 ; 4,32 g H_2O

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:



Solution:

$$14,08 \text{ g } \cancel{CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,01 \text{ g } \cancel{CO_2}} = 0,3199 \text{ mol } CO_2$$

$$4,32 \text{ g } \cancel{H_2O} \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18,02 \text{ g } \cancel{H_2O}} = 0,2397 \text{ mol } H_2O$$

$$0,3199 \text{ mol } \cancel{CO_2} \times \frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } \cancel{CO_2}} = 0,3199 \text{ mol } C$$

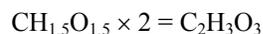
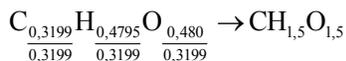
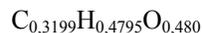
$$0,2397 \text{ mol } \cancel{H_2O} \times \frac{2 \text{ mol } H}{1 \text{ mol } \cancel{H_2O}} = 0,4795 \text{ mol } H$$

$$0,3199 \text{ mol } \cancel{C} \times \frac{12,01 \text{ g } C}{1 \text{ mol } \cancel{C}} = 3,842 \text{ g } C$$

$$0,4795 \text{ mol } \cancel{H} \times \frac{1,008 \text{ g } H}{1 \text{ mol } \cancel{H}} = 0,4833 \text{ g } H$$

$$12,01 \text{ g} - (3,842 \text{ g} + 0,4833 \text{ g}) = 7,68 \text{ g } O$$

$$7,68 \text{ g } \cancel{O} \times \frac{1 \text{ mol } O}{16,00 \text{ g } \cancel{O}} = 0,480 \text{ mol } O$$



La formule empirique est $C_2H_3O_3$.

Lois des gaz (8.6)

 8.48 **Données:** $V_1 = 2,8 \text{ L}$, $P_1 = 101 \text{ kPa}$ et $V_2 = 3,7 \text{ L}$
Information recherchée: P_2
Plan conceptuel: $V_1, P_1, V_2 \rightarrow P_2$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Solution: $P_1 V_1 = P_2 V_2$. Réarrangez l'équation pour trouver P_2 .

$$P_2 = P_1 \frac{V_1}{V_2} = 101 \text{ kPa} \times \frac{2,8 \cancel{\text{L}}}{3,7 \cancel{\text{L}}} = 76,43 \text{ kPa} = 76 \text{ kPa}$$

Vérifier: les unités (kPa) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (76 kPa) a du sens sur le plan physique parce que la loi de Boyle-Mariotte indique que si le volume augmente, la pression diminue.

 8.49 **Données:** $V_1 = 32,6 \text{ L}$, $P_1 = 1,3 \times 10^2 \text{ kPa}$ et $V_2 = 13,8 \text{ L}$
Information recherchée: P_2
Plan conceptuel: $V_1, P_1, V_2 \rightarrow P_2$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Solution: $P_1 V_1 = P_2 V_2$. Réarrangez l'équation pour trouver P_2 .

$$P_2 = P_1 \frac{V_1}{V_2} = 1,3 \times 10^2 \text{ kPa} \times \frac{32,6 \cancel{\text{L}}}{13,8 \cancel{\text{L}}} = 307,10 \text{ kPa} = 3,1 \times 10^2 \text{ kPa}$$

Vérifier: les unités (kPa) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (300 kPa) a du sens sur le plan physique parce que la loi de Boyle-Mariotte indique que si le volume diminue, la pression augmente.

 8.50 **Données:** $V_1 = 37,2 \text{ mL}$, $t_1 = 22 \text{ }^\circ\text{C}$ et $t_2 = 81 \text{ }^\circ\text{C}$
Information recherchée: V_2
Plan conceptuel: $t_C \rightarrow T_K$ puis $V_1, T_1, T_2 \rightarrow V_2$

$$T_K = t_C + 273,15 \qquad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Solution: $T_1 = 22 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 295 \text{ K}$ et $T_2 = 81 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 354 \text{ K}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ Réarrangez l'équation pour trouver } V_2. V_2 = V_1 \frac{T_2}{T_1} = 37,2 \text{ mL} \times \frac{354 \cancel{\text{K}}}{295 \cancel{\text{K}}} = 44,6 \text{ mL}$$

Vérifier: les unités (mL) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (45 mL) a du sens sur le plan physique parce que la loi de Charles indique que si le volume augmente, la température augmente.

 8.51 **Données:** $V_1 = 1,25 \text{ mL}$, $t_1 = 95,3 \text{ }^\circ\text{C}$ et $t_2 = 0,0 \text{ }^\circ\text{C}$
Information recherchée: V_2
Plan conceptuel: $t_C \rightarrow T_K$ puis $V_1, T_1, T_2 \rightarrow V_2$

$$T_K = t_C + 273,15 \qquad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Solution: $T_1 = 95,3 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 368,5 \text{ K}$ et $T_2 = 0,0 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 273,2 \text{ K}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ Réarrangez l'équation pour trouver } V_2. V_2 = V_1 \frac{T_2}{T_1} = 1,25 \text{ mL} \times \frac{273 \cancel{\text{K}}}{368 \cancel{\text{K}}} = 0,927 \text{ mL}$$

Vérifier: les unités (mL) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (0,9 mL) a du sens sur le plan physique parce que la loi de Charles indique que si le volume diminue, la température diminue.

 8.52 **Données:** $V_1 = 2,76 \text{ L}$, $n_1 = 0,128 \text{ mol}$ et $\Delta n = 0,073 \text{ mol}$
Information recherchée: V_2
Plan conceptuel: $n_1 \rightarrow n_2$ puis $V_1, n_1, n_2 \rightarrow V_2$

$$n_1 + \Delta n = n_2 \qquad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Solution: $n_2 = 0,128 \text{ mol} + 0,073 \text{ mol} = 0,201 \text{ mol}$

$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$. Réarrangez l'équation pour trouver V_2 .

$$V_2 = V_1 \frac{n_2}{n_1} = 2,76 \text{ L} \times \frac{0,201 \cancel{\text{mol}}}{0,128 \cancel{\text{mol}}} = 4,3340 \text{ L} = 4,33 \text{ L}$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (4 L) a du sens sur le plan physique parce que la loi d'Avogadro indique que si le nombre de moles augmente, le volume augmente.

8.53 **Données:** $V_1 = 334 \text{ mL}$, $n_1 = 0,87 \text{ mol}$ et $\Delta n = 0,22 \text{ mol}$

Information recherchée: V_2

Plan conceptuel: $n_1 \rightarrow n_2$ puis $V_1, n_1, n_2 \rightarrow V_2$

$$n_1 + \Delta n = n_2 \qquad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Solution: $n_2 = 0,87 \text{ mol} + 0,22 \text{ mol} = 1,09 \text{ mol}$

$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$. Réarrangez l'équation pour trouver V_2 .

$$V_2 = V_1 \frac{n_2}{n_1} = 334 \text{ mL} \times \frac{1,09 \cancel{\text{mol}}}{0,87 \cancel{\text{mol}}} = 418,45 \text{ mL} = 4,2 \times 10^2 \text{ mL}$$

Vérifier: les unités (mL) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (420 mL) a du sens sur le plan physique parce que la loi d'Avogadro indique que si le nombre de moles augmente, le volume augmente.

8.54 **Données:** $n = 0,128 \text{ mol}$, $P = 0,97 \text{ atm}$ et $T = 325 \text{ K}$

Information recherchée: V

Plan conceptuel: $n, P, T \rightarrow V$

$$pV = nRT$$

Solution: $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver V .

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,128 \cancel{\text{mol}} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \cancel{\text{atm}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 325 \cancel{\text{K}}}{0,97 \cancel{\text{atm}}} = 3,5 \text{ L}$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (3,5 L) a du sens parce que, comme vous le verrez à la prochaine section, une mole d'un gaz parfait dans des conditions normales (273 K et 1 atm) occupe 22,4 L. Bien que les conditions ne soient pas des conditions normales, elles en sont assez près pour obtenir une valeur approximative de la réponse. Étant donné que cet échantillon de gaz contient 0,128 mol, un volume de 3,5 L est réaliste.

8.55 **Données:** $V = 15,0 \text{ L}$, $n = 0,448 \text{ mol}$ et $T = 305 \text{ K}$

Information recherchée: P

Plan conceptuel: $n, V, T \rightarrow P$

$$pV = nRT$$

Solution: $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver P .

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,448 \cancel{\text{mol}} \times 0,08206 \frac{\text{L} \cdot \cancel{\text{atm}}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 305 \cancel{\text{K}}}{15,0 \cancel{\text{L}}} = 0,748 \text{ atm}$$

Vérier: les unités (atm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (~1 atm) a du sens parce que, comme vous le verrez à la prochaine section, une mole d'un gaz parfait dans des conditions normales (273 K et 1 atm) occupe 22,4 L. Bien que les conditions ne soient pas des conditions normales, elles en sont assez près pour obtenir une valeur approximative de la réponse. Étant donné que cet échantillon de gaz contient 0,448 mol dans un volume de 15 L, une pression de 1 atm est réaliste.

8.56 **Données:** $V = 28,5 \text{ L}$, $P = 1,8 \times 10^2 \text{ kPa}$ et $T = 298 \text{ K}$

Information recherchée: n

Plan conceptuel: $V, P, T \rightarrow n$

$$pV = nRT$$

Solution: $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1,8 \times 10^2 \text{ kPa} \times 28,5 \cancel{\text{L}}}{8,3145 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \cancel{\text{K}}} = 2,1 \text{ mol}$$

Vérier: les unités (mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (2 mol) a du sens parce que, comme vous le verrez à la prochaine section, une mole d'un gaz parfait dans des conditions normales (273 K et 1 atm) occupe 22,4 L. Bien que les conditions ne soient pas des conditions normales, elles en sont assez près pour obtenir une valeur approximative de la réponse. Étant donné que cet échantillon de gaz contient 28,5 L à une pression de $1,8 \times 10^2 \text{ kPa}$, ~2 mol est réaliste.

8.57 **Données:** $V = 11,8 \text{ L}$, $P = 1,8 \times 10^2 \text{ kPa}$ et $n = 0,52 \text{ mol}$

Information recherchée: T

Plan conceptuel: $V, P, n \rightarrow T$

$$pV = nRT$$

Solution: $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver T .

$$T = \frac{PV}{nR} = \frac{1,8 \times 10^2 \text{ kPa} \times 11,8 \cancel{\text{L}}}{0,52 \text{ mol} \times 8,3145 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}}} = 491 \text{ K}$$

Vérier: les unités (K) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (491 K) a du sens parce que, comme vous le verrez à la prochaine section, une mole d'un gaz parfait dans des conditions normales (273 K et 1 atm) occupe 22,4 L. Bien que les conditions ne soient pas des conditions normales, elles en sont assez près pour obtenir une valeur approximative de la réponse. Étant donné que cet échantillon de gaz contient 0,52 mol dans un volume de 11,8 L à une pression de $1,8 \times 10^2 \text{ kPa}$, une température de 491 K est réaliste.

8.58 **Données:** $P_1 = 99,7 \text{ kPa}$, $V_1 = 28,5 \text{ L}$, $t_1 = 28,0 \text{ }^\circ\text{C}$, $P_2 = 51,3 \text{ kPa}$ et $t_2 = -15,0 \text{ }^\circ\text{C}$

Information recherchée: V_2

Plan conceptuel: $t_C \rightarrow T_K$ puis $P_1, V_1, T_1, V_2, T_2 \rightarrow V_2$

$$T_K = t_C + 273,15 \qquad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Solution: $T_1 = 28,0 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 301,2 \text{ K}$ et $T_2 = -15,0 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 258,2 \text{ K}$

$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$. Réarrangez l'équation pour trouver V_2 .

$$V_2 = V_1 \frac{P_1 T_2}{P_2 T_1} = 28,5 \text{ L} \times \frac{99,7 \text{ kPa}}{51,3 \text{ kPa}} \times \frac{258,2 \cancel{\text{K}}}{301,2 \cancel{\text{K}}} = 47,5 \text{ L}$$

Vérier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (48 L) a du sens sur le plan physique parce que la diminution relative de P est plus grande que la diminution relative de T ; donc V doit augmenter.

8.59 **Données:** masse_{CO₂} = 28,8 g, P = 98,9 kPa et t = 22 °C

Information recherchée: V

Plan conceptuel: t_C → T_K et masse_{CO₂} → n_{CO₂}, puis n_{CO₂}, P, T → V

$$T_K = t_C + 273,15 \qquad \frac{1 \text{ mol}}{44,01 \text{ g}} \qquad pV = nRT$$

Solution: T₁ = 22 °C + 273,15 = 295 K, n = 28,8 g × $\frac{1 \text{ mol}}{44,01 \text{ g}}$ = 0,654 397 mol

PV = nRT. Réarrangez l'équation pour trouver V.

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,654\ 397 \cancel{\text{mol}} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\cancel{\text{mol}} \cdot \text{K}} \times 295 \cancel{\text{K}}}{98,9 \text{ kPa}} = 16,2 \text{ L}$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (16 L) a du sens parce qu'une mole d'un gaz parfait dans des conditions normales (273 K et 1 atm) occupe 22,4 L. Bien que les conditions ne soient pas des conditions normales, elles en sont assez près pour obtenir une valeur approximative de la réponse. Étant donné que cet échantillon de gaz contient 0,65 mol, un volume de 16 L est réaliste.

 8.60 **Données:** échantillon (a) = 5 particules de gaz, échantillon (b) = 10 particules de gaz et échantillon (c) = 8 particules de gaz, les températures et les volumes de tous les échantillons sont les mêmes.

Information recherchée: échantillon avec la plus grande P

Plan conceptuel: n, V, T → P

$$PV = nRT$$

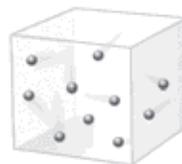
Solution: PV = nRT. Étant donné que V et T sont constants, P ∝ n. L'échantillon ayant le plus grand nombre de particules de gaz a la P la plus élevée. P_b > P_c > P_a.

 8.61 **Données:** P₁ = 1 atm, V₁ = 1 L, t₁ = 25 °C, V₂ = 0,5 L et t₂ = 250 °C

Information recherchée: dessinez une image et P₂.

Plan conceptuel: t_C → T_K puis P₁, V₁, T₁, V₂, T₂ → P₂

$$T_K = t_C + 273,15 \qquad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$


Solution: T₁ = 25 °C + 273,15 = 298 K et T₂ = 250 °C + 273,15 = 523 K

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}. \text{ Réarrangez l'équation pour trouver } P_2.$$

$$P_2 = P_1 \frac{V_1 T_2}{V_2 T_1} = 1 \text{ atm} \times \frac{1 \cancel{\text{L}}}{0,5 \cancel{\text{L}}} \times \frac{523 \cancel{\text{K}}}{298 \cancel{\text{K}}} = 3,51 \text{ atm} = 4 \text{ atm}$$

Vérifier: les unités (atm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (4 atm) a du sens sur le plan physique parce qu'il y a une augmentation de T et une diminution de V, les deux augmentent donc P.

 8.62 **Données:** P₁ = 101 kPa, t₁ = 25 °C et t₂ = 1155 °C

Information recherchée: P₂
Plan conceptuel: t_C → T_K puis P₁, T₁, T₂ → P₂

$$T_K = t_C + 273,15 \qquad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Solution: $T_1 = 25\text{ °C} + 273,15 = 298\text{ K}$ et $T_2 = 1155\text{ °C} + 273,15 = 1428\text{ K}$

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$. Réarrangez l'équation pour trouver P_2 .

$$P_2 = P_1 \frac{T_2}{T_1} = 101\text{ kPa} \times \frac{1428\cancel{\text{K}}}{298\cancel{\text{K}}} = 484\text{ kPa}$$

Vérifier: les unités (kPa) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (500 kPa) a du sens sur le plan physique parce qu'il y a une augmentation importante de T , ce qui augmente P de manière considérable.

8.63 **Données:** $V_1 = 1,75\text{ L}$, $P_1 = 1,35\text{ atm}$, $t_1 = 25\text{ °C}$, $t_2 = 355\text{ °C}$ et $V_2 = 1,75\text{ L}$

Information recherchée: P_2

Plan conceptuel: $t_c \rightarrow T_K$ puis $P_1, T_1, T_2 \rightarrow P_2$

$$T_K = t_c + 273,15 \qquad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Solution: $T_1 = 25\text{ °C} + 273,15 = 298\text{ K}$ et $T_2 = 355\text{ °C} + 273,15 = 628\text{ K}$

$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$. Réarrangez l'équation pour trouver P_2 .

$$P_2 = P_1 \frac{T_2}{T_1} = 1,35\text{ atm} \times \frac{628\cancel{\text{K}}}{298\cancel{\text{K}}} = 2,84\text{ atm}$$

Vérifier: les unités (atm) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (3 atm) a du sens sur le plan physique parce qu'il y a une augmentation importante de T , ce qui augmente P de manière considérable.

8.64 **Données:** $n = 1\text{ mol}$, $t = 0,00\text{ °C}$, $P = 101,325\text{ kPa}$

Information recherchée: V_{molaire}

Plan conceptuel: $t_c \rightarrow T_K$ puis $n, P, T \rightarrow V$

$$T_K = t_c + 273,15 \qquad PV = nRT$$

Solution: $T = 0,00\text{ °C} + 273,15 = 273,15\text{ K}$

$PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver V .

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1\cancel{\text{mol}} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 273,15\cancel{\text{K}}}{101,325\cancel{\text{ kPa}}} = 22,414\text{ L}$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (22 L) a du sens sur le plan physique parce qu'il y a 1 mol de gaz à basse température et à pression normale.

Données: $V_{\text{molaire TPN}} = 22,414\text{ L}$ et $\text{masse}_{\text{Ne}} = 15,0\text{ g}$

Information recherchée: V

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Ne}} \rightarrow n_{\text{Ne}} \rightarrow V$

$$\frac{1\text{ mol}}{20,18\text{ g}} \quad \frac{22,414\text{ L}}{1\text{ mol}}$$

$$\text{Solution: } 15,0\cancel{\text{ g Ne}} \times \frac{1\cancel{\text{ mol Ne}}}{20,18\cancel{\text{ g Ne}}} \times \frac{22,414\text{ L}}{1\cancel{\text{ mol Ne}}} = 16,7\text{ L}$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (17 L) a du sens parce qu'une mole d'un gaz parfait dans des conditions normales (273 K et 101 kPa) occupe 22,4 L et nous avons environ 0,75 mol.

8.65 **Données:** TPN et CO₂
Information recherchée: ρ

Plan conceptuel: n_{CO₂} → masse_{CO₂}, puis masse_{CO₂}, V → ρ

$$\frac{44,01 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \qquad \rho = \frac{\text{masse}_{\text{CO}_2}}{V}$$

Solution: $1 \text{ mol CO}_2 \times \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 44,01 \text{ g CO}_2 = \text{masse}_{\text{CO}_2}$ à TPN $V = 22,414 \text{ L}$

$$\rho = \frac{\text{masse}_{\text{CO}_2}}{V} = \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{22,414 \text{ L}} = 1,964 \text{ g/L}$$

Vérifier: les unités (g/L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (1 g/L) est réaliste pour la masse volumique d'un gaz.

 8.66 **Données:** H₂, $P = 1,141 \times 10^4 \text{ kPa}$ et $t = 20,0 \text{ }^\circ\text{C}$
Information recherchée: ρ

Plan conceptuel: t_C → T_K puis P, T, M → ρ

$$T_K = t_C + 273,15 \qquad \rho = \frac{m}{V} \quad n = \frac{m}{M}$$

Solution: $T = 20,0 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 293,2 \text{ K}$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{mP}{nRT} = \frac{\cancel{m}P}{\cancel{m}RT} = \frac{PM}{RT} = \frac{1,141 \times 10^4 \text{ kPa} \times 2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 293,2 \text{ K}} = 9,436 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Vérifier: les unités (g/L) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (9 g/L) a du sens sur le plan physique parce que c'est une pression élevée; donc la masse volumique est assez élevée.

 8.67 **Données:** N₂O, ρ = 2,85 g/L et T = 298 K

Information recherchée: P (en kPa)

Plan conceptuel: ρ, T, M → ρ puis P (kPa)

$$\rho = \frac{PM}{RT}$$

Solution: $\rho = \frac{PM}{RT}$. Réarrangez l'équation pour trouver P.

$$P = \frac{\rho RT}{M} = \frac{2,85 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \text{ K}}{44,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 160,41 \text{ kPa} = 1,60 \times 10^2 \text{ kPa}$$

Vérifier: les unités (kPa) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (160 kPa) a du sens sur le plan physique parce que la masse volumique est réaliste, donc on s'attend à une P ~ 100 kPa.

 8.68 **Données:** V = 248 mL, m = 0,433 g, P = 99,3 kPa et t = 28 °C **Information recherchée:** M

Plan conceptuel: t_C → T_K; V (mL) → V (L); puis V (L), m → ρ puis ρ, P, T → M

$$T_K = t_C + 273,15 \qquad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \qquad \rho = \frac{m}{V} \qquad \rho = \frac{PM}{RT}$$

Solution: $T = 28 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 301 \text{ K}$

$$V = 248 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,248 \text{ L} \quad \rho = \frac{m}{V} = \frac{0,433 \text{ g}}{0,248 \text{ L}} = 1,7459 \text{ g/L}$$

$$\rho = \frac{PM}{RT} \text{ . Réarrangez l'équation pour trouver } M.$$

$$M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{1,7459 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \times 8,3145 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{kPa}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 301 \cancel{\text{K}}}{99,3 \text{ kPa}} = 44,0 \text{ g/mol}$$

Vérifier: les unités (g/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (44 g/mol) a du sens sur le plan physique parce que c'est un nombre réaliste pour une masse molaire d'un gaz.

8.69 **Données:** $V = 113 \text{ mL}$, $m = 0,171 \text{ g}$, $P = 96,1 \text{ kPa}$ et $t = 32 \text{ }^\circ\text{C}$ **Information recherchée:** M

Plan conceptuel: $t_c \rightarrow T_K$; $V (\text{mL}) \rightarrow V (\text{L})$; puis $V (\text{L})$; $m \rightarrow \rho$ puis $\rho, P, T \rightarrow M$

$$T_K = t_c + 273,15 \quad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \quad \rho = \frac{m}{V} \quad \rho = \frac{PM}{RT}$$

Solution: $T = 32 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 305 \text{ K}$

$$V = 113 \cancel{\text{ mL}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \cancel{\text{ mL}}} = 0,113 \text{ L} \quad \rho = \frac{m}{V} = \frac{0,171 \text{ g}}{0,113 \text{ L}} = 1,5133 \text{ g/L}$$

$$\rho = \frac{PM}{RT} \text{ . Réarrangez l'équation pour trouver } M.$$

$$M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{1,5133 \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \times 8,3145 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{kPa}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 305 \cancel{\text{K}}}{96,1 \text{ kPa}} = 39,9 \text{ g/mol}$$

Vérifier: les unités (g/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (40 g/mol) a du sens sur le plan physique parce que c'est un nombre réaliste pour une masse molaire d'un gaz.

8.70 **Données:** masse = 38,8 mg, $V = 224 \text{ mL}$, $t = 55 \text{ }^\circ\text{C}$ et $P = 118 \text{ kPa}$ **Information recherchée:** M

Plan conceptuel: masse (mg) \rightarrow masse (g); $V (\text{mL}) \rightarrow V (\text{L})$; $t_c \rightarrow T_K$; puis $V, m \rightarrow \rho$ puis $\rho, P, T \rightarrow M$

$$\frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \quad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \quad T_K = t_c + 273,15 \quad \rho = \frac{m}{V} \quad \rho = \frac{PM}{RT}$$

$$\textbf{Solution: } m = 38,8 \cancel{\text{ mg}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \cancel{\text{ mg}}} = 0,0388 \text{ g} \quad V = 224 \cancel{\text{ mL}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \cancel{\text{ mL}}} = 0,224 \text{ L}$$

$$T = 55 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 328 \text{ K} \quad \rho = \frac{m}{V} = \frac{0,0388 \text{ g}}{0,224 \text{ L}} = 0,173 \text{ 214 g/L}$$

$$\rho = \frac{PM}{RT} \text{ . Réarrangez l'équation pour trouver } M.$$

$$M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{0,173 \text{ 214} \frac{\text{g}}{\cancel{\text{L}}} \times 8,3145 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{kPa}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 328 \cancel{\text{K}}}{118 \text{ kPa}} = 4,00 \text{ g/mol}$$

Vérifier: les unités (g/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (4 g/mol) a du sens sur le plan physique parce que c'est un nombre réaliste pour une masse molaire d'un gaz, notamment parce que la masse volumique est assez faible.

8.71 **Données:** $m = 0,555 \text{ g}$, $V = 117 \text{ mL}$, $t = 85 \text{ }^\circ\text{C}$ et $P = 100 \text{ kPa}$ **Information recherchée:** M

Plan conceptuel: $V (\text{mL}) \rightarrow V (\text{L})$; $t_c \rightarrow T_K$; puis $V, m \rightarrow \rho$ puis $\rho, P, T \rightarrow M$

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \quad T_K = t_c + 273,15 \quad \rho = \frac{m}{V} \quad \rho = \frac{PM}{RT}$$

$$\text{Solution: } V = 117 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,117 \text{ L} \quad T = 85 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 358 \text{ K}$$

$$\rho = \frac{m}{V} = \frac{0,555 \text{ g}}{0,117 \text{ L}} = 4,743 \text{ 59 g/L} \quad \rho = \frac{PM}{RT} \text{ . Réarrangez l'équation pour trouver } M.$$

$$M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{4,743 \text{ 59} \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 8,3145 \frac{\text{J} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 358 \text{ K}}{100 \text{ kPa}} = 141 \text{ g/mol}$$

Vérifier: les unités (g/mol) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse (141 g/mol) a du sens sur le plan physique parce que c'est un nombre réaliste pour une masse molaire d'un gaz, notamment parce que la masse volumique est assez élevée.

PROBLÈMES RÉCAPITULATIFS

8.72 **Données:** pièce de 10 cents = 1,2 mm d'épaisseur

Information recherchée: hauteur de la pile du nombre d'Avogadro de pièces de 10 cents

Plan conceptuel: hauteur d'une pièce de 10 cents → hauteur du nombre d'Avogadro de pièces

$$\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ pièces}}{\text{mol}}$$

$$\text{Solution: } \frac{1,2 \text{ mm}}{\text{pièce}} \times 6,022 \times 10^{23} \frac{\text{pièces}}{\text{mol}} \times \frac{1 \text{ m}}{1000 \text{ mm}} \times \frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} = 7,2 \times 10^{17} \frac{\text{km}}{\text{mol}}$$

Vérifier: les unités de la réponse (km) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse montre à quel point le nombre d'Avogadro est énorme.

8.73 **Données:** $6,022 \times 10^{23}$ pièces de 10 cents, 6,8 milliards de personnes

Information recherchée: somme en dollars; nombre de dollars/personne

Plan conceptuel: pièces de 10 cents → dollars → dollars/personne

$$\frac{1 \text{ dollar}}{10 \text{ pièces}} \quad 6,8 \text{ milliards de personnes}$$

Solution:

$$6,022 \times 10^{23} \frac{\text{pièces}}{10 \text{ pièces}} \times \frac{1 \text{ dollar}}{10 \text{ pièces}} = 6,022 \times 10^{22} \text{ dollars. } \frac{6,022 \times 10^{22} \text{ dollars}}{6,8 \times 10^9 \text{ personnes}} = 8,9 \times 10^{12} \text{ dollars/personne}$$

Chaque personne serait multibillionnaire (un billion = 1000 milliards).

8.74 **Données:** 1 mol de bleuets (myrtilles en Europe), $m_{\text{bleuet}} = 0,75 \text{ g}$; $m_{\text{automobile}} = 2,0 \times 10^3 \text{ kg}$

Information recherchée: nombre d'autos pour 1 mol de bleuets

Plan conceptuel: 1 mol bleuets → masse bleuets (g) → masse bleuets (kg) → nombre d'automobiles

$$\frac{0,75 \text{ g}}{\text{bleuet}} \quad \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} \quad \frac{1 \text{ automobile}}{2,0 \times 10^3 \text{ kg}}$$

Solution:

$$1 \frac{\text{mol bleuets}}{\text{mol bleuets}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ bleuets}}{\text{mol bleuets}} \times \frac{0,75 \text{ g}}{\text{bleuet}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ automobile}}{2,0 \times 10^3 \text{ kg}} = 2,3 \times 10^{17} \text{ automobiles}$$

Vérifier: les unités de la réponse (automobiles) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable étant donné la grandeur du nombre d'Avogadro.

8.75 **Données:** O = 15,9994 u lorsque C = 12,011 u

Information recherchée: masse_O si masse_C = 12,000 u

Plan conceptuel:

Déterminez le rapport O:C pour système ¹²C; puis utilisez le même rapport si masse_C = 12,000 u.

$$\frac{\text{masse O}}{\text{masse C}}$$

Solution: basé sur ¹²C = exactement 12 u, O = 15,9994 u et C = 12,011 u;

$$\text{donc } \frac{\text{masse O}}{\text{masse C}} = \frac{15,9994 \text{ u}}{12,011 \text{ u}} = \frac{1,332\ 062 \text{ u de O}}{1 \text{ u de C}}$$

basé sur C = 12,00, le rapport doit être le même:

$$\text{masse}_O = 12,000 \text{ u de C} \times \frac{1,332\ 062 \text{ u de O}}{1 \text{ u de C}} = 15,9847 \text{ u de O} = 15,985 \text{ u de O}$$

Vérifier: les unités de la réponse (u de O) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable étant donné que la valeur pour le nouveau système de masse est plus petite que le système de masse original; par conséquent, la masse de O doit être plus petite.

8.76 **Données:** cube Ti: $\rho = 4,50 \text{ g/cm}^3$; $l = 2,78 \text{ po}$

Information recherchée: nombre d'atomes Ti

Plan conceptuel: $l \text{ (po)} \rightarrow l \text{ (cm)} \rightarrow V_{\text{cube}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Ti}} \rightarrow n_{\text{Ti}} \rightarrow N_{\text{Ti}}$

$$\frac{2,54 \text{ cm}}{1 \text{ po}} \quad V = l^3 \quad \frac{4,50 \text{ g}}{\text{cm}^3} \quad \frac{1 \text{ mol Ti}}{47,87 \text{ g}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{\text{mol}}$$

$$\text{Solution: } 2,78 \text{ po} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{\text{po}} = 7,061 \text{ cm}$$

$$(7,061 \text{ cm})^3 \times \frac{4,50 \text{ g}}{\text{cm}^3} \times \frac{1 \text{ mol Ti}}{47,87 \text{ g}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Ti}}{\text{mol Ti}} = 1,99 \times 10^{25} \text{ atomes Ti}$$

Vérifier: les unités de la réponse (atomes Ti) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce qu'il y a environ 30 mol de Ti dans le cube.

8.77 **Données:** alliage Au et Pd de masse = 67,2 g; $2,49 \times 10^{23}$ atomes

Information recherchée: composition en pourcentage en masse

Plan conceptuel: $N_{\text{Au}} \text{ et } N_{\text{Pd}} \rightarrow n_{\text{Au}} \text{ et } n_{\text{Pd}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Au}} \text{ et } \text{masse}_{\text{Pd}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Au}}$

$$\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}} \quad \frac{196,97 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}} \quad \frac{106,42 \text{ g Pd}}{1 \text{ mol Pd}}$$

Solution: soit $X = N_{\text{Au}}$ et $Y = N_{\text{Pd}}$; développez les expressions qui permettent de mettre en relation les atomes aux moles puis aux grammes.

$$\left(\frac{X \text{ atomes Au}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Au}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Au}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Au}} \right) = \frac{X}{6,022 \times 10^{23}} \text{ mol Au}$$

$$\left(\frac{Y \text{ atomes Pd}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Pd}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol Pd}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Pd}} \right) = \frac{Y}{6,022 \times 10^{23}} \text{ mol Pd}$$

$$X + Y = 2,49 \times 10^{23} \text{ atomes}; Y = 2,49 \times 10^{23} - X$$

$$\left(\frac{X}{6,022 \times 10^{23}} \text{ mol Au} \right) \left(\frac{196,97 \text{ g Au}}{\text{mol Au}} \right) = \frac{196,97X}{6,022 \times 10^{23}} \text{ g Au}$$

$$\left(\frac{2,49 \times 10^{23} - X}{6,022 \times 10^{23}} \text{ mol Pd} \right) \left(\frac{106,42 \text{ g Pd}}{\text{mol Pd}} \right) = \frac{106,42(2,49 \times 10^{23} - X)}{6,022 \times 10^{23}} \text{ g Pd}$$

masse Au + masse Pd = 67,2 g total

$$\frac{196,97X}{6,022 \times 10^{23}} \text{ g Au} + \frac{106,42(2,49 \times 10^{23} - X)}{6,022 \times 10^{23}} \text{ g Pd} = 67,2 \text{ g}$$

$$X = 1,5426 \times 10^{23} \text{ atomes Au}$$

$$(1,54 \times 10^{23} \text{ atomes Au}) \left(\frac{1 \text{ mol Au}}{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes Au}} \right) \left(\frac{196,97 \text{ g Au}}{\text{mol Au}} \right) = 50,37 \text{ g Au}$$

$$\left(\frac{50,37 \text{ g Au}}{67,2 \text{ g échantillon}} \right) \times 100 \% = 74,96 \% \text{ Au} = 75,0 \% \text{ Au}$$

$$\% \text{ Pd} = 100,0\% - 75,0\% \text{ Au} = 25,0\% \text{ Pd}$$

Vérifier: les unités de la réponse (composition en %) sont correctes.

8.78 **Données:** 165 mL C₂H₅OH; $\rho = 0,789 \text{ g/cm}^3$ **Information recherchée:** nombre de molécules

Plan conceptuel: $V_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \text{ (mL)} \rightarrow V_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \text{ (cm}^3\text{)} \rightarrow \text{masse}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \rightarrow n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \rightarrow N_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}$

$$\frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ mL}} \quad \frac{0,789 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ cm}^3 \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH}} \quad \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,07 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}$$

Solution:

$$165 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ mL}} \times \frac{0,789 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,07 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}$$

$$= 1,70 \times 10^{24} \text{ molécules C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Vérifier: les unités de la réponse (molécules C₂H₅OH) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce qu'il y avait plus de deux moles C₂H₅OH et il y a plus de deux fois le nombre d'Avogadro de molécules.

8.79 **Données:** 0,05 mL H₂O; $\rho = 1,0 \text{ g/cm}^3$ **Information recherchée:** nombre de molécules

Plan conceptuel: $V_{\text{H}_2\text{O}} \text{ (mL)} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} \text{ (cm}^3\text{)} \rightarrow \text{masse}_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow N_{\text{H}_2\text{O}}$

$$\frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ mL}} \quad \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1,0 \text{ mL H}_2\text{O}} \quad \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

Solution:

$$0,05 \text{ mL H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1 \text{ mL}} \times \frac{1,0 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ molécules H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2 \times 10^{21} \text{ molécules H}_2\text{O}$$

Vérifier: les unités de la réponse (molécules H₂O) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce qu'il y avait moins de deux moles H₂O et il y a moins que le nombre d'Avogadro de molécules.

8.80 **Données:** 32 g CF₂Cl₂/mois **Information recherchée:** g Cl/année

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{CF}_2\text{Cl}_2} / \text{mois} \rightarrow \text{masse}_{\text{Cl}} / \text{mois} \rightarrow \text{masse}_{\text{Cl}} / \text{année}$

$$\frac{70,90 \text{ g Cl}}{120,91 \text{ g CF}_2\text{Cl}_2} \quad \frac{12 \text{ mois}}{1 \text{ an}}$$

Solution:

$$\frac{32 \text{ g CF}_2\text{Cl}_2}{\text{mois}} \times \frac{70,90 \text{ g Cl}}{120,91 \text{ g CF}_2\text{Cl}_2} \times \frac{12 \text{ mois}}{1 \text{ an}} = 2,3 \times 10^2 \text{ g Cl/année}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g Cl) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que c'est moins que CF₂Cl₂ total/année.

8.81 **Données:** 17 kg CHF₂Cl/mois **Information recherchée:** kg Cl/année

Plan conceptuel: masse_{CHF₂Cl} / mois → masse_{Cl} / mois → masse_{Cl} / année

$$\frac{35,45 \text{ kg Cl}}{86,47 \text{ kg CHF}_2\text{Cl}} \quad \frac{12 \text{ mois}}{1 \text{ an}}$$

Solution:

$$\frac{17 \text{ kg CHF}_2\text{Cl}}{\text{mois}} \times \frac{35,45 \text{ kg Cl}}{86,47 \text{ kg CHF}_2\text{Cl}} \times \frac{12 \text{ mois}}{1 \text{ an}} = 84 \text{ kg Cl/année}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg Cl) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que c'est moins que CHF₂Cl total/année.

8.82 **Données:** MCl₃; 65,57% Cl **Information recherchée:** identifiez M.

Plan conceptuel: masse_{Cl} → n_{Cl} → n_M → M_M

$$\frac{1 \text{ mol Cl}}{35,45 \text{ g Cl}} \quad \frac{1 \text{ mol M}}{3 \text{ mol Cl}} \quad \frac{\text{g M}}{\text{mol M}}$$

Solution: dans un échantillon de 100 g: 65,57 g Cl; 34,43 g M

$$65,57 \text{ g Cl} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,45 \text{ g Cl}} \times \frac{1 \text{ mol M}}{3 \text{ mol Cl}} = 0,6165 \text{ mol M} \quad \frac{34,43 \text{ g M}}{0,6165 \text{ mol M}} = 55,85 \text{ g/mol M}$$

Masse atomique de 55,85 u : Fe

L'identité de M = Fe.

8.83 **Données:** M₂O; 16,99% O **Information recherchée:** identifiez M.

Plan conceptuel: masse_O → n_O → n_M → M_M

$$\frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \quad \frac{2 \text{ mol M}}{1 \text{ mol O}} \quad \frac{\text{g M}}{\text{mol M}}$$

Solution: dans un échantillon de 100 g: 16,99 g O; 83,01 g M

$$16,99 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \times \frac{2 \text{ mol M}}{1 \text{ mol O}} = 2,124 \text{ mol M} \quad \frac{83,01 \text{ g M}}{2,124 \text{ mol M}} = 39,08 \text{ g/mol M}$$

Masse atomique de 39,08 u: K

L'identité de M = K.

8.84 **Données:** dans un échantillon de 100 g; 79,37 g C; 8,88 g H; 11,75 g O; masse molaire = 272,37 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel:

Convertissez la masse en mole pour chaque élément → **pseudof formule** → **formule empirique** →

$$\frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \quad \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} \quad \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}}$$

Divisez par le plus petit nombre.

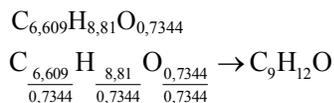
formule moléculaire.

Formule empirique × n.

$$\text{Solution: } 79,37 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 6,609 \text{ mol C}$$

$$8,88 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 8,81 \text{ mol H}$$

$$11,75 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,7344 \text{ mol O}$$



La formule empirique est $\text{C}_9\text{H}_{12}\text{O}$.

Masse de la formule empirique = $9(12,01 \text{ g/mol}) + 12(1,008 \text{ g/mol}) + 1(16,00 \text{ g/mol}) = 136,19 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse molaire de la formule}} = \frac{272,37 \text{ g/mol}}{136,19 \text{ g/mol}} = 2$$

Formule moléculaire = $\text{C}_9\text{H}_{12}\text{O} \times 2 = \text{C}_{18}\text{H}_{24}\text{O}_2$

8.85 **Données:** dans un échantillon de 100 g; 40,00 g C; 6,72 g H; 53,28 g O; masse molaire = 180,16 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel:

Convertissez la masse en mole pour chaque élément → pseudoformule → formule empirique →

$$\frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \quad \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} \quad \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}}$$

Divisez par le plus petit nombre.

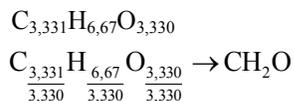
formule moléculaire.

Formule empirique $\times n$.

Solution: $40,00 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 3,331 \text{ mol C}$

$$6,72 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,008 \text{ g H}} = 6,67 \text{ mol H}$$

$$53,28 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 3,330 \text{ mol O}$$



La formule empirique est CH_2O .

Masse de la formule empirique = $1(12,01 \text{ g/mol}) + 2(1,008 \text{ g/mol}) + 1(16,00 \text{ g/mol}) = 30,03 \text{ g/mol}$

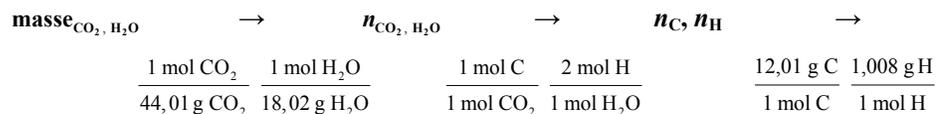
$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse molaire de la formule}} = \frac{180,16 \text{ g/mol}}{30,03 \text{ g/mol}} = 6$$

Formule moléculaire = $\text{CH}_2\text{O} \times 6 = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

8.86 **Données:** échantillon de 13,42 g; 39,61 g CO_2 ; 9,01 g H_2O ; masse molaire = 268,34 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel:



$$\text{masse}_C, \text{masse}_H, \text{masse}_O \quad \rightarrow \quad n_O \quad \rightarrow \quad \text{pseudoformule} \quad \rightarrow \quad \text{formule empirique}$$

$$\text{masse}_{\text{échantillon}} - (\text{masse}_C + \text{masse}_H) \quad \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \quad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

→ **formule moléculaire**

Formule empirique $\times n$.

Solution:

$$39,61 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,9000 \text{ mol CO}_2$$

$$9,01 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,500 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$0,9000 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,9000 \text{ mol C}$$

$$0,500 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 1,00 \text{ mol H}$$

$$0,9000 \text{ mol } \cancel{\text{C}} \times \frac{12,01 \text{ g C}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}}} = 10,81 \text{ g C}$$

$$1,00 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1,008 \text{ g H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}}} = 1,01 \text{ g H}$$

$$13,42 \text{ g} - (10,81 \text{ g} + 1,01 \text{ g}) = 1,60 \text{ g O}$$

$$1,60 \text{ g } \cancel{\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g } \cancel{\text{O}}} = 0,100 \text{ mol O}$$

$$\text{C}_{0,9000}\text{H}_{0,1000}\text{O}_{0,100}$$

$$\frac{\text{C}_{0,9000}\text{H}_{0,160}\text{O}_{0,100}}{0,100 \quad 0,100 \quad 0,100} \rightarrow \text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$$

La formule empirique est $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$.

Masse de la formule empirique = $9(12,01 \text{ g/mol}) + 10(1,008 \text{ g/mol}) + 1(16,00 \text{ g/mol}) = 134,2 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse molaire de la formule}} = \frac{268,34 \text{ g/mol}}{134,2 \text{ g/mol}} = 2$$

$$\text{Formule moléculaire} = \text{C}_9\text{H}_{10}\text{O} \times 2 = \text{C}_{18}\text{H}_{20}\text{O}_2$$

8.87 **Données:** échantillon de 1,893 g; 5,545 g CO_2 ; 1,388 g H_2O ; masse molaire = 270,36 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel:

$$\text{masse}_{\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}} \quad \rightarrow \quad n_{\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}} \quad \rightarrow \quad n_C, n_H \quad \rightarrow$$

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \quad \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \quad \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \quad \frac{12,01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \quad \frac{1,008 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}$$

$$\text{masse}_C, \text{masse}_H, \text{masse}_O \quad \rightarrow \quad n_O \quad \rightarrow \quad \text{pseudoformule} \quad \rightarrow \quad \text{formule empirique}$$

$$\text{masse}_{\text{échantillon}} - (\text{masse}_C + \text{masse}_H) \quad \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \quad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

→ **formule moléculaire**

Formule empirique $\times n$.

Solution:

$$5,545 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44,01 \text{ g } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,1260 \text{ mol } \text{CO}_2$$

$$1,388 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,07703 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$0,1260 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol } \text{C}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{CO}_2}} = 0,1260 \text{ mol } \text{C}$$

$$0,07703 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,1541 \text{ mol } \text{H}$$

$$0,1260 \text{ mol } \cancel{\text{C}} \times \frac{12,01 \text{ g } \text{C}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{C}}} = 1,513 \text{ g } \text{C}$$

$$0,1541 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1,008 \text{ g } \text{H}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{H}}} = 0,1553 \text{ g } \text{H}$$

$$1,893 \text{ g} - 1,513 \text{ g} - 0,1553 \text{ g} = 0,225 \text{ g } \text{O}$$

$$0,225 \text{ g } \cancel{\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}}{16,00 \text{ g } \cancel{\text{O}}} = 0,0141 \text{ mol } \text{O}$$

$$\text{C}_{0,1260} \text{H}_{0,1541} \text{O}_{0,0141}$$

$$\frac{\text{C}_{0,1260} \text{H}_{0,1541} \text{O}_{0,0141}}{0,0141 \quad 0,0141 \quad 0,0141} \rightarrow \text{C}_9 \text{H}_{11} \text{O}$$

La formule empirique est $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{O}$.

Masse de la formule empirique = $9(12,01 \text{ g/mol}) + 11(1,008 \text{ g/mol}) + 1(16,00 \text{ g/mol}) = 135,2 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse molaire de la formule}} = \frac{270,36 \text{ g/mol}}{135,2 \text{ g/mol}} = 2$$

$$\text{Formule moléculaire} = \text{C}_9\text{H}_{11}\text{O} \times 2 = \text{C}_{18}\text{H}_{22}\text{O}_2$$

8.88 **Données:** 4,93 g $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$; 2,41 g MgSO_4

Information recherchée: valeur de x

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{MgSO}_4} \rightarrow n_{\text{MgSO}_4}$ $\text{masse}_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}}$. Déterminez le rapport de moles.

$$\frac{1 \text{ mol } \text{MgSO}_4}{120,38 \text{ g } \text{MgSO}_4} \quad \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \quad \frac{\text{mol } \text{H}_2\text{O}}{\text{mol } \text{MgSO}_4}$$

$$\text{Solution: } 2,41 \text{ g } \cancel{\text{MgSO}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \text{MgSO}_4}{120,38 \text{ g } \cancel{\text{MgSO}_4}} = 0,0200 \text{ mol } \text{MgSO}_4$$

Déterminez $\text{masse}_{\text{H}_2\text{O}}$: $4,93 \text{ g } \text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O} - 2,41 \text{ g } \text{MgSO}_4 = 2,52 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$

$$2,52 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} = 0,140 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$\frac{0,140 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{0,0200 \text{ mol } \text{MgSO}_4} = 7$$

$$x = 7$$

8.89 **Données:** 3,41 g CuCl₂·xH₂O; 2,69 g CuCl₂ **Information recherchée:** valeur de x

Plan conceptuel: masse_{CuCl₂} → n_{CuCl₂} masse_{H₂O} → n_{H₂O} . Déterminez le rapport de moles.

$$\frac{1 \text{ mol CuCl}_2}{134,45 \text{ g CuCl}_2} \qquad \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \qquad \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CuCl}_2}$$

Solution: $2,69 \text{ g CuCl}_2 \times \frac{1 \text{ mol CuCl}_2}{134,45 \text{ g CuCl}_2} = 0,0200 \text{ mol CuCl}_2$

Déterminez masse_{H₂O}: 3,41 g CuCl₂·xH₂O – 2,69 g CuCl₂ = 0,72 g H₂O

$$0,72 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,040 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\frac{0,040 \text{ mol H}_2\text{O}}{0,0200 \text{ mol CuCl}_2} = 2$$

$$x = 2$$

8.90 **Données:** masse molaire = 177 g/mol; masse_C = 8(masse_H) **Information recherchée:** formule moléculaire

Plan conceptuel: C_xH_yBrO

Solution: dans 1 mol de composé,

soit x = n_C et y = n_H, supposons n_{Br} = 1, supposons n_O = 1

$$177 \text{ g/mol} = x(12,01 \text{ g/mol}) + y(1,008 \text{ g/mol}) + 1(79,90 \text{ g/mol}) + 1(16,00 \text{ g/mol})$$

$$x(12,01 \text{ g/mol}) = 8\{y(1,008 \text{ g/mol})\}$$

$$177 \text{ g/mol} = 8y(1,008 \text{ g/mol}) + y(1,008 \text{ g/mol}) + 79,90 \text{ g/mol} + 16,00 \text{ g/mol}$$

$$81 = 9y(1,008)$$

$$y = 9 = n_{\text{H}}$$

$$x(12,01) = 8 \times 9(1,008)$$

$$x = 6 = n_{\text{C}}$$

Formule moléculaire = C₆H₉BrO

Vérifier: masse molaire = 6(12,01 g/mol) + 9(1,008 g/mol) + 1(79,90 g/mol) + 1(16,00 g/mol) = 177,0 g/mol

8.91 **Données:** échantillon de 3,54 g donne 8,49 g CO₂ et 2,14 g H₂O; échantillon de 2,35 g donne 0,199 g N; masse molaire = 165 g/mol

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel:

masse_N → n_N; puis masse_{CO₂, H₂O} → n_{CO₂, H₂O} → n_C, n_H →

$$\frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g N}} \qquad \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} \quad \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \qquad \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \quad \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \qquad \frac{12,01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \quad \frac{1,008 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}$$

masse_C, masse_H, masse_O → n_O → pseudoformule

$$\text{masse}_{\text{échantillon}} - (\text{masse}_C + \text{masse}_H + \text{masse}_N) \qquad \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \qquad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

→ **formule empirique** → **formule moléculaire**

Formule empirique × n.

Solution:

$$\frac{0,199 \text{ g N}}{2,35 \text{ g échantillon}} = \frac{x \text{ g N}}{3,54 \text{ g échantillon}}; x = 0,300 \text{ g N}$$

$$0,300 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g N}} = 0,0214 \text{ mol N}$$

$$8,49 \text{ g CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} = 0,193 \text{ mol CO}_2$$

$$2,14 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,119 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$0,193 \text{ mol CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,193 \text{ mol C}$$

$$0,119 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,238 \text{ mol H}$$

$$0,193 \text{ mol C} \times \frac{12,01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 2,32 \text{ g C}$$

$$0,238 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{1,008 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 0,240 \text{ g H}$$

$$3,54 \text{ g} - (2,32 \text{ g C} + 0,240 \text{ g H} + 0,300 \text{ g N}) = 0,680 \text{ g O}$$

$$0,680 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,0425 \text{ mol O}$$

$$\text{C}_{0,193}\text{H}_{0,238}\text{N}_{0,0214}\text{O}_{0,0425}$$

$$\text{C}_{\frac{0,193}{0,0214}}\text{H}_{\frac{0,238}{0,0214}}\text{N}_{\frac{0,0214}{0,0214}}\text{O}_{\frac{0,0425}{0,0214}} \rightarrow \text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_2$$

 La formule empirique est $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_2$.

Masse de la formule empirique =

$$9(12,01 \text{ g/mol}) + 11(1,008 \text{ g/mol}) + 1(14,01 \text{ g/mol}) + 2(16,00 \text{ g/mol}) = 165,19 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{\text{masse molaire}}{\text{masse molaire de la formule}} = \frac{165 \text{ g/mol}}{165,19 \text{ g/mol}} = 1$$

$$\text{Formule moléculaire} = \text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_2 \times 1$$

$$= \text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_2$$

 8.92 **Données:** 23,5 mg $\text{C}_{17}\text{H}_{22}\text{ClNO}_4$
Information recherchée: nombre total d'atomes

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{composé}} \text{ (mg)} \rightarrow \text{masse}_{\text{composé}} \text{ (g)} \rightarrow n_{\text{composé}} \rightarrow n_{\text{atomes}} \rightarrow N_{\text{atomes}}$

$$\frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \quad \frac{1 \text{ mol}}{339,8 \text{ g}} \quad \frac{45 \text{ mol atomes}}{1 \text{ mol composé}} \quad \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{1 \text{ mol atomes}}$$

Solution:

$$23,5 \text{ mg} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \times \frac{1 \text{ mol composé}}{339,8 \text{ g}} \times \frac{45 \text{ mol atomes}}{1 \text{ mol composé}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ atomes}}{1 \text{ mol atomes}} = 1,87 \times 10^{21} \text{ atomes}$$

Vérifier: les unités de la réponse (nombre d'atomes) sont correctes. L'ordre de grandeur de la réponse est raisonnable parce que la molécule est très complexe.

8.93 **Données:** dans un échantillon de 100 g: 76 g V; 24 g O

Information recherchée: formule et nom

Plan conceptuel:

Convertissez la masse en mole de chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique.

$$\frac{1 \text{ mol V}}{50,94 \text{ g V}} \quad \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \quad \cdot \quad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

Solution:

$$76 \text{ g} \cancel{\text{V}} \times \frac{1 \text{ mol V}}{50,94 \text{ g} \cancel{\text{V}}} = 1,5 \text{ mol V}$$

$$24 \text{ g} \cancel{\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g} \cancel{\text{O}}} = 1,5 \text{ mol O}$$



La formule est VO: oxyde de vanadium(II).

Données: dans un échantillon de 100 g: 68 g V; 32 g O

Information recherchée: formule et nom

Plan conceptuel:

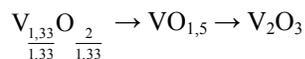
Convertissez la masse en mole de chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique.

$$\frac{1 \text{ mol V}}{50,94 \text{ g V}} \quad \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \quad \cdot \quad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

Solution:

$$68 \text{ g} \cancel{\text{V}} \times \frac{1 \text{ mol V}}{50,94 \text{ g} \cancel{\text{V}}} = 1,33 \text{ mol V}$$

$$32 \text{ g} \cancel{\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g} \cancel{\text{O}}} = 2 \text{ mol O}$$



La formule est V₂O₃: oxyde de vanadium(III).

Données: dans un échantillon de 100 g: 61 g V; 39 g O

Information recherchée: formule et nom

Plan conceptuel:

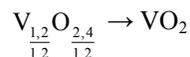
Convertissez la masse en mole de chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique.

$$\frac{1 \text{ mol V}}{50,94 \text{ g V}} \quad \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \quad \cdot \quad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

Solution:

$$61 \cancel{\text{g V}} \times \frac{1 \text{ mol V}}{50,94 \cancel{\text{g V}}} = 1,2 \text{ mol V}$$

$$39 \cancel{\text{g O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \cancel{\text{g O}}} = 2,4 \text{ mol O}$$



La formule est VO₂: oxyde de vanadium(IV).

Données: dans un échantillon de 100 g: 56 g V; 44 g O

Information recherchée: formule et nom

Plan conceptuel:

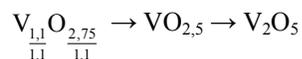
Convertissez la masse en mole de chaque élément → écrivez la pseudoformule → écrivez la formule empirique.

$$\frac{1 \text{ mol V}}{50,94 \text{ g V}} \quad \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} \quad \text{Divisez par le plus petit nombre.}$$

Solution:

$$56 \cancel{\text{g V}} \times \frac{1 \text{ mol V}}{50,94 \cancel{\text{g V}}} = 1,1 \text{ mol V}$$

$$44 \cancel{\text{g O}} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \cancel{\text{g O}}} = 2,75 \text{ mol O}$$



La formule est V₂O₅: oxyde de vanadium(V).

8.94 **Données:** MCl₃; 2,395 g échantillon; 3,606 × 10⁻² mol Cl

Information recherchée: masse atomique de M

Plan conceptuel: $n_{\text{Cl}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Cl}} \rightarrow \text{masse}_{\text{M}}$

$$\frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \quad \text{masse}_{\text{échantillon}} - \text{masse}_{\text{Cl}} = \text{masse}_{\text{M}}$$

$n_{\text{Cl}} \rightarrow n_{\text{M}} \rightarrow M_{\text{M}}$

$$\frac{1 \text{ mol M}}{3 \text{ mol Cl}} \quad \frac{\text{masse}_{\text{M}}}{n_{\text{M}}}$$

Solution:

$$3,606 \times 10^{-2} \cancel{\text{mol Cl}} \times \frac{35,45 \text{ g}}{1 \cancel{\text{mol Cl}}} = 1,278 \text{ g Cl}$$

$$2,395 \text{ g} - 1,278 \text{ g} = 1,117 \text{ g M}$$

$$3,606 \times 10^{-2} \cancel{\text{mol Cl}} \times \frac{1 \text{ mol M}}{3 \cancel{\text{mol Cl}}} = 1,202 \times 10^{-2} \text{ mol M}$$

$$\frac{1,117 \text{ g M}}{0,01202 \text{ mol M}} = 92,93 \text{ g M/mol M}$$

$$M_{\text{M}} = 92,93 \text{ g/mol}$$

8.95 **Données:** Fe_xCr_yO₄; 28,59% O

Information recherchée: x et y

Plan conceptuel: % O → $M_{\text{Fe,Cr,O}_4}$ → $\text{masse}_{\text{Fe+Cr}}$

$$\frac{\text{masse}_{\text{O}}}{M_{\text{composé}}} \times 100 \% = \% \text{ O} \quad \text{masse}_{\text{composé}} - \text{masse}_{\text{O}} = \text{masse}_{\text{Fe+Cr}}$$

Solution:

$$\frac{28,59 \text{ g O}}{100,0 \text{ g composé}} = \frac{64,00 \text{ g O}}{M_{\text{composé}}} \quad M = 223,9 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masse}_{\text{Fe+Cr}} = M - (4 \times M_{\text{O}}) = 223,9 \text{ g composé} - 64,00 \text{ g O} = 159,9 \text{ g}$$

$$M_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ g/mol}; M_{\text{Cr}} = 52,00 \text{ g/mol}$$

Étant donné que la masse des deux métaux est proche, la masse moyenne peut être utilisée pour déterminer n_{total} de Fe et de Cr présentes dans le composé. La masse moyenne de Fe et Cr = 53,9.

$$\frac{159,9 \text{ g}}{53,9 \text{ g/mol}} = 2,97 = 3 \text{ mol de métaux}$$

$$\text{Soit } x = n_{\text{Fe}} \text{ et } y = n_{\text{Cr}}$$

$$x \text{ mol Fe} + y \text{ mol Cr} = 3 \text{ mol totales}$$

$$x \text{ mol Fe}(55,85 \text{ g Fe/mol}) + y \text{ mol Cr}(52,00 \text{ g Cr/mol}) = 159,8 \text{ g}$$

$$y \text{ mol Cr} = (3 - x) \text{ mol Fe}$$

$$x(55,85) + (3 - x)(52,00) = 159,8$$

$$\text{Donc } x = 1 \text{ et } y = 2$$

Vérifier: formule = FeCr₂O₄ aurait une masse molaire de Fe + 2 Cr + 4 O = 55,85 + 2(52,00) + 4(16,00) = 223,85, et la masse molaire du composé est de 223,9 g/mol.

8.96 **Données:** X₃P₂; 34,00% P; échantillon de 100 g contient 34,00 g P **Information recherchée:** X

Plan conceptuel: $\text{masse}_P \rightarrow n_P \rightarrow n_X$

$$\frac{1 \text{ mol P}}{30,97 \text{ g P}} \quad \frac{3 \text{ mol X}}{2 \text{ mol P}}$$

puis $\text{masse}_P \rightarrow \text{masse}_X \rightarrow M_X$

$$100,00 \text{ g échantillon} - 34,00 \text{ g P} \quad \frac{\text{g X}}{\text{mol X}}$$

$$\text{Solution: } 34,00 \text{ g P} \times \frac{1 \text{ mol P}}{30,97 \text{ g P}} \times \frac{3 \text{ mol X}}{2 \text{ mol P}} = 1,647 \text{ mol X}$$

$$100,00 \text{ g échantillon} - 34,00 \text{ g P} = 66,00 \text{ g X}$$

$$\frac{66,00 \text{ g X}}{1,647 \text{ mol X}} = 40,07 \text{ g/mol : Ca}$$

Vérifier: les unités (g/mol) sont correctes. La réponse, Ca, est réaliste parce que Ca₃P₂ est une molécule qui existe.

8.97 **Données:** $V = 158 \text{ mL}$, $\text{masse}_{\text{gaz}} = 0,275 \text{ g}$, $P = 74,1 \text{ kPa}$, $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$, $\text{gaz} = 82,66\% \text{ C et } 17,34\% \text{ H}$

Information recherchée: formule moléculaire C_xH_y

Plan conceptuel: $t_C \rightarrow T_K$; $V(\text{mL}) \rightarrow V(\text{L})$ puis $V, m \rightarrow \rho$

$$T_K = t_C - 273,15 \quad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

puis $\rho, P, T \rightarrow M$ puis % C, % H, M \rightarrow formule

$$\rho = \frac{PM}{RT} \quad \%C = \frac{M \times 0,8266 \text{ g C}}{12,01 \frac{\text{g C}}{\text{mol C}}} \quad \%H = \frac{M \times 0,1734 \text{ g H}}{1,008 \frac{\text{g H}}{\text{mol H}}}$$

Solution: $T = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 298 \text{ K}$

$$V = 158 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,158 \text{ L} \quad \rho = \frac{m}{V} = \frac{0,275 \text{ g}}{0,158 \text{ L}} = 1,74051 \text{ g/L}$$

$$\rho = \frac{PM}{RT} \text{ . Réarrangez l'équation pour trouver } M.$$

$$M_{C_xH_y} = \frac{\rho RT}{P} = \frac{1,74051 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 298 \text{ K}}{74,1 \text{ kPa}} = 58,2 \text{ g/mol}$$

$$\%C = \frac{M_{C_xH_y} \times 0,8266 \text{ g C}}{12,01 \frac{\text{g C}}{\text{mol C}}} = \frac{58,2 \frac{\text{g C}_x\text{H}_y}{\text{mol C}_x\text{H}_y} \times \frac{0,8266 \text{ g C}}{1 \text{ g C}_x\text{H}_y}}{12,01 \frac{\text{g C}}{\text{mol C}}} = 4,00 \frac{\text{mol C}}{\text{mol C}_x\text{H}_y}$$

$$\%H = \frac{M_{C_xH_y} \times 0,1734 \text{ g H}}{1,008 \frac{\text{g H}}{\text{mol H}}} = \frac{58,2 \frac{\text{g C}_x\text{H}_y}{\text{mol C}_x\text{H}_y} \times \frac{0,1734 \text{ g H}}{1 \text{ g C}_x\text{H}_y}}{1,008 \frac{\text{g H}}{\text{mol H}}} = 10,00 \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}_x\text{H}_y} \text{ . La formule est } C_4H_{10}.$$

Vérier: la réponse présente des nombres entiers d'atomes C et H dans la formule et une masse molaire de 58 g/mol est raisonnable pour un gaz.

8.98 **Données:** TPN, $V = 258 \text{ mL}$, $\text{masse}_{\text{gaz}} = 0,646 \text{ g}$, $\text{gaz} = 85,63\% \text{ C}$ et $14,37\% \text{ H}$

Information recherchée: formule moléculaire C_xH_y

Plan conceptuel: $V(\text{mL}) \rightarrow V(\text{L})$ puis $V, m \rightarrow \rho$ puis $\rho, P, T \rightarrow M$

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \quad \rho = \frac{m}{V} \quad \rho = \frac{PM}{RT}$$

puis % C, % H, M \rightarrow formule

$$\%C = \frac{M \times 0,8563 \text{ g C}}{12,01 \frac{\text{g C}}{\text{mol C}}} \quad \%H = \frac{M \times 0,1437 \text{ g H}}{1,008 \frac{\text{g H}}{\text{mol H}}}$$

$$\textbf{Solution:} \quad V = 258 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,258 \text{ L} \quad \rho = \frac{m}{V} = \frac{0,646 \text{ g}}{0,258 \text{ L}} = 2,50388 \text{ g/L}, \quad \rho = \frac{PM}{RT}.$$

Réarrangez l'équation pour trouver M .

$$M_{C_xH_y} = \frac{\rho RT}{P} = \frac{2,50388 \frac{\text{g}}{\text{L}} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 273,15 \text{ K}}{101,325 \text{ kPa}} = 56,12 \text{ g/mol},$$

$$\%C = \frac{M_{C_xH_y} \times 0,8563 \text{ g C}}{12,01 \frac{\text{g C}}{\text{mol C}}} = \frac{56,12 \frac{\text{g C}_x\text{H}_y}{\text{mol C}_x\text{H}_y} \times \frac{0,8563 \text{ g C}}{1 \text{ g C}_x\text{H}_y}}{12,01 \frac{\text{g C}}{\text{mol C}}} = 4,00 \frac{\text{mol C}}{\text{mol C}_x\text{H}_y}$$

$$\%H = \frac{M_{C_xH_y} \times 0,1437 \text{ g H}}{1,008 \frac{\text{g H}}{\text{mol H}}} = \frac{56,12 \frac{\text{g C}_x\text{H}_y}{\text{mol C}_x\text{H}_y} \times \frac{0,1437 \text{ g H}}{1 \text{ g C}_x\text{H}_y}}{1,008 \frac{\text{g H}}{\text{mol H}}} = 8,00 \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}_x\text{H}_y}. \text{ La formule est C}_4\text{H}_8.$$

Vérifier: la réponse présente des nombres entiers d'atomes C et H dans la formule et une masse molaire de 56 g/mol est raisonnable pour un gaz.

PROBLÈMES DÉFIS

8.99 **Données:** $\text{masse}_{\text{NaCl}} + \text{masse}_{\text{NaBr}} = 2,00 \text{ g}$; $\text{masse}_{\text{Na}} = 0,75 \text{ g}$ **Information recherchée:** $\text{masse}_{\text{NaBr}}$

Plan conceptuel:

Soit $x = n_{\text{NaCl}}$, $y = n_{\text{NaBr}}$, puis $x(M_{\text{NaCl}}) = \text{masse}_{\text{NaCl}}$, $y(M_{\text{NaBr}}) = \text{masse}_{\text{NaBr}}$

Solution: $x(58,4) + y(102,9) = 2,00$

$$x(23,0) + y(23,0) = 0,75 \quad y = 0,0326 - x$$

$$58,4x + 102,9(0,0326 - x) = 2,00$$

$$58,4x + 3,354 - 102,9x = 2,00$$

$$44,5x = 1,354$$

$$x = 0,03043 \text{ mol NaCl}$$

$$y = 0,0326 - 0,03043 = 0,00217 \text{ mol NaBr}$$

$$\text{masse}_{\text{NaBr}} = (0,00217 \text{ mol})(102,9 \text{ g/mol}) = 0,223 \text{ g NaBr}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g NaBr) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce la réponse est inférieure à la masse totale.

8.100 **Données:** échantillon 1: 1,00 g X, 0,472 g Z, X_2Z_3 ; échantillon 2: 1,00 g X, 0,630 g Z; échantillon 3: 1,00 g X, 0,789 g Z

Information recherchée: formule empirique des échantillons 2 et 3

Plan conceptuel: moles X restent constantes; déterminez le nombre de moles relatif de Z pour les trois échantillons.

Solution: soit $M_X =$ masse atomique X, $M_Z =$ masse atomique Z

$$n_X = \frac{1,00 \text{ g X}}{M_X} \quad n_Z = \frac{0,472 \text{ g Z}}{M_Z}$$

$$\text{Pour échantillon 1: rapport molaire} = \frac{n_X}{n_Z} = \frac{2}{3}.$$

$$\text{Pour échantillon 2: } \frac{0,630 \text{ g}}{0,472 \text{ g}} = 1,33; \text{ mol} = 1,33n_Z.$$

$$\text{Rapport molaire: } \frac{n_X}{1,33n_Z} = \frac{2}{(1,33)3} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2}.$$

Formule empirique échantillon 2: XZ_2 .

$$\text{Pour échantillon 3: } \frac{0,789 \text{ g}}{0,472 \text{ g}} = 1,67; \text{ mol} = 1,67n_Z.$$

$$\text{Rapport molaire: } \frac{n_X}{1,67n_Z} = \frac{2}{(1,67)3} = \frac{2}{5}.$$

Formule empirique échantillon 3: X_2Z_5 .

8.101 **Données:** échantillon CaCO_3 et $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ est 61,9% CO_3^{2-}

Information recherchée: % CaCO_3

Plan conceptuel: soit $x = n_{\text{CaCO}_3}$, $y = n_{(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3}$, puis $x M_{\text{CaCO}_3} = \text{masse}_{\text{CaCO}_3}$, $y M_{(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3}$
 = $\text{masse}_{(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3}$ puis un échantillon de 100,0 g contient $x(100,0)$ g CaCO_3/mol ;

$y(96,1)$ g $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3/\text{mol}$; 61,9 g CO_3^{2-} .

Solution: $x(100,0) + y(96,1) = 100,0$

$$x(60,0) + y(60,0) = 61,9 \quad y = 1,032 - x$$

$$100,0x + 96,1(1,03 - x) = 100,0$$

$$100,0x + 99,0 - 96,1x = 100,0$$

$$3,9x = 1,0$$

$$x = 0,26 \text{ mol } \text{CaCO}_3$$

$$y = 1,032 - 0,26 = 0,77 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$$

$$\text{masse}_{\text{CaCO}_3} = (0,26 \text{ mol})(100,0 \text{ g/mol}) = 26 \text{ g } \text{CaCO}_3 \text{ dans un échantillon de } 100 \text{ g:}$$

$$\% \text{ massique } \text{CaCO}_3 = 26\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (% massique de CaCO_3) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse se situe entre 0 et 100%.

8.102 **Données:** 1,1 kg CF_2Cl_2 /automobile; 25% perdu/année; 100×10^6 automobiles

Information recherchée: kg Cl/année

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{CF}_2\text{Cl}_2} / \text{auto} \rightarrow \text{masse}_{\text{CF}_2\text{Cl}_2} \text{ perdue} / \text{auto} \rightarrow \text{masse}_{\text{Cl}} \text{ perdue} / \text{auto} \rightarrow \text{masse}_{\text{Cl}} \text{ totale}$

$$\frac{25 \text{ kg } \text{CF}_2\text{Cl}_2}{100,0 \text{ kg } \text{CF}_2\text{Cl}_2} \quad \frac{70,9 \text{ kg Cl}}{120,91 \text{ kg } \text{CF}_2\text{Cl}_2} \quad 100 \times 10^6 \text{ autos}$$

Solution:

$$\frac{1,1 \text{ kg } \text{CF}_2\text{Cl}_2}{\text{auto}} \times \frac{25 \text{ kg } \text{CF}_2\text{Cl}_2}{100 \text{ kg } \text{CF}_2\text{Cl}_2} \times \frac{70,9 \text{ kg Cl}}{120,91 \text{ kg } \text{CF}_2\text{Cl}_2} \times 100 \times 10^6 \text{ autos} = 1,6 \times 10^7 \text{ kg Cl/année}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg Cl) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est inférieure aux kilogrammes CF_2Cl_2 perdus par années.

8.103 **Données:** roche contient: 38,0% PbS ; 25,0% PbCO_3 ; 17,4% PbSO_4

Information recherchée: kg de roche nécessaire pour obtenir 5,0 tonnes métriques de Pb

Plan conceptuel: déterminez kg Pb/100 kg roche puis $\text{masse}_{\text{Pb}} (\text{tonnes}) \rightarrow \text{masse}_{\text{Pb}} (\text{kg}) \rightarrow \text{masse}_{\text{roche}} (\text{kg})$

$$\frac{1000 \text{ kg}}{\text{tonne}} \quad \frac{100 \text{ kg roche}}{\text{kg Pb}}$$

Solution: dans 100 kg de roche:

$$\left(38,0 \text{ kg } \text{PbS} \times \frac{207,2 \text{ kg Pb}}{239,3 \text{ kg } \text{PbS}} \right) + \left(25,0 \text{ kg } \text{PbCO}_3 \times \frac{207,2 \text{ kg Pb}}{267,2 \text{ kg } \text{PbCO}_3} \right) + \left(17,4 \text{ kg } \text{PbSO}_4 \times \frac{207,2 \text{ kg Pb}}{303,3 \text{ kg } \text{PbSO}_4} \right)$$

$$= 64,2 \text{ kg Pb}$$

$$5,0 \text{ tonnes Pb} \times \frac{1000 \text{ kg Pb}}{\text{tonne Pb}} \times \frac{100 \text{ kg roche}}{64,2 \text{ kg Pb}} = 7,8 \times 10^3 \text{ kg roche}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg roche) sont correctes. L'ordre de grandeur est raisonnable parce que la réponse est supérieure à la quantité de Pb nécessaire.

8.104 **Données:** échantillon 1: 2,52 g, 4,23 g CO₂, 1,01 g H₂O; échantillon 2: 4,14 g, 2,11 g SO₃; échantillon 3: 5,66 g, 2,27 g HNO₃

Information recherchée: formule empirique du composé

Plan conceptuel: masse_{CO₂} → masse_C → % C; masse_{H₂O} → masse_H → % H;

$$\frac{12,01 \text{ g C}}{44,01 \text{ g CO}_2} \times 100 \% \quad \frac{1,01 \text{ g H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100 \%$$

masse_{SO₃} → masse_S → % S; masse_{HNO₃} → masse_N → % N

$$\frac{32,07 \text{ g S}}{80,07 \text{ g SO}_2} \times 100 \% \quad \frac{14,01 \text{ g N}}{63,02 \text{ g HNO}_3} \times 100 \%$$

puis % O **puis composition en %** → **n_C, n_H, n_S, n_N, n_O** →

$$100\% - \%C - \%H - \%N - \%S = \%O$$

$$M_C, M_H, M_S, M_N, M_O$$

pseudoformule → **formule empirique**

Divisez par le plus petit nombre.

$$\text{Solution: } 4,23 \text{ g CO}_2 \times \frac{12,01 \text{ g C}}{44,01 \text{ g CO}_2} = 1,154 \text{ g C} \quad \frac{1,154 \text{ g C}}{2,52 \text{ g éch}} \times 100 \% = 45,81 \% \text{ C}$$

$$1,01 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{2,02 \text{ g H}}{18,02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,1132 \text{ g H} \quad \frac{0,1132 \text{ g H}}{2,52 \text{ g éch}} \times 100 \% = 4,49 \% \text{ H}$$

$$2,11 \text{ g SO}_3 \times \frac{32,07 \text{ g S}}{80,07 \text{ g SO}_3} = 0,8451 \text{ g S} \quad \frac{0,8451 \text{ g S}}{4,14 \text{ g éch}} \times 100 \% = 20,41 \% \text{ S}$$

$$2,27 \text{ g HNO}_3 \times \frac{14,01 \text{ g N}}{63,02 \text{ g HNO}_3} = 0,5046 \text{ g N} \quad \frac{0,5046 \text{ g N}}{5,66 \text{ g éch}} \times 100 \% = 8,92 \% \text{ N}$$

$$\% \text{ O} = 100 - 45,81 - 4,49 - 20,41 - 8,92 = 20,37\% \text{ O}$$

Supposons un échantillon de 100 g:

$$45,81 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} = 3,814 \text{ mol C} \quad 4,49 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,01 \text{ g H}} = 4,445 \text{ mol H}$$

$$20,41 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mol S}}{32,07 \text{ g S}} = 0,6364 \text{ mol S} \quad 8,92 \text{ g N} \times \frac{1 \text{ mol N}}{14,01 \text{ g N}} = 0,6367 \text{ mol N}$$

$$20,37 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 1,273 \text{ mol O}$$

$$\text{C}_{3,814} \text{H}_{4,445} \text{S}_{0,6364} \text{N}_{0,6367} \text{O}_{1,273}$$

$$\text{C}_{\frac{3,814}{0,6364}} \text{H}_{\frac{4,445}{0,6364}} \text{S}_{\frac{0,6364}{0,6364}} \text{N}_{\frac{0,6367}{0,6364}} \text{O}_{\frac{1,273}{0,6364}} \rightarrow \text{C}_6 \text{H}_7 \text{SNO}_2$$

8.105 **Données:** masse molaire = 229 g/mol, 6 fois plus de C que de H

Information recherchée: formule moléculaire

Plan conceptuel: soit $x = \text{masse}_H$, alors $6x = \text{masse}_C$.

Solution: dans 1 mol du composé: $\text{masse}_C + \text{masse}_H + \text{masse}_S + \text{masse}_I = 229 \text{ g}$

Étant donné que la masse molaire de I = 127 g/mol, il ne peut pas y avoir plus d'une mole de I dans le composé; donc

$$6x + x + \text{masse}_S + 127 = 229 \text{ g}$$

$$6x + x + \text{masse}_S = 102$$

Si le composé contient 1 mol S, alors $7x = 102 - 32 = 70$ et $x = 10$ g H et $6x = 60$ g C.

$$10 \cancel{\text{g H}} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \cancel{\text{g H}}} = 10 \text{ mol H}$$

$$60 \cancel{\text{g C}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \cancel{\text{g C}}} = 5 \text{ mol C}$$

1 mol I et 1 mol S; donc la formule empirique est $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{SI}$.

Vérifier: la masse molaire de $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{SI} = 5(12) + 10(1,0) + 32 + 127 = 229$ g/mol, ce qui est la valeur donnée.

8.106 **Données:** composé est 40% de X et 60% de Y; $M_X = 2M_Y$

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

Masses X et Y \rightarrow rapport massique X:Y puis $\text{masse}_X \rightarrow n_X$ et $\text{masse}_Y \rightarrow n_Y$ puis rapport molaire

$$\frac{\text{masse}_X}{M_X} \qquad \frac{\text{masse}_Y}{M_Y}$$

Solution: $\frac{\text{masse}_X}{\text{masse}_Y} = \frac{40 \text{ g}}{60 \text{ g}} = \frac{2 \text{ g}}{3 \text{ g}} \quad n_X = \frac{2 \text{ g}}{M_X} \text{ et } n_Y = \frac{3 \text{ g}}{M_Y}$

Mais $M_X = 2M_Y$

$$n_X = \frac{2 \text{ g}}{2M_Y} \text{ et } n_Y = \frac{3 \text{ g}}{M_Y}$$

$$\frac{n_X}{n_Y} = \frac{\cancel{2} \cancel{\text{g}}}{\frac{3 \cancel{\text{g}}}{\cancel{M_Y}}} = \frac{1}{3}$$

Formule empirique: XY_3 .

8.107 **Données:** composé renferme 1/3 de X en masse; $M_X = \frac{3}{4} M_Y$

Information recherchée: formule empirique

Plan conceptuel:

Masse X et Y \rightarrow rapport massique X:Y puis $\text{masse}_X \rightarrow n_X$ et $\text{masse}_Y \rightarrow n_Y$ puis rapport molaire

$$\frac{\text{masse}_X}{M_X} \qquad \frac{\text{masse}_Y}{M_Y}$$

Solution: $\frac{\text{masse}_X}{\text{masse}_Y} = \frac{\frac{1}{3}}{\frac{2}{3}} = \frac{1 \text{ g}}{2 \text{ g}} \quad n_X = \frac{1 \text{ g}}{M_X} \text{ et } n_Y = \frac{2 \text{ g}}{M_Y}$

Mais $M_X = \frac{3}{4} M_Y$; par conséquent,

$$n_X = \frac{1 \text{ g}}{\frac{3}{4} M_Y} \text{ et } n_Y = \frac{2 \text{ g}}{M_Y}$$

$$\frac{n_X}{n_Y} = \frac{\cancel{1} \cancel{\text{g}}}{\frac{2 \cancel{\text{g}}}{\cancel{M_Y}}} = \frac{2}{3}$$

Formule empirique: X_2Y_3 .

PROBLÈMES CONCEPTUELS

- 8.108 **Données:** (a) Cr: 55,0 g; $M = 52$ g/mol
 (b) Ti: 45,0 g; $M = 48$ g/mol
 (c) Zn: 60,0 g; $M = 65$ g/mol

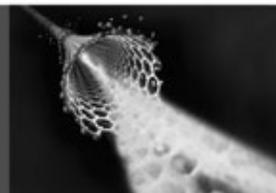
Information recherchée: lequel contient la plus grande masse de l'élément?

Plan conceptuel: sans effectuer de calcul, comparez la masse de l'échantillon à la M pour chaque métal.

Solution: l'échantillon de Cr est le seul dont la masse est plus grande que sa masse molaire; il est donc celui qui contient le plus grand nombre de moles. L'échantillon de Zn est bien sûr celui qui a la plus grande masse.

- 8.109 (a) $M_O > M_C$; O a le % massique le plus élevé.
 (b) M_N et M_O sont rapprochées; la molécule contient 2 N par rapport à 1 O; % N sera le plus élevé.
 (c) $M_O > M_C$; même nombre d'atomes; % O sera le plus élevé.
 (d) M_N beaucoup plus grande que M_H ; % de N le plus élevé.
- 8.110 L'énoncé est incorrect parce qu'une formule chimique exprime le rapport stœchiométrique et non le rapport massique des éléments. Il faudrait lire l'énoncé comme suit: «La formule chimique de l'ammoniac (NH_3) indique que l'ammoniac contient trois atomes d'hydrogène pour chaque atome d'azote.»
- 8.111 H_2SO_4 : M_S est approximativement deux fois M_O ; les deux sont beaucoup plus grandes que M_H . L'ordre décroissant de composition en pourcentage massique est % O > % S > % H.
- 8.112 Étant donné que chaque gaz occupe 22,4 L/mol à TPN et qu'il y a 2 mol de gaz, le volume est de 44,8 L.
- 8.113 Lorsque le volume d'un gaz est diminué de moitié, la pression double. Lorsque la température en kelvins d'un gaz double, la pression double. L'effet global est que la pression augmente d'un facteur quatre.
- 8.114 Étant donné que He a la masse molaire la plus petite, il a le plus grand nombre de moles et le plus grand volume.

CHAPITRE 9

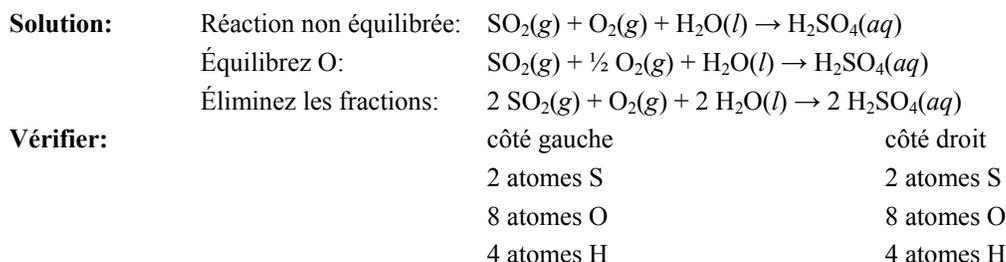


STOÛCHIOMÉTRIE II: LES RÉACTIONS CHIMIQUES

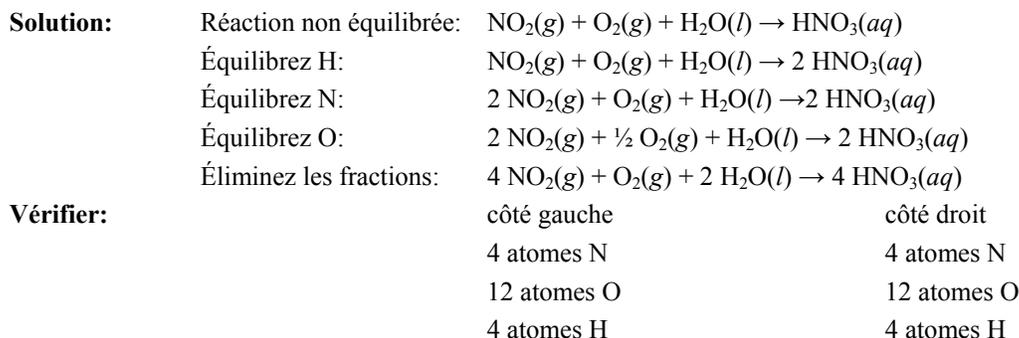
PROBLÈMES PAR SUJET

Écrire et équilibrer des équations chimiques (9.2)

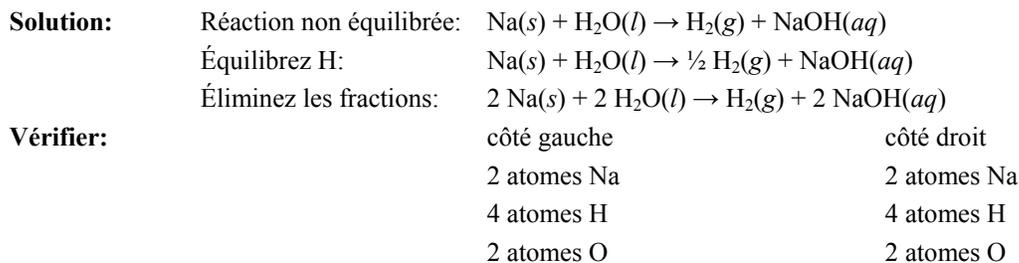
- 9.1 **Plan conceptuel:** écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.



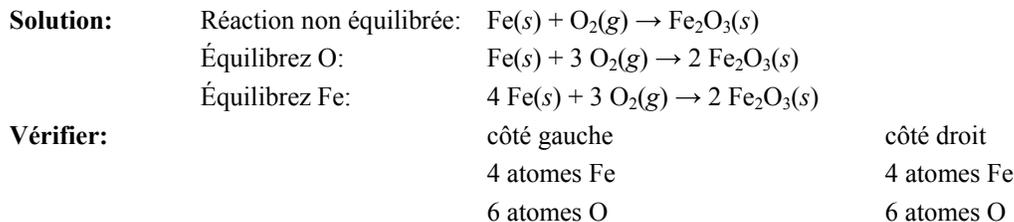
- 9.2 **Plan conceptuel:** écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.



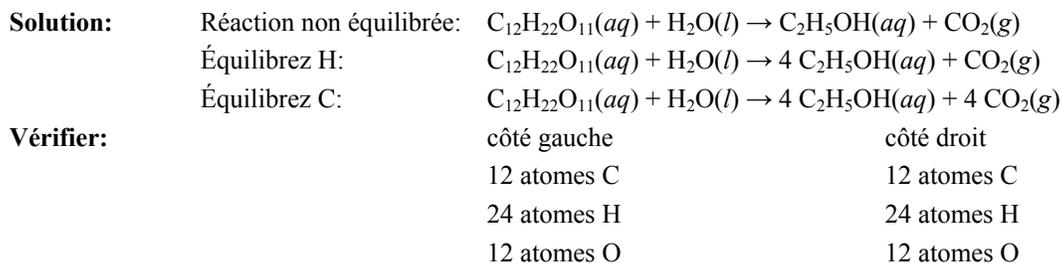
- 9.3 **Plan conceptuel:** écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.



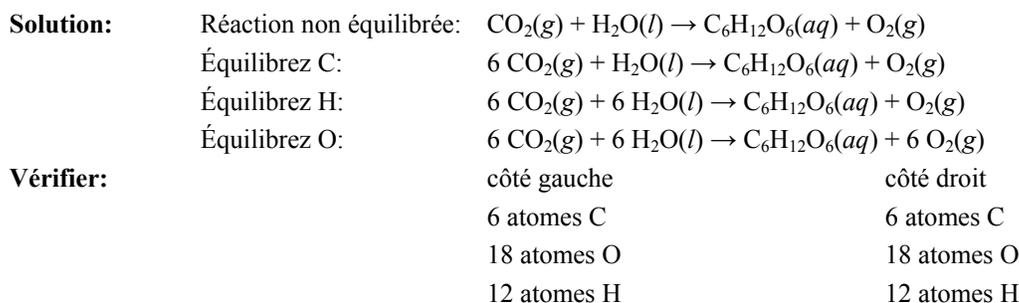
- 9.4 **Plan conceptuel:** écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.



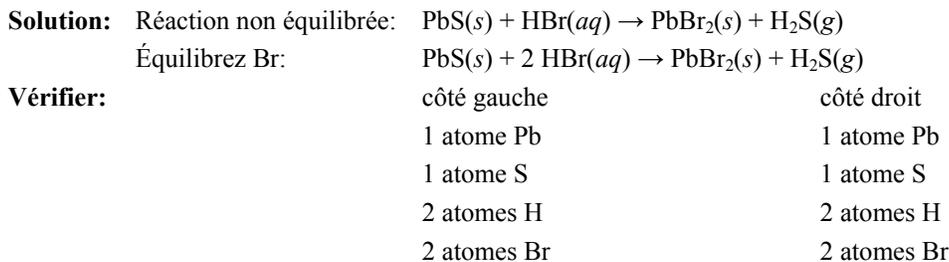
- 9.5 **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



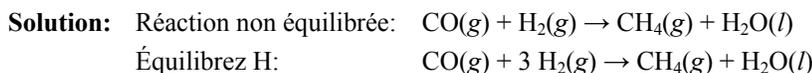
- 9.6 **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



- 9.7 (a) **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**

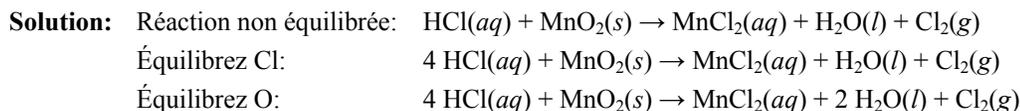


- (b) **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



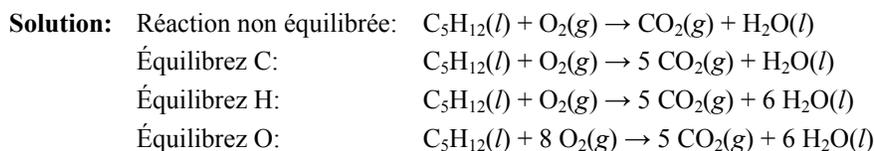
Vérifier:	côté gauche	côté droit
	1 atome C	1 atome C
	1 atome O	1 atome O
	6 atomes H	6 atomes H

- (c) **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



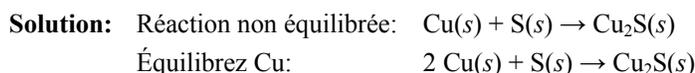
Vérifier:	côté gauche	côté droit
	4 atomes H	4 atomes H
	4 atomes Cl	4 atomes Cl
	1 atome Mn	1 atome Mn
	2 atomes O	2 atomes O

- (d) **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



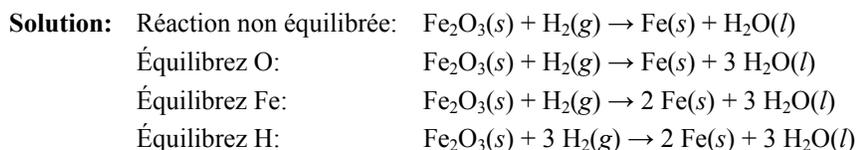
Vérifier:	côté gauche	côté droit
	5 atomes C	5 atomes C
	12 atomes H	12 atomes H
	16 atomes O	16 atomes O

- 9.8 (a) **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



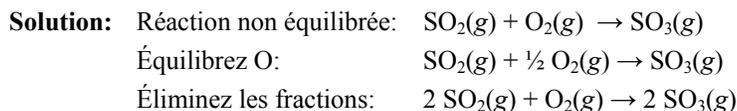
Vérifier:	côté gauche	côté droit
	2 atomes Cu	2 atomes Cu
	1 atome S	1 atome S

- (b) **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



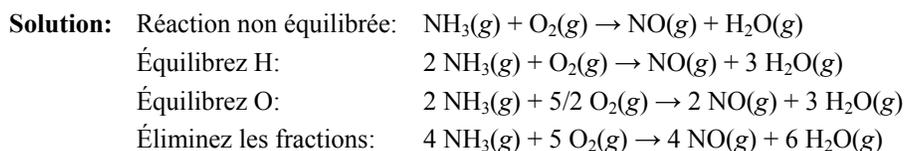
Vérifier:	côté gauche	côté droit
	2 atomes Fe	2 atomes Fe
	3 atomes O	3 atomes O
	6 atomes H	6 atomes H

- (c) **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



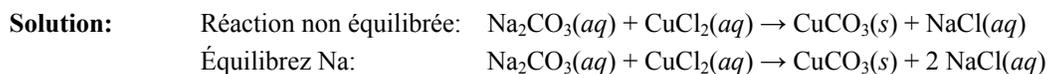
Vérifier:	côté gauche	côté droit
	2 atomes S	2 atomes S
	6 atomes O	6 atomes O

- (d) **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



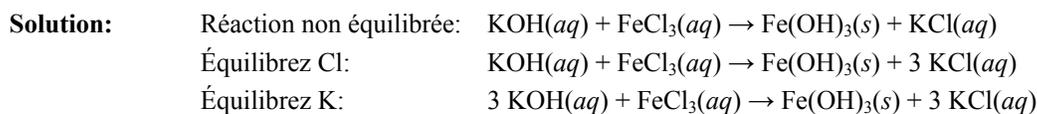
Vérifier:	côté gauche	côté droit
	4 atomes N	4 atomes N
	12 atomes H	12 atomes H
	10 atomes O	10 atomes O

- 9.9 **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



Vérifier:	côté gauche	côté droit
	2 atomes Na	2 atomes Na
	1 atome C	1 atome C
	3 atomes O	3 atomes O
	1 atome Cu	1 atome Cu
	2 atomes Cl	2 atomes Cl

- 9.10 **Plan conceptuel: écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.**



Vérifier:	côté gauche	côté droit
	3 atomes K	3 atomes K
	3 atomes O	3 atomes O
	3 atomes H	3 atomes H
	1 atome Fe	1 atome Fe
	3 atomes Cl	3 atomes Cl

9.11 **Plan conceptuel:** écrivez une équation non équilibrée → associez une variable à chacun des coefficients stœchiométriques → attribuez une valeur de 1 à l'un des coefficients → déterminez la valeur des autres coefficients par la méthode algébrique en comparant les quantités de chacun des éléments de part et d'autre de l'équation → éliminez les coefficients fractionnaires → vérifiez les quantités d'atomes de chaque côté de l'équation.

Solution:



3. Pour K : $a = 2w$

Pour Mn : $a = x$

Pour Fe : $b = 2y$

Pour S : $b + c = w + x + 3y$

Pour H : $2c = 2z$ donc $c = z$

Pour O : $4a + 4b + 4c = 4w + 4x + 12y + z$

4. $a = 2w$

(1) $= 2w$

$$w = \frac{1}{2}$$

$a = x$

(1) $= x$

$x = 1$

$b = 2y$

$b + c = w + x + 3y$

$$c = \left(\frac{1}{2}\right) + 1 + 3y - 2y$$

$$c = \frac{3}{2} + y$$

$$z = \frac{3}{2} + y$$

$4a + 4b + 4c = 4w + 4x + 12y + z$

$b = 2y$

$$4(1) + 4(2y) + 4\left(\frac{3}{2} + y\right) = 4\left(\frac{1}{2}\right) + 4(1) + 12y + \left(\frac{3}{2} + y\right)$$

$$4 + 8y + 6 + 4y = 2 + 4 + 12y + \frac{3}{2} + y$$

$$8y + 4y - 12y - y = 2 + 4 + \frac{3}{2} - 4 - 6$$

$$-y = -\frac{5}{2}$$

$$y = \frac{5}{2}$$

$$b = 2y$$

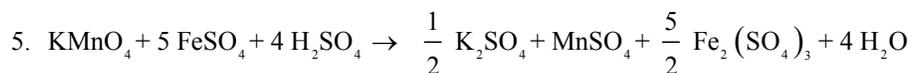
$$b = 2\left(\frac{5}{2}\right)$$

$$b = 5$$

$$c = z = \frac{3}{2} + y$$

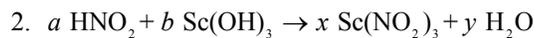
$$c = z = \frac{3}{2} + \frac{5}{2}$$

$$c = z = 4$$



6.

Élément	Réactifs	Produits
K	2	2
Mn	2	2
O	80	80
Fe	10	10
S	18	18
H	16	16



3. Pour H : $a + 3b = 2y$

Pour N : $a = 3x$

Pour O : $2a + 3b = 6x + y$

Pour Sc : $b = x$

4. $a = 3x$

(1) $= 3x$

$$x = \frac{1}{3}$$

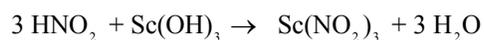
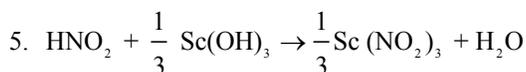
$b = x$

$$b = \frac{1}{3}$$

$a + 3b = 2y$

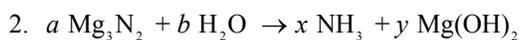
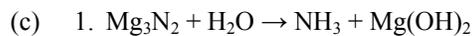
$$1 + 3\left(\frac{1}{3}\right) = 2y$$

$y = 1$



6.

Élément	Réactifs	Produits
H	6	6
N	3	3
O	9	9
Sc	1	1



3. Pour Mg : $3a = y$

Pour N : $2a = x$

Pour H : $2b = 3x + 2y$

Pour O : $b = 2y$

4. $3a = y$

$3(1) = y$

$y = 3$

$2a = x$

$2(1) = x$

$x = 2$

$b = 2y$

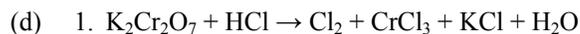
$b = 2(3)$

$b = 6$



6.

Élément	Réactifs	Produits
Mg	3	3
N	2	2
H	12	12
O	6	6



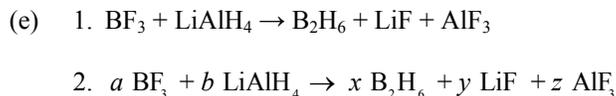
3. Pour K : $2a = y$
 Pour Cr : $2a = x$
 Pour O : $7a = z$
 Pour H : $b = 2z$
 Pour Cl : $b = 2w + 3x + y$

4. $2a = y$
 $2(1) = y$
 $y = 2$
 $2a = x$
 $2(1) = x$
 $x = 2$
 $7a = z$
 $7(1) = z$
 $z = 7$
 $b = 2z$
 $b = 2(7)$
 $b = 14$
 $b = 2w + 3x + y$
 $(14) = 2w + 3(2) + 2$
 $w = 3$



6.

Élément	Réactifs	Produits
K	2	2
Cr	2	2
O	7	7
H	14	14
Cl	14	14



3. Pour B : $a = 2x$
 Pour F : $3a = y + 3z$
 Pour Li : $b = y$
 Pour Al : $b = z$
 Pour H : $4b = 6x$

4. $a = 2x$

(1) $= 2x$

$$x = \frac{1}{2}$$

$$4b = 6x$$

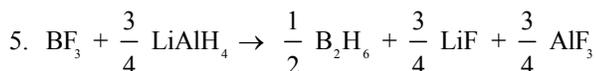
$$4b = 6\left(\frac{1}{2}\right)$$

$$b = \frac{3}{4}$$

$$b = y = z$$

$$\left(\frac{3}{4}\right) = y = z$$

$$y = z = \frac{3}{4}$$



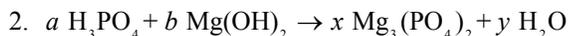
6.

Élément	Réactifs	Produits
B	4	4
F	12	12
Li	3	3
Al	3	3
H	12	12

9.12 **Plan conceptuel:** écrivez une équation non équilibrée → associez une variable à chacun des coefficients stœchiométriques → attribuez une valeur de 1 à l'un des coefficients → déterminez la valeur des autres coefficients par la méthode algébrique en comparant les quantités de chacun des éléments de part et d'autre de l'équation → éliminez les coefficients fractionnaires → vérifiez les quantités d'atomes de chaque côté de l'équation

Solution:





3. Pour H : $3a + 2b = 2y$
 Pour P : $a = 2x$
 Pour O : $4a + 2b = 8x + y$
 Pour Mg : $b = 3x$

4. $a = 2x$

(1) $= 2x$

$$x = \frac{1}{2}$$

$b = 3x$

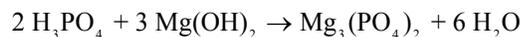
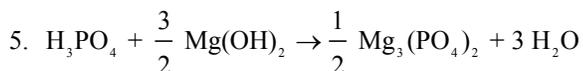
$$b = 3\left(\frac{1}{2}\right)$$

$$b = \frac{3}{2}$$

$3a + 2b = 2y$

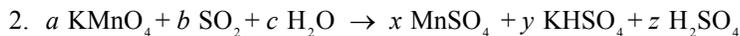
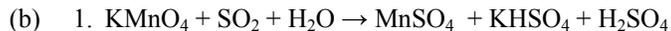
$$3(1) + 2\left(\frac{3}{2}\right) = 2y$$

$y = 3$



6.

Élément	Réactifs	Produits
H	12	12
P	2	2
O	14	14
Mg	3	3



3. Pour K : $a = y$
 Pour Mn : $a = x$
 Pour O : $4a + 2b + c = 4x + 4y + 4z$
 Pour S : $b = x + y + z$
 Pour H : $2c = y + 2z$

4. $a = y$

$$(1) = y$$

$$y = 1$$

$$a = x$$

$$(1) = x$$

$$x = 1$$

$$b = x + y + z$$

$$b = (1) + (1) + z$$

$$b = 2 + z$$

$$2c = y + 2z$$

$$2c = (1) + 2z$$

$$c = \frac{1}{2} + z$$

$$4a + 2b + c = 4x + 4y + 4z$$

$$4(1) + 2(2 + z) + \left(\frac{1}{2} + z\right) = 4(1) + 4(1) + 4z$$

$$4 + 4 + 2z + \frac{1}{2} + z = 4 + 4 + 4z$$

$$3z + 8\frac{1}{2} = 8 + 4z$$

$$3z - 4z = 8 - 8\frac{1}{2}$$

$$z = \frac{1}{2}$$

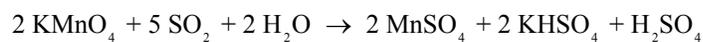
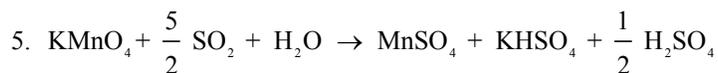
$$b = 2 + z$$

$$b = 2 + \left(\frac{1}{2}\right)$$

$$b = \frac{5}{2}$$

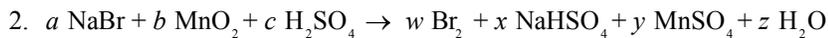
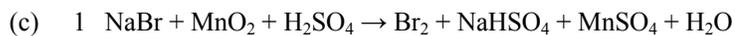
$$c = \frac{1}{2} + \left(\frac{1}{2}\right)$$

$$c = 1$$



6.

Élément	Réactifs	Produits
K	2	2
Mn	2	2
O	20	20
S	5	5
H	4	4



3. Pour Na : $a = x$
 Pour Br : $a = 2w$
 Pour Mn : $b = y$
 Pour O : $2b + 4c = 4x + 4y + z$
 Pour H : $2c = x + 2z$
 Pour S : $c = x + y$

4. $a = x$

$$(1) = x$$

$$x = 1$$

$$a = 2w$$

$$(1) = 2w$$

$$w = \frac{1}{2}$$

$$c = x + y$$

$$c = (1) + y$$

$$c = 1 + y$$

$$2c = x + 2z$$

$$2(1 + y) = (1) + 2z$$

$$2 + 2y = 1 + 2z$$

$$z = \frac{1}{2} + y$$

$$2b + 4c = 4x + 4y + z$$

$$b = y$$

$$2(y) + 4(1 + y) = 4(1) + 4y + \left(\frac{1}{2} + y\right)$$

$$2y + 4 + 4y = 4 + 4y + \frac{1}{2} + y$$

$$2y = \frac{1}{2} + y$$

$$y = \frac{1}{2}$$

$$b = y$$

$$b = \left(\frac{1}{2}\right)$$

$$b = \frac{1}{2}$$

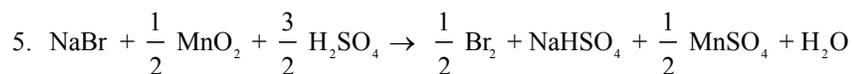
$$c = 1 + y$$

$$c = 1 + \left(\frac{1}{2}\right)$$

$$c = \frac{3}{2}$$

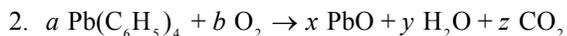
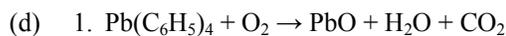
$$z = \frac{1}{2} + \left(\frac{1}{2}\right)$$

$$z = 1$$



6.

Élément	Réactifs	Produits
Na	2	2
Br	2	2
Mn	1	1
O	14	14
H	6	6
S	3	3



3. Pour Pb : $a = x$

Pour C : $24a = z$

Pour H : $20a = 2y$

Pour O : $2b = x + y + 2z$

4. $a = x$

(1) = x

$x = 1$

$24a = z$

$24(1) = z$

$z = 24$

$20a = 2y$

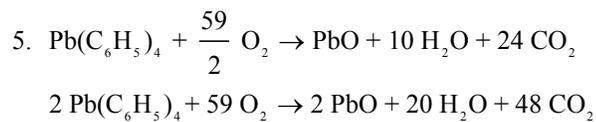
$20(1) = 2y$

$y = 10$

$2b = x + y + 2z$

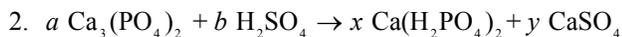
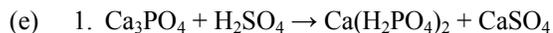
$2b = 1 + 10 + 2(24)$

$b = \frac{59}{2}$



6.

Élément	Réactifs	Produits
Pb	2	2
C	48	48
H	40	40
O	118	118



3. Pour Ca : $3a = x + y$

Pour P : $2a = 2x$

Pour O : $8a + 4b = 8x + 4y$

Pour H : $2b = 4x$

Pour S : $b = y$

4. $2a = 2x$

$2(1) = 2x$

$x = 1$

$2b = 4x$

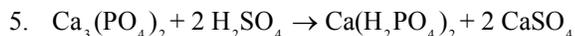
$2b = 4(1)$

$b = 2$

$b = y$

(2) = y

$y = 2$

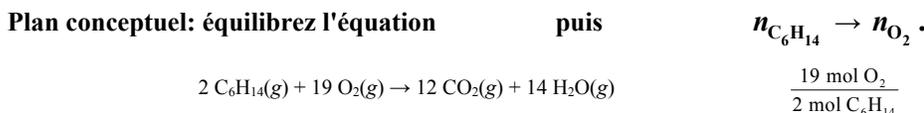


6.

Élément	Réactifs	Produits
Ca	3	3
P	2	2
O	16	16
H	4	4
S	2	2

Stœchiométrie des réactions (9.3)

9.13 **Donnée:** 4,9 mol C_6H_{14} **Informations recherchées:** équation équilibrée, mol O_2 requises

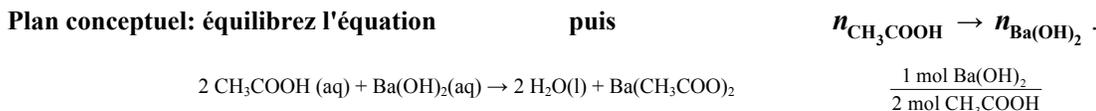


Solution: $4,9 \text{ mol C}_6\text{H}_{14} \times \frac{19 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_6\text{H}_{14}} = 46,6 \text{ mol O}_2 = 47 \text{ mol O}_2$

Vérifier: les unités de la réponse (mol O_2) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que beaucoup plus de O_2 que de C_6H_{14} est requis.

9.14 **Donnée:** 0,107 mol CH_3COOH

Informations recherchées: équation équilibrée, mol $\text{Ba}(\text{OH})_2$ requises



Solution: $0,107 \text{ mol CH}_3\text{COOH} \times \frac{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 0,0535 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 = 0,0535 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2$

Vérifier: les unités de la réponse (mol $\text{Ba}(\text{OH})_2$) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que deux fois moins de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ que de CH_3COOH est requis.

9.15 (a) **Donnée:** 1,3 mol N_2O_5 **Information recherchée:** mol NO_2

Plan conceptuel: $n_{\text{N}_2\text{O}_5} \rightarrow n_{\text{NO}_2}$

$$\frac{4 \text{ NO}_2}{2 \text{ N}_2\text{O}_5}$$

Solution: $1,3 \text{ mol N}_2\text{O}_5 \times \frac{4 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol N}_2\text{O}_5} = 2,6 \text{ mol NO}_2$

Vérifier: les unités de la réponse (mol NO_2) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'elle est supérieure au nombre de moles de N_2O_5 .

(b) **Donnée:** 5,8 mol N_2O_5 **Information recherchée:** mol NO_2

Plan conceptuel: $n_{\text{N}_2\text{O}_5} \rightarrow n_{\text{NO}_2}$

$$\frac{4 \text{ NO}_2}{2 \text{ N}_2\text{O}_5}$$

Solution: $5,8 \text{ mol N}_2\text{O}_5 \times \frac{4 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol N}_2\text{O}_5} = 11,6 \text{ mol NO}_2 = 12 \text{ mol NO}_2$

Vérifier: les unités de la réponse (mol NO_2) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'elle est supérieure au nombre de moles de N_2O_5 .

(c) **Donnée:** 10,5 g N₂O₅ **Information recherchée:** mol NO₂

Plan conceptuel: masse_{N₂O₅} → n_{N₂O₅} → n_{NO₂}

$$\frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{108,02 \text{ g N}_2\text{O}_5} \quad \frac{4 \text{ NO}_2}{2 \text{ N}_2\text{O}_5}$$

Solution: $10,5 \text{ g N}_2\text{O}_5 \times \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{108,02 \text{ g N}_2\text{O}_5} \times \frac{4 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol N}_2\text{O}_5} = 0,1944 \text{ mol NO}_2 = 0,194 \text{ mol NO}_2$

Vérifier: les unités de la réponse (mol NO₂) sont correctes. La grandeur est réaliste parce que 10 g c'est environ 0,09 mol N₂O₅ et que la réponse est supérieure au nombre de moles de N₂O₅.

(d) **Donnée:** 1,55 kg N₂O₅ **Information recherchée:** mol NO₂

Plan conceptuel: masse_{kg N₂O₅} → masse_{g N₂O₅} → n_{N₂O₅} → n_{NO₂}

$$\frac{1000 \text{ g N}_2\text{O}_5}{\text{kg N}_2\text{O}_5} \quad \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{108,02 \text{ g N}_2\text{O}_5} \quad \frac{4 \text{ NO}_2}{2 \text{ N}_2\text{O}_5}$$

Solution:

$1,55 \text{ kg N}_2\text{O}_5 \times \frac{1000 \text{ g N}_2\text{O}_5}{\text{kg N}_2\text{O}_5} \times \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_5}{108,02 \text{ g N}_2\text{O}_5} \times \frac{4 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol N}_2\text{O}_5} = 28,70 \text{ mol NO}_2 = 28,7 \text{ mol NO}_2$

Vérifier: les unités de la réponse (mol NO₂) sont correctes. La grandeur est réaliste parce que 1,55 kg c'est environ 14 mol N₂O₅ et que la réponse est supérieure au nombre de moles N₂O₅.

9.16 **Donnée:** 3 mol SiO₂ **Informations recherchées:** mol C; mol SiC; mol CO

Plan conceptuel: n_{SiO₂} → n_C → n_{SiC} → n_{CO}

$$\frac{3 \text{ mol C}}{\text{mol SiO}_2} \quad \frac{1 \text{ mol SiC}}{\text{mol SiO}_2} \quad \frac{2 \text{ mol CO}}{\text{mol SiO}_2}$$

Solution: $3 \text{ mol SiO}_2 \times \frac{3 \text{ mol C}}{\text{mol SiO}_2} = 9 \text{ mol C}$ $3 \text{ mol SiO}_2 \times \frac{1 \text{ mol SiC}}{\text{mol SiO}_2} = 3 \text{ mol SiC}$

$3 \text{ mol SiO}_2 \times \frac{2 \text{ mol CO}}{\text{mol SiO}_2} = 6 \text{ mol CO}$

Donnée: 6 mol C **Informations recherchées:** mol SiO₂; mol SiC; mol CO

Plan conceptuel: n_C → n_{SiO₂} → n_{SiC} → n_{CO}

$$\frac{1 \text{ mol SiO}_2}{3 \text{ mol C}} \quad \frac{1 \text{ mol SiC}}{3 \text{ mol C}} \quad \frac{2 \text{ mol CO}}{3 \text{ mol C}}$$

Solution: $6 \text{ mol C} \times \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{3 \text{ mol C}} = 2 \text{ mol SiO}_2$ $6 \text{ mol C} \times \frac{1 \text{ mol SiC}}{3 \text{ mol C}} = 2 \text{ mol SiC}$

$6 \text{ mol C} \times \frac{2 \text{ mol CO}}{3 \text{ mol C}} = 4 \text{ mol CO}$

Donnée: 10 mol CO **Informations recherchées:** mol SiO₂; mol C; mol SiC

Plan conceptuel: n_{CO} → n_{SiO₂} → n_C → n_{SiC}

$$\frac{1 \text{ mol SiO}_2}{2 \text{ mol CO}} \quad \frac{3 \text{ mol C}}{2 \text{ mol CO}} \quad \frac{1 \text{ mol SiC}}{2 \text{ mol CO}}$$

Solution: $10 \text{ mol CO} \times \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{2 \text{ mol CO}} = 5,0 \text{ mol SiO}_2$ $10 \text{ mol CO} \times \frac{3 \text{ mol C}}{2 \text{ mol CO}} = 15 \text{ mol C}$

$$10 \cancel{\text{mol CO}} \times \frac{1 \text{ mol SiC}}{2 \cancel{\text{mol CO}}} = 5,0 \text{ mol SiC}$$

Donnée: 2,8 mol SiO₂ **Informations recherchées:** mol C; mol SiC; mol CO

Plan conceptuel: $n_{\text{SiO}_2} \rightarrow n_{\text{C}} \rightarrow n_{\text{SiC}} \rightarrow n_{\text{CO}}$

$$\frac{3 \text{ mol C}}{\text{mol SiO}_2} \quad \frac{1 \text{ mol SiC}}{\text{mol SiO}_2} \quad \frac{2 \text{ mol CO}}{\text{mol SiO}_2}$$

$$\text{Solution: } 2,8 \cancel{\text{mol SiO}_2} \times \frac{3 \text{ mol C}}{\cancel{\text{mol SiO}_2}} = 8,4 \text{ mol C} \quad 2,8 \cancel{\text{mol SiO}_2} \times \frac{1 \text{ mol SiC}}{\cancel{\text{mol SiO}_2}} = 2,8 \text{ mol SiC}$$

$$2,8 \cancel{\text{mol SiO}_2} \times \frac{2 \text{ mol CO}}{\cancel{\text{mol SiO}_2}} = 5,6 \text{ mol CO}$$

Donnée: 1,55 mol C **Informations recherchées:** mol SiO₂; mol SiC; mol CO

Plan conceptuel: $n_{\text{C}} \rightarrow n_{\text{SiO}_2} \rightarrow n_{\text{SiC}} \rightarrow n_{\text{CO}}$

$$\frac{1 \text{ mol SiO}_2}{3 \text{ mol C}} \quad \frac{1 \text{ mol SiC}}{3 \text{ mol C}} \quad \frac{2 \text{ mol CO}}{3 \text{ mol C}}$$

$$\text{Solution: } 1,55 \cancel{\text{mol C}} \times \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{3 \cancel{\text{mol C}}} = 0,517 \text{ mol SiO}_2 \quad 1,55 \cancel{\text{mol C}} \times \frac{1 \text{ mol SiC}}{3 \cancel{\text{mol C}}} = 0,517 \text{ mol SiC}$$

$$1,55 \cancel{\text{mol C}} \times \frac{2 \text{ mol CO}}{3 \cancel{\text{mol C}}} = 1,03 \text{ mol CO}$$

SiO ₂	C	SiC	CO
3	9	3	6
2	6	2	4
5,0	15	5,0	10
2,8	8,4	2,8	5,6
0,517	1,55	0,517	1,03

9.17 **Donnée:** 4,8 g Fe **Informations recherchées:** g HBr; g H₂

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Fe}} \rightarrow n_{\text{Fe}} \rightarrow n_{\text{HBr}} \rightarrow \text{masse}_{\text{HBr}}$

$$\frac{\text{mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \quad \frac{2 \text{ mol HBr}}{\text{mol Fe}} \quad \frac{80,9 \text{ g HBr}}{\text{mol HBr}}$$

$\text{masse}_{\text{Fe}} \rightarrow n_{\text{Fe}} \rightarrow n_{\text{H}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{H}_2}$

$$\frac{\text{mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \quad \frac{1 \text{ mol H}_2}{\text{mol Fe}} \quad \frac{2,02 \text{ g H}_2}{\text{mol H}_2}$$

$$\text{Solution: } 4,8 \text{ g Fe} \times \frac{1 \cancel{\text{mol Fe}}}{55,8 \text{ g Fe}} \times \frac{2 \cancel{\text{mol HBr}}}{1 \cancel{\text{mol Fe}}} \times \frac{80,9 \text{ g HBr}}{1 \cancel{\text{mol HBr}}} = 13,9 \text{ g HBr} = 14 \text{ g HBr}$$

$$4,8 \text{ g Fe} \times \frac{1 \cancel{\text{mol Fe}}}{55,8 \text{ g Fe}} \times \frac{1 \cancel{\text{mol H}_2}}{1 \cancel{\text{mol Fe}}} \times \frac{2,02 \text{ g H}_2}{1 \cancel{\text{mol H}_2}} = 0,17 \text{ g H}_2$$

Vérifier: les unités des réponses (g HBr, g H₂) sont correctes. La grandeur des réponses est réaliste parce que la masse molaire de HBr est plus grande que celle de Fe et la masse molaire de H₂ est beaucoup plus petite que celle de Fe.

9.18 **Donnée:** 12,7 g Al

Informations recherchées: g H₂SO₄; g H₂
Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \text{masse}_{\text{H}_2\text{SO}_4}$

$$\frac{\text{mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \quad \frac{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol Al}} \quad \frac{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{\text{mol H}_2\text{SO}_4}$$

masse_{Al} → **n**_{Al} → **n**_{H₂} → **masse**_{H₂}

$$\frac{\text{mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \quad \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \quad \frac{2,016 \text{ g H}_2}{\text{mol H}_2}$$

$$\text{Solution: } 12,7 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 69,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$12,7 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{2,016 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,42 \text{ g H}_2$$

Vérifier: les unités des réponses (g H₂SO₄, g H₂) sont correctes. La grandeur des réponses est réaliste parce que la masse molaire de H₂SO₄ est plus grande que celle de Al et la masse molaire de H₂ est beaucoup plus petite que celle de Al.

 9.19 (a) **Donnée:** 2,5 g Ba

Information recherchée: g BaCl₂
Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Ba}} \rightarrow n_{\text{Ba}} \rightarrow n_{\text{BaCl}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{BaCl}_2}$

$$\frac{\text{mol Ba}}{137,33 \text{ g Ba}} \quad \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol Ba}} \quad \frac{208,23 \text{ g BaCl}_2}{\text{mol BaCl}_2}$$

Solution:

$$2,5 \text{ g Ba} \times \frac{1 \text{ mol Ba}}{137,33 \text{ g Ba}} \times \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol Ba}} \times \frac{208,23 \text{ g BaCl}_2}{1 \text{ mol BaCl}_2} = 3,791 \text{ g BaCl}_2 = 3,8 \text{ g BaCl}_2$$

Vérifier: les unités de la réponse (g BaCl₂) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'elle est supérieure à la masse de Ba.

 (b) **Donnée:** 2,5 g CaO

Information recherchée: g CaCO₃
Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{CaO}} \rightarrow n_{\text{CaO}} \rightarrow n_{\text{CaCO}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{CaCO}_3}$

$$\frac{\text{mol CaO}}{56,08 \text{ g CaO}} \quad \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} \quad \frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{\text{mol CaCO}_3}$$

Solution:

$$2,5 \text{ g CaO} \times \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,08 \text{ g CaO}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} \times \frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 4,462 \text{ g CaCO}_3 = 4,5 \text{ g CaCO}_3$$

Vérifier: les unités de la réponse (g CaCO₃) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'elle est supérieure à la masse de CaO.

 (c) **Donnée:** 2,5 g Mg

Information recherchée: g MgO

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Mg}} \rightarrow n_{\text{Mg}} \rightarrow n_{\text{MgO}} \rightarrow \text{masse}_{\text{MgO}}$

$$\frac{1 \text{ mol Mg}}{24,30 \text{ g Mg}} \quad \frac{1 \text{ mol MgO}}{\text{mol Mg}} \quad \frac{40,30 \text{ g MgO}}{\text{mol MgO}}$$

$$\text{Solution: } 2,5 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,30 \text{ g Mg}} \times \frac{1 \text{ mol MgO}}{1 \text{ mol Mg}} \times \frac{40,30 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 4,146 \text{ g MgO} = 4,1 \text{ g MgO}$$

Vérifier: les unités de la réponses (g MgO) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'elle est supérieure à la masse de Mg.

(d) **Donnée:** 2,5 g Al **Information recherchée:** g Al₂O₃

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$\frac{\text{mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \quad \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}} \quad \frac{101,96 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{\text{mol Al}_2\text{O}_3}$$

Solution: $2,5 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}} \times \frac{101,96 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 4,724 \text{ g Al}_2\text{O}_3 = 4,7 \text{ g Al}_2\text{O}_3$

Vérifier: les unités de la réponse (g Al₂O₃) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'elle est supérieure à la masse de Al.

9.20 (a) **Donnée:** 55,8 g Pb(NO₃)₂ **Information recherchée:** g KI

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Pb(NO}_3)_2} \rightarrow n_{\text{Pb(NO}_3)_2} \rightarrow n_{\text{KI}} \rightarrow \text{masse}_{\text{KI}}$

$$\frac{\text{mol Pb(NO}_3)_2}{331,2 \text{ g Pb(NO}_3)_2} \quad \frac{2 \text{ mol KI}}{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2} \quad \frac{166,00 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}}$$

Solution: $55,8 \text{ g Pb(NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2}{331,2 \text{ g Pb(NO}_3)_2} \times \frac{2 \text{ mol KI}}{1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2} \times \frac{166,00 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 55,9 \text{ g KI}$

Vérifier: les unités des réponses (g KI) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'il y a 2 mol de KI pour chaque mole de Pb(NO₃)₂.

(b) **Donnée:** 55,8 g CuCl₂ **Information recherchée:** g Na₂CO₃

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{CuCl}_2} \rightarrow n_{\text{CuCl}_2} \rightarrow n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$

$$\frac{\text{mol CuCl}_2}{134,45 \text{ g CuCl}_2} \quad \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CuCl}_2} \quad \frac{106,01 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}$$

Solution: $55,8 \text{ g CuCl}_2 \times \frac{1 \text{ mol CuCl}_2}{134,45 \text{ g CuCl}_2} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CuCl}_2} \times \frac{106,01 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 44,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$

Vérifier: les unités des réponses (g Na₂CO₃) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'elle est inférieure à la masse de CuCl₂.

(c) **Donnée:** 55,8 g Sr(NO₃)₂ **Information recherchée:** g K₂SO₄

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Sr(NO}_3)_2} \rightarrow n_{\text{Sr(NO}_3)_2} \rightarrow n_{\text{K}_2\text{SO}_4} \rightarrow \text{masse}_{\text{K}_2\text{SO}_4}$

$$\frac{\text{mol Sr(NO}_3)_2}{211,64 \text{ g Sr(NO}_3)_2} \quad \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Sr(NO}_3)_2} \quad \frac{174,27 \text{ g K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}$$

Solution:

$55,8 \text{ g Sr(NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol Sr(NO}_3)_2}{211,64 \text{ g Sr(NO}_3)_2} \times \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Sr(NO}_3)_2} \times \frac{174,27 \text{ g K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4} = 45,9 \text{ g K}_2\text{SO}_4$

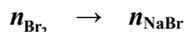
Vérifier: les unités des réponses (g K₂SO₄) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'elle est inférieure à la masse de Sr(NO₃)₂.

Réactif limitant, rendement théorique et pourcentage de rendement (9.4)

9.21 (a) **Données:** 2 mol Na; 2 mol Br₂ **Information recherchée:** le réactif limitant

Plan conceptuel: $n_{\text{Na}} \rightarrow n_{\text{NaBr}}$

$$\frac{2 \text{ mol NaBr}}{2 \text{ mol Na}}$$



$$\frac{2 \text{ mol NaBr}}{1 \text{ mol Br}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant

Solution: $2 \text{ mol Na} \times \frac{2 \text{ mol NaBr}}{2 \text{ mol Na}} = 2 \text{ mol NaBr}$

$$2 \text{ mol Br}_2 \times \frac{2 \text{ mol NaBr}}{1 \text{ mol Br}_2} = 4 \text{ mol NaBr}$$

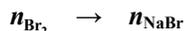
Na est le réactif limitant.

Vérifier: la réponse est réaliste parce que Na a produit la plus petite quantité de produits.

- (b) **Données:** 1,8 mol Na; 1,4 mol Br₂ **Information recherchée:** le réactif limitant

Plan conceptuel: $n_{\text{Na}} \rightarrow n_{\text{NaBr}}$

$$\frac{2 \text{ mol NaBr}}{2 \text{ mol Na}}$$



$$\frac{2 \text{ mol NaBr}}{1 \text{ mol Br}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

Solution: $1,8 \text{ mol Na} \times \frac{2 \text{ mol NaBr}}{2 \text{ mol Na}} = 1,8 \text{ mol NaBr}$

$$1,4 \text{ mol Br}_2 \times \frac{2 \text{ mol NaBr}}{1 \text{ mol Br}_2} = 2,8 \text{ mol NaBr}$$

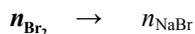
Na est le réactif limitant.

Vérifier: la réponse est réaliste parce que Na a produit la plus petite quantité de produits.

- (c) **Données:** 2,5 mol Na; 1 mol Br₂ **Information recherchée:** le réactif limitant

Plan conceptuel: $n_{\text{Na}} \rightarrow n_{\text{NaBr}}$

$$\frac{2 \text{ mol NaBr}}{2 \text{ mol Na}}$$



$$\frac{2 \text{ mol NaBr}}{1 \text{ mol Br}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

Solution: $2,5 \text{ mol Na} \times \frac{2 \text{ mol NaBr}}{2 \text{ mol Na}} = 2,5 \text{ mol NaBr}$

$$1 \text{ mol Br}_2 \times \frac{2 \text{ mol NaBr}}{1 \text{ mol Br}_2} = 2 \text{ mol NaBr}$$

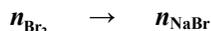
Br₂ est le réactif limitant.

Vérifier: la réponse est réaliste parce que Br₂ a produit la plus petite quantité de produits.

(d) **Données:** 12,6 mol Na; 6,9 mol Br₂ **Information recherchée:** le réactif limitant

Plan conceptuel: $n_{\text{Na}} \rightarrow n_{\text{NaBr}}$

$$\frac{2 \text{ mol NaBr}}{2 \text{ mol Na}}$$



$$\frac{2 \text{ mol NaBr}}{1 \text{ mol Br}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

Solution: $12,6 \cancel{\text{ mol Na}} \times \frac{2 \text{ mol NaBr}}{2 \cancel{\text{ mol Na}}} = 12,6 \text{ mol NaBr}$

$$6,9 \cancel{\text{ mol Br}_2} \times \frac{2 \text{ mol NaBr}}{1 \cancel{\text{ mol Br}_2}} = 13,8 \text{ mol NaBr} = 14 \text{ mol NaBr}$$

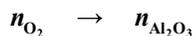
Na est le réactif limitant.

Vérifier: la réponse est réaliste parce que Na a produit la plus petite quantité de produits.

9.22 (a) **Données:** 1 mol Al; 1 mol O₂ **Information recherchée:** le réactif limitant

Plan conceptuel: $n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$\frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}}$$



$$\frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol O}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant

Solution: $1 \cancel{\text{ mol Al}} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \cancel{\text{ mol Al}}} = 0,5 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$

$$1 \cancel{\text{ mol O}_2} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \cancel{\text{ mol O}_2}} = 0,67 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

Al est le réactif limitant.

Vérifier: la réponse est réaliste parce que Al a produit la plus petite quantité de produits.

(b) **Données:** 4 mol Al; 2,6 mol O₂ **Information recherchée:** le réactif limitant

Plan conceptuel: $n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$\frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}}$$



$$\frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol O}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

Solution: $4 \cancel{\text{ mol Al}} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \cancel{\text{ mol Al}}} = 2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$

$$2,6 \cancel{\text{ mol O}_2} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \cancel{\text{ mol O}_2}} = 1,7 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

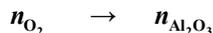
O₂ est le réactif limitant.

Vérifier: la réponse est réaliste parce que O₂ a produit la plus petite quantité de produits.

- (c) **Données:** 16 mol Al; 13 mol O₂ **Information recherchée:** le réactif limitant

Plan conceptuel: $n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$\frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}}$$



$$\frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol O}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

Solution: $16 \cancel{\text{ mol Al}} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \cancel{\text{ mol Al}}} = 8,0 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$

$$13 \cancel{\text{ mol O}_2} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \cancel{\text{ mol O}_2}} = 8,67 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

Al est le réactif limitant.

Vérifier: la réponse est réaliste parce que Al a produit la plus petite quantité de produits.

- (d) **Données:** 7,4 mol Al; 6,5 mol O₂ **Information recherchée:** le réactif limitant

Plan conceptuel: $n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$\frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}}$$



$$\frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol O}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

Solution: $7,4 \cancel{\text{ mol Al}} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \cancel{\text{ mol Al}}} = 3,7 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$

$$6,5 \cancel{\text{ mol O}_2} \times \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \cancel{\text{ mol O}_2}} = 4,3 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

Al est le réactif limitant.

Vérifier: la réponse est réaliste parce que Al a produit la plus petite quantité de produits.

- 9.23 La plus grande quantité de molécules Cl₂ sont formées à partir du mélange réactionnel (b) qui produit 3 molécules Cl₂.

- (a) **Données:** 7 molécules HCl; 1 molécule O₂

Information recherchée: rendement théorique de Cl₂

Plan conceptuel: molécules HCl → molécules Cl₂

$$\frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{4 \text{ molécules HCl}}$$



$$\frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{1 \text{ molécule O}_2}$$

→ La plus petite quantité en molécules détermine le réactif limitant.

Solution: $7 \frac{\text{molécules HCl}}{\text{molécules HCl}} \times \frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{4 \frac{\text{molécules HCl}}{\text{molécules HCl}}} = 3 \text{ molécules Cl}_2$

$$1 \frac{\text{molécule O}_2}{\text{molécule O}_2} \times \frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{1 \frac{\text{molécule O}_2}{\text{molécule O}_2}} = 2 \text{ molécules Cl}_2$$

Rendement théorique = 2 molécules Cl₂.

(b) **Données:** 6 molécules HCl; 3 molécules O₂

Information recherchée: rendement théorique de Cl₂

Plan conceptuel: molécules HCl → molécules Cl₂

$$\frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{4 \text{ molécules HCl}}$$

molécules O₂ → molécules Cl₂

$$\frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{1 \text{ molécule O}_2}$$

→ La plus petite quantité en molécules détermine le réactif limitant.

Solution: $6 \frac{\text{molécules HCl}}{\text{molécules HCl}} \times \frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{4 \frac{\text{molécules HCl}}{\text{molécules HCl}}} = 3 \text{ molécules Cl}_2$

$$3 \frac{\text{molécules O}_2}{\text{molécules O}_2} \times \frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{1 \frac{\text{molécule O}_2}{\text{molécule O}_2}} = 6 \text{ molécules Cl}_2$$

Rendement théorique = 3 molécules Cl₂.

(c) **Données:** 4 molécules HCl; 5 molécules O₂

Information recherchée: rendement théorique de Cl₂

Plan conceptuel: molécules HCl → molécules Cl₂

$$\frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{4 \text{ molécules HCl}}$$

molécules O₂ → molécules Cl₂

$$\frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{1 \text{ molécule O}_2}$$

→ La plus petite quantité en molécules détermine le réactif limitant.

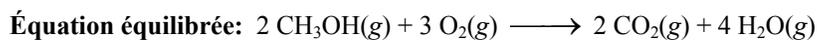
Solution: $4 \frac{\text{molécules HCl}}{\text{molécules HCl}} \times \frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{4 \frac{\text{molécules HCl}}{\text{molécules HCl}}} = 2 \text{ molécules Cl}_2$

$$5 \frac{\text{molécules O}_2}{\text{molécules O}_2} \times \frac{2 \text{ molécules Cl}_2}{1 \frac{\text{molécule O}_2}{\text{molécule O}_2}} = 10 \text{ molécules Cl}_2$$

Rendement théorique = 2 molécules Cl₂.

Vérifier: les unités de la réponse sont correctes (molécules Cl₂). La réponse est réaliste basée sur le réactif limitant dans chaque mélange.

9.24 La plus grande quantité de molécules CO₂ sont formées à partir du mélange réactionnel (a) qui produit 2 molécules CO₂.



(a) **Données:** 3 molécules CH₃OH; 3 molécules O₂

Information recherchée: rendement théorique de CO₂

Plan conceptuel: molécules CH₃OH → molécules CO₂

$$\frac{2 \text{ molécules CO}_2}{2 \text{ molécules CH}_3\text{OH}}$$

molécules O₂ → molécules CO₂

$$\frac{2 \text{ molécules CO}_2}{3 \text{ molécules O}_2}$$

→ La plus petite quantité en molécules détermine le réactif limitant.

Solution: $\frac{3 \text{ molécules CH}_3\text{OH}}{\cancel{3 \text{ molécules CH}_3\text{OH}}} \times \frac{2 \text{ molécules CO}_2}{2 \text{ molécules CH}_3\text{OH}} = 3 \text{ molécules CO}_2$

$$\frac{3 \text{ molécules O}_2}{\cancel{3 \text{ molécules O}_2}} \times \frac{2 \text{ molécules CO}_2}{3 \text{ molécules O}_2} = 2 \text{ molécules CO}_2$$

Rendement théorique = 2 molécules CO₂.

(b) **Données:** 1 molécule CH₃OH; 6 molécules O₂

Information recherchée: rendement théorique de CO₂

Plan conceptuel: molécules CH₃OH → molécules CO₂

$$\frac{2 \text{ molécules CO}_2}{2 \text{ molécules CH}_3\text{OH}}$$

molécules O₂ → molécules CO₂

$$\frac{2 \text{ molécules CO}_2}{3 \text{ molécules O}_2}$$

→ La plus petite quantité en molécules détermine le réactif limitant.

Solution: $\frac{1 \text{ molécule CH}_3\text{OH}}{\cancel{1 \text{ molécule CH}_3\text{OH}}} \times \frac{2 \text{ molécules CO}_2}{2 \text{ molécules CH}_3\text{OH}} = 1 \text{ molécule CO}_2$

$$\frac{6 \text{ molécules O}_2}{\cancel{6 \text{ molécules O}_2}} \times \frac{2 \text{ molécules CO}_2}{3 \text{ molécules O}_2} = 4 \text{ molécules CO}_2$$

Rendement théorique = 1 molécule CO₂.

(c) **Données:** 4 molécules CH₃OH; 2 molécules O₂

Information recherchée: rendement théorique de CO₂

Plan conceptuel: molécules CH₃OH → molécules CO₂

$$\frac{2 \text{ molécules CO}_2}{2 \text{ molécules CH}_3\text{OH}}$$

molécules O₂ → molécules CO₂

$$\frac{2 \text{ molécules CO}_2}{3 \text{ molécules O}_2}$$

→ La plus petite quantité en molécules détermine le réactif limitant.

Solution: $\frac{4 \text{ molécules CH}_3\text{OH}}{\cancel{4 \text{ molécules CH}_3\text{OH}}} \times \frac{2 \text{ molécules CO}_2}{2 \text{ molécules CH}_3\text{OH}} = 4 \text{ molécules CO}_2$

$$\frac{2 \text{ molécules O}_2}{\cancel{2 \text{ molécules O}_2}} \times \frac{2 \text{ molécules CO}_2}{3 \text{ molécules O}_2} = 1,3 \text{ molécule CO}_2 = 1 \text{ molécule CO}_2 \text{ parce qu'il}$$

est impossible d'avoir une fraction de molécule.

Rendement théorique = 1 molécule CO₂.

Vérifier: les unités de la réponse sont correctes (molécules CO₂). La réponse est réaliste basée sur le réactif limitant dans chaque mélange.

9.25 (a) **Données:** 2,0 g Al; 2,0 g Cl₂ **Information recherchée:** rendement théorique en g de AlCl₃

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{AlCl}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \quad \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \text{ mol Al}}$$

masse_{Cl₂} → **n**_{Cl₂} → **n**_{AlCl₃}

$$\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70,90 \text{ g Cl}_2} \quad \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{3 \text{ mol Cl}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

puis **n**_{AlCl₃} → **masse**_{AlCl₃}

$$\frac{133,3 \text{ g AlCl}_3}{\text{mol AlCl}_3}$$

Solution: $2,0 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \text{ mol Al}} = 0,074 \text{ mol AlCl}_3$

$$2,0 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70,90 \text{ g Cl}_2} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{3 \text{ mol Cl}_2} = 0,0188 \text{ mol AlCl}_3$$

$$0,0188 \text{ mol AlCl}_3 \times \frac{133,3 \text{ g AlCl}_3}{\text{mol AlCl}_3} = 2,5 \text{ g AlCl}_3$$

Vérifier: les unités de la réponse (g AlCl₃) sont correctes. La réponse est réaliste parce que Cl₂ a produit la plus petite quantité de produits et c'est le réactif limitant.

(b) **Données:** 7,5 g Al; 24,8 g Cl₂ **Information recherchée:** rendement théorique en g de AlCl₃

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{AlCl}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \quad \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \text{ mol Al}}$$

masse_{Cl₂} → **n**_{Cl₂} → **n**_{AlCl₃}

$$\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70,90 \text{ g Cl}_2} \quad \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{3 \text{ mol Cl}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

puis **n**_{AlCl₃} → **masse**_{AlCl₃}

$$\frac{133,3 \text{ g AlCl}_3}{\text{mol AlCl}_3}$$

Solution: $7,5 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \text{ mol Al}} = 0,2780 \text{ mol AlCl}_3$

$$24,8 \text{ g Cl}_2 \times \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70,90 \text{ g Cl}_2} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{3 \text{ mol Cl}_2} = 0,2332 \text{ mol AlCl}_3$$

$$0,2332 \cancel{\text{ mol AlCl}_3} \times \frac{133,3 \text{ g AlCl}_3}{\cancel{\text{ mol AlCl}_3}} = 31,1 \text{ g AlCl}_3$$

Vérifier: les unités de la réponse (g AlCl₃) sont correctes. La réponse est réaliste parce que Cl₂ a produit la plus petite quantité de produits et c'est le réactif limitant.

(c) **Données:** 0,235 g Al; 1,15 g Cl₂

Information recherchée: rendement théorique en g de AlCl₃

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{AlCl}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \quad \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \text{ mol Al}}$$

masse_{Cl₂} → **n**_{Cl₂} → **n**_{AlCl₃}

$$\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{70,90 \text{ g Cl}_2} \quad \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{3 \text{ mol Cl}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

puis **n**_{AlCl₃} → **masse**_{AlCl₃}

$$\frac{133,3 \text{ g AlCl}_3}{\text{mol AlCl}_3}$$

Solution: $0,235 \cancel{\text{ g Al}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Al}}}{26,98 \cancel{\text{ g Al}}} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{2 \cancel{\text{ mol Al}}} = 0,008710 \text{ mol AlCl}_3$

$$1,15 \cancel{\text{ g Cl}_2} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Cl}_2}}{70,90 \cancel{\text{ g Cl}_2}} \times \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{3 \cancel{\text{ mol Cl}_2}} = 0,01081 \text{ mol AlCl}_3$$

$$0,008710 \cancel{\text{ mol AlCl}_3} \times \frac{133,3 \text{ g AlCl}_3}{\cancel{\text{ mol AlCl}_3}} = 1,16 \text{ g AlCl}_3$$

Vérifier: les unités de la réponse (g AlCl₃) sont correctes. La réponse est réaliste parce que Al a produit la plus petite quantité de produits et c'est le réactif limitant.

9.26 **Données:** 28,5 g KCl; 25,7 g Pb²⁺; 29,4 g PbCl₂

Équation équilibrée: $\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{KCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{PbCl}_2(\text{s}) + 2 \text{K}^+(\text{aq})$

Informations recherchées: le réactif limitant; le rendement théorique de PbCl₂; le % de rendement

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{KCl}} \rightarrow n_{\text{KCl}} \rightarrow n_{\text{PbCl}_2}$

$$\frac{1 \text{ mol KCl}}{74,55 \text{ g KCl}} \quad \frac{\text{mol PbCl}_2}{2 \text{ mol KCl}}$$

masse_{Pb²⁺} → **n**_{Pb²⁺} → **n**_{PbCl₂}

$$\frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{207,2 \text{ g Pb}^{2+}} \quad \frac{1 \text{ mol PbCl}_2}{1 \text{ mol Pb}^{2+}}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

puis **n**_{PbCl₂} → **masse**_{PbCl₂} puis déterminez le % de rendement.

$$\frac{278,1 \text{ g PbCl}_2}{\text{mol PbCl}_2} \quad \frac{\text{rendement réel en g PbCl}_2}{\text{rendement théorique en g PbCl}_2} \times 100 \%$$

Solution: $28,5 \text{ g KCl} \times \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,55 \text{ g KCl}} \times \frac{1 \text{ mol PbCl}_2}{2 \text{ mol KCl}} = 0,1911 \text{ mol PbCl}_2$

$$25,7 \text{ g Pb}^{2+} \times \frac{1 \text{ mol Pb}^{2+}}{207,2 \text{ g Pb}^{2+}} \times \frac{1 \text{ mol PbCl}_2}{1 \text{ mol Pb}^{2+}} = 0,1240 \text{ mol PbCl}_2 \quad \text{Pb}^{2+} \text{ est le réactif limitant.}$$

$$0,1240 \text{ mol PbCl}_2 \times \frac{278,1 \text{ g PbCl}_2}{1 \text{ mol PbCl}_2} = 34,5 \text{ g PbCl}_2$$

$$\frac{29,4 \text{ g PbCl}_2}{34,5 \text{ g PbCl}_2} \times 100 \% = 85,2 \%$$

Vérifier: le rendement théorique a les bonnes unités (g PbCl₂) et son ordre de grandeur est réaliste comparé à la masse de Pb²⁺, le réactif limitant. Le % de rendement est réaliste, inférieur à 100%.

9.27 **Données:** 136,4 kg NH₃; 211,4 kg CO₂; 168,4 kg CO(NH₂)₂

Équation équilibrée: 2 NH₃(aq) + CO₂(aq) → CO(NH₂)₂(aq) + H₂O(l)

Informations recherchées: le réactif limitant; le rendement théorique de CO(NH₂)₂; le % de rendement

Plan conceptuel: masse_{kg NH₃} → masse_{g NH₃} → n_{NH₃} → n_{CO(NH₂)₂}

$$\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \quad \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,03 \text{ g NH}_3} \quad \frac{1 \text{ mol CO(NH}_2)_2}{2 \text{ mol NH}_3}$$

masse_{kg CO₂} → masse_{g CO₂} → n_{CO₂} → n_{CO(NH₂)₂}

$$\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \quad \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} \quad \frac{1 \text{ mol CO(NH}_2)_2}{1 \text{ mol CO}_2}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

puis n_{CO(NH₂)₂} → masse_{g CO(NH₂)₂} → masse_{kg CO(NH₂)₂}

$$\frac{60,06 \text{ g CO(NH}_2)_2}{1 \text{ mol CO(NH}_2)_2} \quad \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

puis déterminez le % de rendement.

$$\frac{\text{rendement réel en kg CO(NH}_2)_2}{\text{rendement théorique en kg CO(NH}_2)_2} \times 100 \%$$

Solution: $136,4 \text{ kg NH}_3 \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,03 \text{ g NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol CO(NH}_2)_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 4004,7 \text{ mol CO(NH}_2)_2$

$$211,4 \text{ kg CO}_2 \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} \times \frac{1 \text{ mol CO(NH}_2)_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 4803,5 \text{ mol CO(NH}_2)_2$$

NH₃ est le réactif limitant.

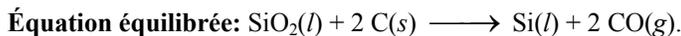
$$4004,7 \text{ mol CO(NH}_2)_2 \times \frac{60,06 \text{ g CO(NH}_2)_2}{1 \text{ mol CO(NH}_2)_2} \times \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 240,52 \text{ kg CO(NH}_2)_2$$

$$\frac{168,4 \text{ kg CO(NH}_2)_2}{240,52 \text{ kg CO(NH}_2)_2} \times 100 \% = 70,01 \%$$

Vérifier: le rendement théorique a les bonnes unités (kg CO(NH₂)₂) et son ordre de grandeur est réaliste comparé à la masse de NH₃, le réactif limitant. Le % de rendement est réaliste, inférieur à 100%.

9.28 **Données:** 155,8 kg SiO₂; 78,3 kg C; 66,1 kg Si

Informations recherchées: le réactif limitant; le rendement théorique en kg Si; le % de rendement



Plan conceptuel: écrivez et équilibrez la réaction, puis

$$\text{masse}_{\text{kg SiO}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{g SiO}_2} \rightarrow n_{\text{SiO}_2} \rightarrow n_{\text{Si}}$$

$$\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \quad \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,09 \text{ g SiO}_2} \quad \frac{1 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol SiO}_2}$$

$$\text{masse}_{\text{kg C}} \rightarrow \text{masse}_{\text{g C}} \rightarrow n_{\text{C}} \rightarrow n_{\text{Si}}$$

$$\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \quad \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \quad \frac{1 \text{ mol Si}}{2 \text{ mol C}}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.

puis $n_{\text{Si}} \rightarrow \text{masse}_{\text{g Si}} \rightarrow \text{masse}_{\text{kg Si}}$; puis déterminez le % de rendement.

$$\frac{28,09 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} \quad \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \quad \frac{\text{rendement réel en kg Si}}{\text{rendement théorique en kg Si}} \times 100 \%$$

Solution: $155,8 \text{ kg SiO}_2 \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,09 \text{ g SiO}_2} \times \frac{1 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol SiO}_2} = 2592,8 \text{ mol Si}$

$$78,3 \text{ kg C} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \times \frac{1 \text{ mol Si}}{2 \text{ mol C}} = 3259,8 \text{ mol Si} \quad \text{SiO}_2 \text{ est le réactif limitant.}$$

$$2592,8 \text{ mol Si} \times \frac{28,09 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} \times \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 72,832 \text{ kg Si}$$

$$\frac{66,1 \text{ kg Si}}{72,83 \text{ kg Si}} \times 100 \% = 90,8 \%$$

Vérifier: le rendement théorique a les bonnes unités (kg Si) et son ordre de grandeur est réaliste comparé à la masse de SiO₂, le réactif limitant. Le % de rendement est réaliste, inférieur à 100%.

Stœchiométrie des réactions qui mettent en jeu des gaz (9.5)

9.29 **Données:** $\text{masse}_{\text{C}} = 15,7 \text{ g}$, $P = 101 \text{ kPa}$ et $T = 355 \text{ K}$

Information recherchée: V

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{C}} \rightarrow n_{\text{C}} \rightarrow n_{\text{H}_2}$ puis $n_{\text{H}_2}, P, T \rightarrow V$

$$\frac{1 \text{ mol}}{12,01 \text{ g C}} \quad \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol C}} \quad pV = nRT$$

Solution: $15,7 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol C}} = 1,307 \text{ mol H}_2$

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{1,307 \text{ mol} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 355 \text{ K}}{101 \text{ kPa}} = 38,196 \text{ L} = 38,2 \text{ L}$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. La grandeur de la réponse (38 L) a du sens parce qu'il y a plus d'une mole de gaz, par conséquent on s'attend à un volume supérieur à 22 L.

9.30 **Données:** $V_{O_2} = 1,4 \text{ L}$, $T = 315 \text{ K}$, $P_{O_2} = 96,9 \text{ kPa}$ **Information recherchée:** g H_2O

Plan conceptuel: $P_{O_2}, V_{O_2}, T \rightarrow n_{O_2}$ puis $n_{O_2} \rightarrow n_{H_2O} \rightarrow \text{masse}_{H_2O}$

$$pV = nRT$$

$$\frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \quad \frac{18,02 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O}$$

Solution: $PV = nRT$. Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{96,9 \text{ kPa} \times 1,4 \text{ L}}{8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 315 \text{ K}} = 0,051\,797 \text{ mol } O_2$$

$$0,051\,797 \text{ mol } O_2 \times \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \times \frac{18,02 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 1,9 \text{ g } H_2O$$

Vérifier: les unités (g) sont correctes. La grandeur de la réponse (2 g) a du sens parce qu'il y a beaucoup moins d'une mole d'oxygène.

9.31 **Données:** $P_{H_2} = 99,7 \text{ kPa}$, $t = 86 \text{ }^\circ\text{C}$ et $\text{masse}_{CH_3OH} = 25,8 \text{ g}$

Informations recherchées: V_{H_2} et V_{CO}

Plan conceptuel: $\text{masse}_{CH_3OH} \rightarrow n_{CH_3OH} \rightarrow n_{H_2}$ et $t_C \rightarrow T_K$

$$\frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{32,04 \text{ g } CH_3OH} \quad \frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } CH_3OH} \quad T_K = t_C + 273,15$$

puis $n_{H_2}, P, T \rightarrow V$ et $n_{H_2} \rightarrow n_{CO}$ puis $n_{CO}, P, T \rightarrow V$

$$pV = nRT$$

$$\frac{1 \text{ mol } CO}{2 \text{ mol } H_2}$$

$$pV = nRT$$

$$\text{Solution: } 25,8 \text{ g } CH_3OH \times \frac{1 \text{ mol } CH_3OH}{32,04 \text{ g } CH_3OH} \times \frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } CH_3OH} = 1,610\,49 \text{ mol } H_2,$$

$$T_K = 86 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 359 \text{ K},$$

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver V .

$$V = \frac{nRT}{P} \quad V_{H_2} = \frac{1,610\,49 \text{ mol} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 359 \text{ K}}{99,7 \text{ kPa}} = 48,2 \text{ L } H_2$$

$$1,610\,49 \text{ mol } H_2 \times \frac{1 \text{ mol } CO}{2 \text{ mol } H_2} = 0,805\,25 \text{ mol } CO, \quad V_{CO} = \frac{0,805\,25 \text{ mol} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 359 \text{ K}}{99,7 \text{ kPa}} = 24,1 \text{ L } CO$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. La grandeur des réponses (48 L et 24 L) a du sens parce qu'il y a plus d'une mole d'hydrogène gazeux et la moitié en mole de CO, donc on s'attend à un volume beaucoup plus grand que 22 L pour l'hydrogène et la moitié de ce volume pour CO.

9.32 **Données:** $P = 104 \text{ kPa}$, $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$ et $\text{masse}_{Al} = 53,2 \text{ g}$

Information recherchée: V_{O_2}

Plan conceptuel: $\text{masse}_{Al} \rightarrow n_{Al} \rightarrow n_{O_2}$ et $t_C \rightarrow T_K$ puis

$$\frac{1 \text{ mol } Al}{26,98 \text{ g } Al} \quad \frac{3 \text{ mol } O_2}{4 \text{ mol } Al}$$

$$T_K = t_C + 273,15$$

$n_{O_2}, P, T \rightarrow V$

$$pV = nRT$$

Solution: $53,2 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol Al}} = 1,478\,873 \text{ mol O}_2$

$T_K = 25 \text{ °C} + 273,15 = 298 \text{ K}$, $PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver V .

$$V_{\text{O}_2} = \frac{nRT}{P} = \frac{1,478\,873 \text{ mol} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \text{ K}}{104 \text{ kPa}} = 35,2 \text{ L O}_2$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. La grandeur de la réponse (35 L) a du sens parce qu'il y a plus d'une mole d'oxygène gazeux, donc on s'attend à un volume beaucoup plus grand que 22 L.

9.33 **Données:** $V = 11,8 \text{ L}$ et TPN

Information recherchée: $\text{masse}_{\text{NaN}_3}$

Plan conceptuel: $V_{\text{N}_2} \rightarrow n_{\text{N}_2} \rightarrow n_{\text{NaN}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{NaN}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol N}_2}{22,414 \text{ L N}_2} \quad \frac{2 \text{ mol NaN}_3}{3 \text{ mol N}_2} \quad \frac{65,02 \text{ g NaN}_3}{1 \text{ mol NaN}_3}$$

Solution: $11,8 \text{ L N}_2 \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{22,414 \text{ L N}_2} \times \frac{2 \text{ mol NaN}_3}{3 \text{ mol N}_2} \times \frac{65,02 \text{ g NaN}_3}{1 \text{ mol NaN}_3} = 22,8 \text{ g NaN}_3$

Vérifier: les unités (g) sont correctes. La grandeur de la réponse (23 g) a du sens parce qu'il y a environ une demi-mole d'azote gazeux, ce qui se traduit par encore moins de moles de NaN₃, donc, on s'attend à beaucoup moins que 65 g.

9.34 **Données:** $V = 58,5 \text{ mL}$ et TPN

Information recherchée: masse_{Li}

Plan conceptuel: $V_{\text{L N}_2} \rightarrow V_{\text{L N}_2} \rightarrow n_{\text{N}_2} \rightarrow n_{\text{Li}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Li}}$

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \quad \frac{1 \text{ mol N}_2}{22,414 \text{ L N}_2} \quad \frac{6 \text{ mol Li}}{1 \text{ mol N}_2} \quad \frac{6,941 \text{ g Li}}{1 \text{ mol Li}}$$

Solution: $58,5 \text{ mL N}_2 \times \frac{1 \text{ L N}_2}{1000 \text{ mL N}_2} \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{22,414 \text{ L N}_2} \times \frac{6 \text{ mol Li}}{1 \text{ mol N}_2} \times \frac{6,941 \text{ g Li}}{1 \text{ mol Li}} = 0,109 \text{ g Li}$

Vérifier: les unités (g) sont correctes. La grandeur de la réponse (0,1 g) a du sens parce qu'il y a un très petit volume, ce qui se traduit par une petite fraction de mole de Li, donc, on s'attend à beaucoup moins que 6,9 g.

9.35 **Données:** $V_{\text{CH}_4} = 25,5 \text{ L}$, $P_{\text{CH}_4} = 97,6 \text{ kPa}$ et $t = 25 \text{ °C}$; mélangé avec $V_{\text{H}_2\text{O}} = 22,8 \text{ L}$, $P_{\text{H}_2\text{O}} = 93,6 \text{ kPa}$ et $t = 125 \text{ °C}$; forme $V_{\text{H}_2} = 26,2 \text{ L}$ à TPN

Information recherchée: % de rendement

Plan conceptuel: $\text{CH}_4: t_C \rightarrow T_K$ et $P, V, T \rightarrow n_{\text{CH}_4} \rightarrow n_{\text{H}_2}$

$$T_K = t_C + 273,15 \quad PV = nR \quad \frac{3 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CH}_4}$$

$\text{H}_2\text{O}: t_C \rightarrow T_K$ et $P, V, T \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow n_{\text{H}_2}$

$$T_K = t_C + 273,15 \quad PV = nRT \quad \frac{3 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

Choisir le plus petit n_{H_2} comme rendement théorique,

puis $V_{\text{L H}_2} \rightarrow n_{\text{H}_2}$ (rendement réel) enfin rendement réel, rendement théorique \rightarrow % rendement.

$$\frac{1 \text{ mol H}_2}{22,414 \text{ L H}_2} \quad \% \text{ rdt} = \frac{\text{rdt réel}}{\text{rdt théorique}} \times 100 \%$$

Solution: CH_4 : $P_{\text{CH}_4} = 97,6 \text{ kPa}$, $T_{\text{K}} = 25 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 298 \text{ K}$,

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{PV}{RT} = \frac{97,6 \text{ kPa} \times 25,5 \text{ L}}{8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \text{ K}} = 1,004 \text{ 47 mol CH}_4$$

$$1,004 \text{ 47 mol CH}_4 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 3,013 \text{ 42 mol H}_2$$

H_2O : $P_{\text{H}_2\text{O}} = 93,6 \text{ kPa}$, $T_{\text{K}} = 125 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 398 \text{ K}$,

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{PV}{RT} = \frac{93,6 \text{ kPa} \times 22,8 \text{ L}}{8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 398 \text{ K}} = 0,644 \text{ 899 mol H}_2\text{O}$$

$$0,644 \text{ 899 mol H}_2\text{O} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,934 \text{ 70 mol H}_2$$

L'eau est le réactif limitant parce que le nombre de moles d'hydrogène formées est plus petit.

Rendement théorique = $1,934 \text{ 70 mol H}_2$

$$26,2 \text{ L H}_2 \times \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,414 \text{ L H}_2} = 1,168 \text{ 91 mol H}_2 = \text{rdt réel}$$

$$\% \text{ rdt} = \frac{\text{rdt réel}}{\text{rdt théorique}} \times 100 \% = \frac{1,168 \text{ 91 mol H}_2}{1,934 \text{ 70 mol H}_2} \times 100 \% = 60,4 \%$$

Vérifier: les unités (%) sont correctes. La grandeur de la réponse (60%) a du sens parce c'est entre 0 et 100%.

9.36 **Données:** $P = 3,33 \text{ kPa}$, $T = 225 \text{ K}$ et $\text{masse}_{\text{CF}_3\text{Cl}} = 15,0 \text{ g}$; et 10 cycles

Information recherchée: V_{O_2}

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{CF}_3\text{Cl}} \rightarrow n_{\text{CF}_3\text{Cl}} \rightarrow n_{\text{O}_3} / \text{cycle} \rightarrow n_{\text{O}_3} / 10 \text{ cycles}$

$$\frac{1 \text{ mol CF}_3\text{Cl}}{104,46 \text{ g CF}_3\text{Cl}} \times \frac{2 \text{ mol O}_3 / \text{cycle}}{1 \text{ mol CF}_3\text{Cl}} \times 10 \text{ cycles}$$

puis $n, P, T \rightarrow V$

$$pV = nRT$$

$$\text{Solution: } 15,0 \text{ g CF}_3\text{Cl} \times \frac{1 \text{ mol CF}_3\text{Cl}}{104,46 \text{ g CF}_3\text{Cl}} \times \frac{2 \text{ mol O}_3 / \text{cycle}}{1 \text{ mol CF}_3\text{Cl}} \times 10 \text{ cycles} = 2,871 \text{ 913 mol O}_3$$

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver V .

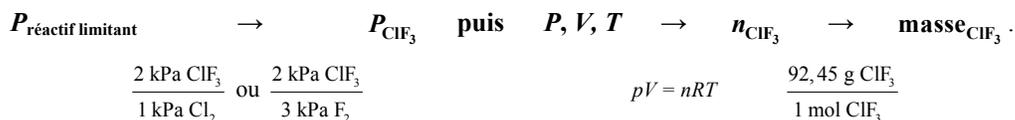
$$V = \frac{nRT}{P} \quad V_{\text{O}_3} = \frac{2,871 \text{ 913 mol} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 225 \text{ K}}{3,33 \text{ kPa}} = 1,61 \times 10^3 \text{ L O}_3$$

Vérifier: les unités (L) sont correctes. La grandeur des réponses (1600 L) a du sens parce qu'il y a ~3 mol d'ozone gazeux et la pression est très faible (3,33 kPa), on s'attend donc à un grand volume.

9.37 **Données:** $V = 2,00$ L, $P_{\text{Cl}_2} = 44,9$ kPa, $P_{\text{F}_2} = 97,2$ kPa, $T = 298$ K

Informations recherchées: le réactif limitant et masse_{ClF₃}

Plan conceptuel: déterminez le réactif limitant en comparant les pressions de chaque réactif puis



Solution: pour déterminer le réactif limitant, calculez la pression du fluor nécessaire pour faire réagir tout le chlore et comparez à la pression du fluor disponible.

$$44,9 \text{ kPa Cl}_2 \times \frac{3 \text{ kPa F}_2}{1 \text{ kPa Cl}_2} = 134,7 \text{ kPa F}_2 \text{ nécessaires.}$$

Étant donné que seulement 97,2 kPa de F₂ sont disponibles, F₂ est le réactif limitant; puis

$$P_{\text{ClF}_3} = 97,2 \text{ kPa F}_2 \times \frac{2 \text{ kPa ClF}_3}{3 \text{ kPa F}_2} = 64,800 \text{ kPa ClF}_3$$

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n = \frac{PV}{RT} \quad n_{\text{ClF}_3} = \frac{64,8 \text{ kPa ClF}_3 \times 2,00 \text{ L}}{8,3145 \frac{\text{J} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 298 \text{ K}} = 0,052306 \text{ mol ClF}_3 \text{ . Enfin,}$$

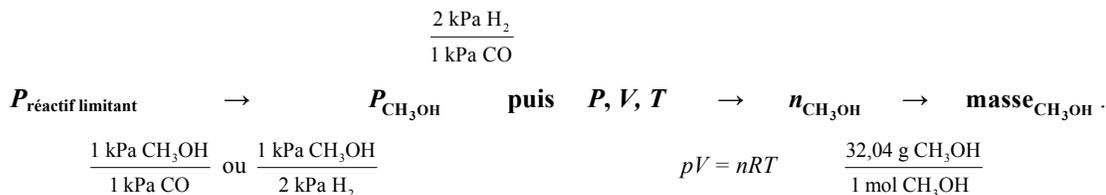
$$0,052306 \text{ mol ClF}_3 \times \frac{92,45 \text{ g ClF}_3}{1 \text{ mol ClF}_3} = 4,8357 \text{ g ClF}_3 = 4,84 \text{ g ClF}_3$$

Vérifier: les unités (g) sont correctes. La grandeur de la réponse (5 g) a du sens parce qu'il y a beaucoup moins qu'une mole de fluor, donc on s'attend à une masse très inférieure à la masse molaire de ClF₃.

9.38 **Données:** $V = 1,50$ L, $P_{\text{CO}} = 30,9$ kPa, $P_{\text{H}_2} = 52,9$ kPa, $T = 305$ K

Informations recherchées: le réactif limitant et masse_{CH₃OH}

Plan conceptuel: déterminez le réactif limitant en comparant les pressions de chaque réactif puis



Solution: pour déterminer le réactif limitant, calculez la pression d'hydrogène nécessaire pour faire réagir tout le monoxyde de carbone et comparez à la pression de l'hydrogène disponible.

$$30,9 \text{ kPa CO} \times \frac{2 \text{ kPa H}_2}{1 \text{ kPa CO}} = 61,8 \text{ kPa H}_2 \text{ nécessaires.}$$

Étant donné que seulement 52,9 kPa de H₂ sont disponibles, H₂ est le réactif limitant; puis

$$P_{\text{CH}_3\text{OH}} = 52,9 \text{ kPa H}_2 \times \frac{1 \text{ kPa CH}_3\text{OH}}{2 \text{ kPa H}_2} = 26,450 \text{ kPa CH}_3\text{OH}$$

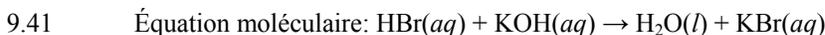
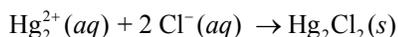
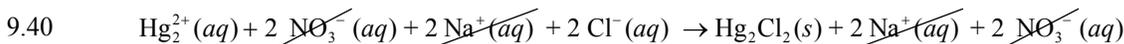
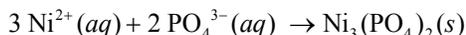
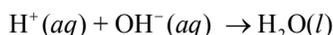
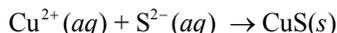
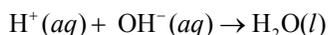
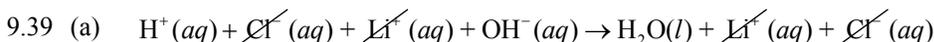
$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n = \frac{PV}{RT} \quad n_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{26,450 \text{ kPa} \cdot \text{CH}_3\text{OH} \times 1,50 \cancel{\text{L}}}{8,3145 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 305 \cancel{\text{K}}} = 0,015 \underline{645} \text{ mol CH}_3\text{OH}$$

$$\text{Enfin, } 0,015 \underline{645} \text{ mol CH}_3\text{OH} \times \frac{32,04 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = 0,501 \underline{27} \text{ g CH}_3\text{OH} = 0,501 \text{ g CH}_3\text{OH}.$$

Vérifier: les unités (g) sont correctes. La grandeur de la réponse (0,5 g) a du sens parce qu'il y a beaucoup moins qu'une mole d'hydrogène, donc on s'attend à une masse très inférieure à la masse molaire du méthanol.

Stœchiométrie de réactions particulières (9.6)



acide base eau sel



9.42 (a) AgNO_3 est soluble. Les composés contenant NO_3^- sont toujours solubles sans exception. Les ions dans la solution sont $\text{Ag}^+(aq)$ et $\text{NO}_3^-(aq)$.

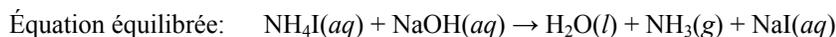
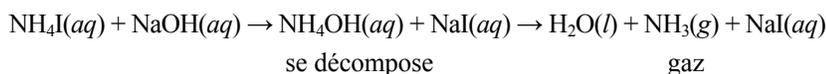
(b) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ est soluble. Les composés contenant CH_3COO^- sont toujours solubles sans exception. Les ions dans la solution sont $\text{Pb}^{2+}(aq)$ et $\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$.

(c) KNO_3 est soluble. Les composés contenant K^+ et NO_3^- sont toujours solubles sans exception. Les ions dans la solution sont $\text{K}^+(aq)$ et $\text{NO}_3^-(aq)$.

(d) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ est soluble. Les composés contenant NH_4^+ sont toujours solubles sans exception. Les ions dans la solution sont $\text{NH}_4^+(aq)$ et $\text{S}^{2-}(aq)$.

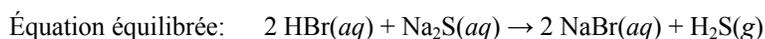
9.43 (a) $\text{LiI}(aq) + \text{BaS}(aq) \rightarrow$ Produits possibles: Li_2S et BaI_2 . Li_2S est soluble. Les composés contenant S^{2-} sont normalement insolubles, mais Li^+ est une exception. BaI_2 est soluble. Les composés contenant I^- sont normalement solubles et Ba^{2+} n'est pas une exception. $\text{LiI}(aq) + \text{BaS}(aq) \rightarrow$ Aucune réaction.

(b) Équation moléculaire:

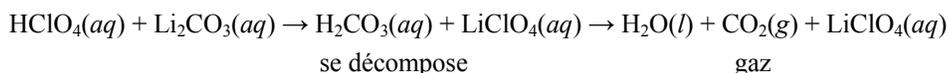


(c) Équation moléculaire: $\text{HBr}(aq) + \text{Na}_2\text{S}(aq) \rightarrow \text{NaBr}(aq) + \text{H}_2\text{S}(g)$

gaz

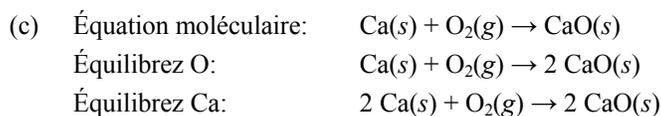
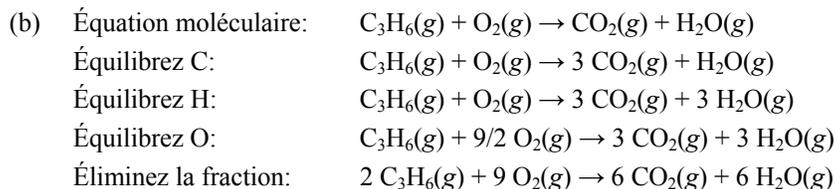
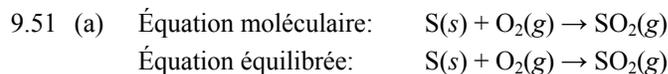
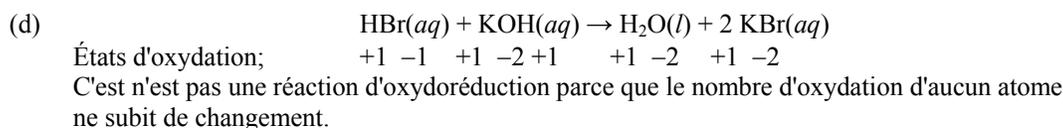
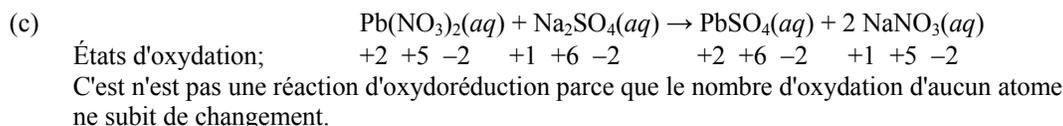
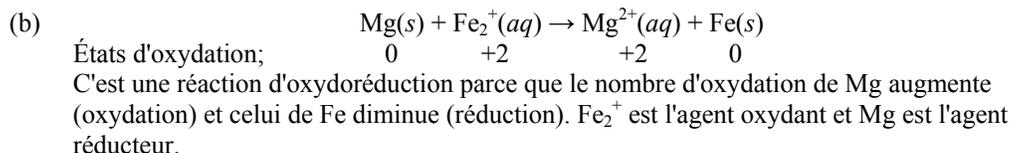
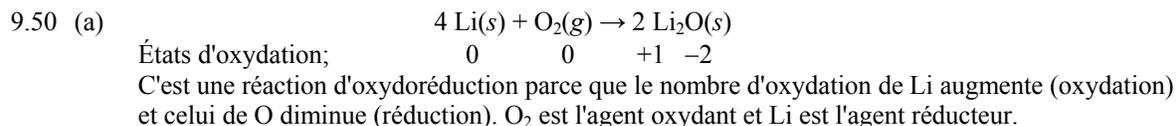


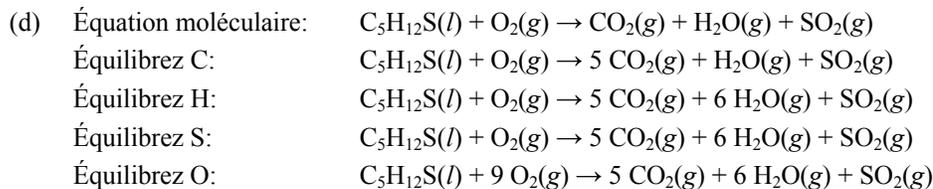
(d) Équation moléculaire:



- 9.47 (a) Ag. L'état d'oxydation de Ag = 0. L'état d'oxydation d'un atome dans un élément libre est de 0.
- (b) Ag⁺. L'état d'oxydation de Ag⁺ = +1. L'état d'oxydation d'un ion monoatomique est égal à sa charge.
- (c) CaF₂. L'état d'oxydation de Ca = +2 et l'état d'oxydation de F = -1. Les métaux du groupe II A ont toujours un état d'oxydation de +2 et l'état d'oxydation de F est de -1 parce que la somme des états d'oxydation dans une formule neutre ou une unité formulaire est de 0.
- (d) H₂S. L'état d'oxydation de H = +1 et l'état d'oxydation de S = -2. L'état d'oxydation de H quand il apparaît en premier dans une formule est de +1 et l'état d'oxydation de S est de -2 parce que S est dans le groupe VI A et que la somme des états d'oxydation dans une formule neutre ou une unité formulaire est de 0.
- (e) CO₃²⁻. L'état d'oxydation de C = +4 et l'état d'oxydation de O = -2. L'état d'oxydation de O est normalement de -2 et l'état d'oxydation de C est déduit à partir de la formule parce que la somme des états d'oxydation doit être égale à la charge de l'ion. (État d'ox. de C) + 3 (état d'ox. de O) = -2; (état d'ox. de C) + 3(-2) = -2, donc état d'ox. de C = +4.
- (f) CrO₄²⁻. L'état d'oxydation de Cr = +6 et l'état d'oxydation de O = -2. L'état d'oxydation de O est normalement de -2 et l'état d'oxydation de Cr est déduit à partir de la formule parce que la somme des états d'oxydation doit être égale à la charge de l'ion. (État d'ox. de Cr) + 4(état d'ox. de O) = -2; (état d'ox. de Cr) + 4(-2) = -2, donc état d'ox. de Cr = +6.
- 9.48 (a) CrO. L'état d'oxydation de Cr = +2 et l'état d'oxydation de O = -2. L'état d'oxydation de O est normalement de -2 et l'état d'oxydation de Cr est déduit à partir de la formule parce que la somme des états d'oxydation doit être = 0.
(état d'ox. de Cr) + (état d'ox. de O) = 0; (état d'ox. de Cr) + (-2) = 0, donc Cr = +2.
- (b) CrO₃. L'état d'oxydation de Cr = +6 et l'état d'oxydation de O = -2. L'état d'oxydation de O est normalement de -2 et l'état d'oxydation de Cr est déduit à partir de la formule parce que la somme des états d'oxydation doit être = 0.
(état d'ox. de Cr) + 3(état d'ox. de O) = 0; (état d'ox. de Cr) + 3(-2) = 0, donc Cr = +6.
- (c) Cr₂O₃. L'état d'oxydation de Cr = +3 et l'état d'oxydation de O = -2. L'état d'oxydation de O est normalement de -2 et l'état d'oxydation de Cr est déduit à partir de la formule parce que la somme des états d'oxydation doit être = 0.
2(état d'ox. de Cr) + 3(état d'ox. de O) = 0; 2(état d'ox. de Cr) + 3(-2) = 0, donc Cr = +3.

- 9.49 (a) ClO^- . L'état d'oxydation de Cl = +1 et l'état d'oxydation de O = -2. L'état d'oxydation de O est normalement de -2 et l'état d'oxydation de Cl est déduit à partir de la formule parce que la somme des états d'oxydation doit être égale à la charge de l'ion. (état d'ox. de Cl) + (état d'ox. de O) = -1; (état d'ox. de Cl) + (-2) = -1, donc état d'ox. de Cl = +1.
- (b) ClO_2^- . L'état d'oxydation de Cl = +3 et l'état d'oxydation de O = -2. L'état d'oxydation de O est normalement de -2 et l'état d'oxydation de Cl est déduit à partir de la formule parce que la somme des états d'oxydation doit être égale à la charge de l'ion. (état d'ox. de Cl) + 2(état d'ox. de O) = -1; (état d'ox. de Cl) + 2(-2) = -1, donc état d'ox. de Cl = +3.
- (c) ClO_3^- . L'état d'oxydation de Cl = +5 et l'état d'oxydation de O = -2. L'état d'oxydation de O est normalement de -2 et l'état d'oxydation de Cl est déduit à partir de la formule parce que la somme des états d'oxydation doit être égale à la charge de l'ion. (état d'ox. de Cl) + 3(état d'ox. de O) = -1; (état d'ox. de Cl) + 3(-2) = -1, donc état d'ox. de Cl = +5.
- (d) ClO_4^- . L'état d'oxydation de Cl = +7 et l'état d'oxydation de O = -2. L'état d'oxydation de O est normalement de -2 et l'état d'oxydation de Cl est déduit à partir de la formule parce que la somme des états d'oxydation doit être égale à la charge de l'ion. (état d'ox. de Cl) + 4(état d'ox. de O) = -1; (état d'ox. de Cl) + 4(-2) = -1, donc état d'ox. de Cl = +7.





PROBLÈMES RÉCAPITULATIFS

9.52 **Donnée:** 2,5 g NaHCO₃

Information recherchée: g HCl

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{NaHCO}_3} \rightarrow n_{\text{NaHCO}_3} \rightarrow n_{\text{HCl}} \rightarrow \text{masse}_{\text{HCl}}$

$$\frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84,02 \text{ g NaHCO}_3} \quad \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \quad \frac{36,46 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}}$$

Solution: $HCl(aq) + NaHCO_3(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + NaCl(aq)$

$$2,5 \text{ g NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84,02 \text{ g NaHCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \times \frac{36,46 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 1,1 \text{ g HCl}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g HCl) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que la masse molaire de HCl est inférieure à la masse molaire de NaHCO₃.

9.53 **Donnée:** 3,8 g HCl

Information recherchée: g CaCO₃

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{HCl}} \rightarrow n_{\text{HCl}} \rightarrow n_{\text{CaCO}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{CaCO}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g HCl}} \quad \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \quad \frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3}$$

Solution: $2 HCl(aq) + CaCO_3(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g) + CaCl_2(aq)$

$$3,8 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g HCl}} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \times \frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 5,2 \text{ g CaCO}_3$$

Vérifier: les unités de la réponse (g CaCO₃) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que la masse molaire de CaCO₃ est supérieure à la masse molaire de HCl.

9.54 **Donnée:** 1,0 kg C₈H₁₈

Information recherchée: kg CO₂

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{kg C}_8\text{H}_{18}} \rightarrow \text{masse}_{\text{g C}_8\text{H}_{18}} \rightarrow n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} \rightarrow n_{\text{CO}_2} \rightarrow$

$$\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \quad \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,22 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \quad \frac{16 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \quad \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2}$$

$\text{masse}_{\text{g CO}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{kg CO}_2}$

$$\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

Solution: $2 C_8H_{18}(aq) + 25 O_2(g) \rightarrow 16 CO_2(g) + 18 H_2O(g)$

$$1,0 \text{ kg C}_8\text{H}_{18} \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,22 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{16 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{44,01 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 3,1 \text{ kg CO}_2$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg CO₂) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que le rapport de CO₂ à C₈H₁₈ est de 8:1.

9.55 **Données:** 18,9 L C₃H₈, ρ = 0,621 g/mL **Information recherchée:** kg CO₂

Plan conceptuel: $V_{L, C_3H_8} \rightarrow V_{mL, C_3H_8} \rightarrow \text{masse}_{C_3H_8} \rightarrow n_{C_3H_8} \rightarrow n_{CO_2} \rightarrow$

$$\frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \quad \frac{0,621 \text{ g}}{\text{mL}} \quad \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44,09 \text{ g } C_3H_8} \quad \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} \quad \frac{44,01 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2}$$

$\text{masse}_{g, CO_2} \rightarrow \text{masse}_{kg, CO_2}$

$$\frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}}$$

Solution: C₃H₈(g) + 5 O₂(g) → 3 CO₂(g) + 4 H₂O(g)

$$18,9 \text{ L } C_3H_8 \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \times \frac{0,621 \text{ g } C_3H_8}{\text{mL}} \times \frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{44,09 \text{ g } C_3H_8} \times \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} \times \frac{44,01 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 35,1 \text{ kg } CO_2$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg CO₂) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que les masses molaires de CO₂ et de C₃H₈ sont proches l'une de l'autre et le rapport molaire est de 3:1.

9.56 **Données:** 3,00 mL C₄H₆O₃, ρ = 1,08 g/mL; 1,25 g C₇H₆O₃; 1,22 g C₉H₈O₄

Informations recherchées: le réactif limitant, le rendement théorique de C₉H₈O₄; % rendement de C₉H₈O₄

Plan conceptuel: $V_{C_4H_6O_3} \rightarrow \text{masse}_{C_4H_6O_3} \rightarrow n_{C_4H_6O_3} \rightarrow n_{C_9H_8O_4}$

$$\frac{1,08 \text{ g } C_4H_6O_3}{1,00 \text{ mL } C_4H_6O_3} \quad \frac{1 \text{ mol } C_4H_6O_3}{102,09 \text{ g } C_4H_6O_3} \quad \frac{1 \text{ mol } C_9H_8O_4}{1 \text{ mol } C_4H_6O_3}$$

$\text{masse}_{C_7H_6O_3} \rightarrow n_{C_7H_6O_3} \rightarrow n_{C_9H_8O_4}$

$$\frac{1 \text{ mol } C_7H_6O_3}{138,12 \text{ g } C_7H_6O_3} \quad \frac{1 \text{ mol } C_9H_8O_4}{1 \text{ mol } C_7H_6O_3}$$

→ la plus petite quantité détermine le réactif limitant

puis $n_{C_9H_8O_4} \rightarrow \text{masse}_{C_9H_8O_4}$ puis déterminez le % de rendement.

$$\frac{180,1 \text{ g } C_9H_8O_4}{\text{mol } C_9H_8O_4} \quad \frac{\text{rdt réel g } C_9H_8O_4}{\text{rdt théorique g } C_9H_8O_4} \times 100 \%$$

Solution:

$$3,00 \text{ mL } C_4H_6O_3 \times \frac{1,08 \text{ g } C_4H_6O_3}{\text{mL } C_4H_6O_3} \times \frac{1 \text{ mol } C_4H_6O_3}{102,09 \text{ g } C_4H_6O_3} \times \frac{1 \text{ mol } C_9H_8O_4}{1 \text{ mol } C_4H_6O_3} = 0,031 \underline{74} \text{ mol } C_9H_8O_4$$

$$1,25 \text{ g } C_7H_6O_3 \times \frac{1 \text{ mol } C_7H_6O_3}{138,12 \text{ g } C_7H_6O_3} \times \frac{1 \text{ mol } C_9H_8O_4}{1 \text{ mol } C_7H_6O_3} = 0,009 \underline{050} \text{ mol } C_9H_8O_4$$

L'acide salicylique est le réactif limitant.

$$0,009 \underline{050} \text{ mol } C_9H_8O_4 \times \frac{180,1 \text{ g } C_9H_8O_4}{1 \text{ mol } C_9H_8O_4} = 1,6 \underline{30} \text{ g } C_9H_8O_4$$

$$\frac{1,22 \text{ g } C_9H_8O_4}{1,6 \underline{30} \text{ g } C_9H_8O_4} \times 100 \% = 74,8 \%$$

Vérifier: le rendement théorique a les bonnes unités (g C₉H₈O₄) et son ordre de grandeur est réaliste comparé à la masse de C₇H₆O₃, le réactif limitant. Le % de rendement est réaliste, inférieur à 100%.

9.57 **Données:** 4,62 mL C₂H₅OH, ρ = 0,789 g/mL; 15,55 g O₂; 3,72 mL H₂O, ρ = 1,00 g/mL

Informations recherchées: le réactif limitant, le rendement théorique de H₂O; % rendement de H₂O

Plan conceptuel: $V_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \rightarrow \text{masse}_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \rightarrow n_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}}$

$$\frac{0,789 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1,00 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH}} \quad \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,07 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \quad \frac{3 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}$$

$\text{masse}_{\text{O}_2} \rightarrow n_{\text{O}_2} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}}$

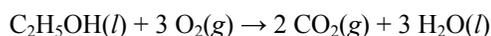
$$\frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g O}_2} \quad \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \text{ mol O}_2}$$

→ **la plus petite quantité détermine le réactif limitant**

puis $n_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow \text{masse}_{\text{H}_2\text{O}}$ puis déterminez le % de rendement.

$$\frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{\text{mol H}_2\text{O}} \quad \frac{\text{rdt réel g H}_2\text{O}}{\text{rdt théorique g H}_2\text{O}} \times 100 \%$$

Solution:



$$4,62 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH} \times \frac{0,789 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{\text{mL C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,07 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \times \frac{3 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0,2374 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$15,55 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,00 \text{ g O}_2} \times \frac{3 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \text{ mol O}_2} = 0,48594 \text{ mol H}_2\text{O}$$

C₂H₅OH est le réactif limitant.

$$0,2374 \text{ mol H}_2\text{O} \times \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 4,278 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\frac{3,72 \text{ g H}_2\text{O}}{4,278 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100 \% = 87,0 \%$$

Vérifier: le rendement théorique a les bonnes unités (g H₂O) et son ordre de grandeur est réaliste comparé à la masse de C₂H₅OH, le réactif limitant. Le % de rendement est réaliste, inférieur à 100%.

9.58 **Données:** (a) 11 molécules H₂, 2 molécules O₂; (b) 8 molécules H₂, 4 molécules O₂; (c) 4 molécules H₂, 5 molécules O₂ (d) 3 molécules H₂, 6 molécules O₂

Information recherchée: l'explosion la plus bruyante en se basant sur l'équation

Plan conceptuel: l'explosion la plus bruyante se produit dans le ballon dont le rapport molaire est le plus près de l'équation chimique équilibrée qui contient le plus de H₂.

Solution: 2 H₂(g) + O₂(g) → H₂O(l)

Le ballon (a) contient assez de O₂ pour réagir avec 4 molécules H₂; le ballon (b) contient assez de O₂ pour réagir avec 8 molécules H₂; le ballon (c) contient assez de O₂ pour réagir avec 10 molécules H₂; le ballon (d) contient assez de O₂ pour réagir avec 3 molécules H₂. Le ballon (b) a également le rapport stœchiométrique approprié de 2H₂:1O₂ contrairement aux trois autres. Par conséquent, le ballon (b) produira l'explosion la plus bruyante parce qu'il contient le plus de H₂ qui réagit.

Vérifier: la réponse semble correcte parce qu'elle a la plus grande quantité de H₂ avec suffisamment de O₂ dans le ballon pour réagir complètement.

9.59 **Données:** HCl, K₂S transformé en H₂S, $V_{\text{H}_2\text{S}} = 42,9 \text{ mL}$, $P_{\text{H}_2\text{S}} = 100 \text{ kPa}$ et $t = 25,8 \text{ }^\circ\text{C}$

Information recherchée: $m(\text{K}_2\text{S})$

Plan conceptuel: lisez la description de la réaction et convertissez les mots en équation puis

$t_{\text{C}} \rightarrow T_{\text{K}}$ et $V_{\text{mL}} \rightarrow V_{\text{L}}$ puis $P, V, T \rightarrow n_{\text{H}_2\text{S}} \rightarrow n_{\text{K}_2\text{S}} \rightarrow \text{masse}_{\text{K}_2\text{S}}$.

$$T_{\text{K}} = t_{\text{C}} + 273,15 \qquad \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \qquad PV = nR \qquad \frac{1 \text{ mol K}_2\text{S}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \qquad \frac{1 \text{ mol K}_2\text{S}}{110,27 \text{ g K}_2\text{S}}$$

Solution: $2 \text{ HCl}(aq) + \text{K}_2\text{S}(s) \rightarrow \text{H}_2\text{S}(g) + 2 \text{ KCl}(aq)$

$$T_{\text{K}} = 25,8 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 299,0 \text{ K}$$

$$V_{\text{H}_2\text{S}} = 42,9 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,0429 \text{ L} \quad PV = nRT. \text{ Réarrangez l'équation pour trouver } n_{\text{H}_2\text{S}}.$$

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{PV}{RT} = \frac{100 \text{ kPa} \times 0,0429 \text{ L}}{8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 299,0 \text{ K}} = 0,00172564 \text{ mol H}_2\text{S}$$

$$0,00172564 \text{ mol H}_2\text{S} \times \frac{1 \text{ mol K}_2\text{S}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \times \frac{110,27 \text{ g K}_2\text{S}}{1 \text{ mol K}_2\text{S}} = 0,190 \text{ g K}_2\text{S}$$

Vérifier: les unités (g) sont correctes. La grandeur de la réponse (0,2 g) a du sens parce que le volume de gaz formé est très petit.

9.60 (a) **Données:** $T = 315 \text{ K}$, $P_{\text{SO}_2} = 6,67 \text{ kPa}$, $V_{\text{SO}_2} = 285,5 \text{ mL}$ et $V_{\text{O}_2} = 158,9 \text{ mL}$

Information recherchée: le réactif limitant et le rendement théorique

Plan conceptuel: $V_{\text{mL SO}_2} \rightarrow V_{\text{L SO}_2}$ puis $P, V_{\text{SO}_2}, T \rightarrow n_{\text{SO}_2} \rightarrow n_{\text{SO}_3}$

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \qquad PV = nRT \qquad \frac{2 \text{ mol SO}_3}{2 \text{ mol SO}_2}$$

et $V_{\text{mL O}_2} \rightarrow V_{\text{L O}_2}$ puis $P, V_{\text{SO}_2}, T \rightarrow n_{\text{O}_2} \rightarrow n_{\text{SO}_3}$

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \qquad PV = nRT \qquad \frac{2 \text{ mol SO}_3}{2 \text{ mol O}_2}$$

$$\textbf{Solution: } 285,5 \text{ mL SO}_2 \times \frac{1 \text{ L SO}_2}{1000 \text{ mL SO}_2} = 0,2855 \text{ L}$$

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{6,67 \text{ kPa} \times 0,2855 \text{ L}}{8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 315 \text{ K}} = 7,2708 \times 10^{-4} \text{ mol SO}_2$$

$$7,2708 \times 10^{-4} \text{ mol SO}_2 \times \frac{2 \text{ mol SO}_3}{2 \text{ mol SO}_2} = 7,2708 \times 10^{-4} \text{ mol SO}_3$$

$$\text{puis } 158,9 \text{ mL O}_2 \times \frac{1 \text{ L O}_2}{1000 \text{ mL O}_2} = 0,1589 \text{ L O}_2 \text{ puis}$$

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n_{\text{O}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{6,67 \cancel{\text{kPa}} \times 0,1589 \cancel{\text{L}}}{8,3145 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{kPa}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 315 \cancel{\text{K}}} = 4,0467 \times 10^{-4} \text{ mol O}_2$$

$$4,0467 \times 10^{-4} \text{ mol O}_2 \times \frac{2 \text{ mol SO}_3}{1 \text{ mol O}_2} = 8,0934 \times 10^{-4} \text{ mol SO}_3. \text{ SO}_2 \text{ est le réactif limitant étant donné}$$

que la quantité de SO_3 générée à partir de SO_2 est moindre, et le rendement théorique est de $7,27 \times 10^{-4} \text{ mol SO}_3$.

Vérier: les unités (mol) sont correctes. La grandeur de la réponse (0,0007 mol) a du sens parce que les volumes de gaz en jeu sont petits (comparés à 22 L).

(b) **Données:** les informations précédentes et $V_{\text{SO}_3} = 187,2 \text{ mL}$, $T = 315 \text{ K}$, $P = 6,67 \text{ kPa}$

Information recherchée: le % de rendement

Plan conceptuel: $V_{\text{mL SO}_3} \rightarrow V_{\text{L SO}_3}$ puis $P, V_{\text{SO}_2}, T \rightarrow n_{\text{SO}_3} \rightarrow n_{\text{SO}_3} \text{ (rdt réel)}$

$$\frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \qquad PV = nRT$$

puis rendement réel, rendement théorique \rightarrow % rendement

$$\% \text{ rdt} = \frac{\text{rdt réel}}{\text{rdt théorique}} \times 100 \%$$

Solution: $187,2 \text{ mL SO}_3 \times \frac{1 \text{ L SO}_3}{1000 \text{ mL SO}_3} = 0,1872 \text{ L SO}_3$ puis

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver n .

$$n_{\text{SO}_3} = \frac{PV}{RT} = \frac{6,67 \cancel{\text{kPa}} \times 0,1872 \cancel{\text{L}}}{8,3145 \frac{\cancel{\text{L}} \cdot \cancel{\text{kPa}}}{\text{mol} \cdot \cancel{\text{K}}} \times 315 \cancel{\text{K}}} = 4,7674 \times 10^{-4} \text{ mol SO}_3$$

$$\text{Puis } \% \text{ rendement} = \frac{\text{rdt réel}}{\text{rdt théorique}} \times 100 \% = \frac{4,7674 \times 10^{-4} \text{ mol SO}_3}{7,2708 \times 10^{-4} \text{ mol SO}_3} \times 100 \% = 65,6 \%$$

Vérier: les unités (%) sont correctes. La grandeur de la réponse (66%) a du sens parce qu'elle doit se situer entre 0 et 100%. Étant donné que le volume de produit est légèrement supérieur à la moitié du volume du réactif limitant et qu'il y a un rapport molaire de 2:2 du réactif au produit, on s'attend à un nombre légèrement supérieur à 50%.

9.61 **Données:** $t = 22 \text{ }^\circ\text{C}$, $P = 103 \text{ kPa}$ et masse = $11,83 \text{ g (NH}_4)_2\text{CO}_3$

Information recherchée: V_{total}

Plan conceptuel: $t_{\text{C}} \rightarrow T_{\text{K}}$ et $\text{masse}_{(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3} \rightarrow n_{(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3} \rightarrow n_{\text{gaz}}$

$$T_{\text{K}} = t_{\text{C}} + 273,15 \qquad \frac{1 \text{ mol (NH}_4)_2\text{CO}_3}{96,09 \text{ g (NH}_4)_2\text{CO}_3} \qquad \frac{(2+1+1=4) \text{ mol gaz}}{1 \text{ mol (NH}_4)_2\text{CO}_3}$$

puis $P, n, T \rightarrow V$

$$pV = nRT$$

Solution: $T = 22 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 295 \text{ K}$

$$11,83 \text{ g (NH}_4)_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol (NH}_4)_2\text{CO}_3}{96,09 \text{ g (NH}_4)_2\text{CO}_3} \times \frac{4 \text{ mol gaz}}{1 \text{ mol (NH}_4)_2\text{CO}_3} = 0,492455 \text{ mol de gaz}$$

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver V_{gaz} .

$$V_{\text{gaz}} = \frac{nRT}{P} = \frac{0,492 \cancel{455 \text{ mol gaz}} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 295 \text{ K}}{103 \text{ kPa}} = 11,7 \text{ L}$$

Vérier: les unités (L) sont correctes. La grandeur de la réponse (12 L) a du sens parce qu'il y a à peu près la moitié d'une mole de gaz générée.

9.62 **Données:** $t = 125 \text{ }^\circ\text{C}$, $P = 99,7 \text{ kPa}$ et masse = 1,55 kg NH_4NO_3

Information recherchée: V_{total}

Plan conceptuel: $t_c \rightarrow T_K$ et masse_{kg NH_4NO_3} \rightarrow masse_{g NH_4NO_3} \rightarrow $n_{\text{NH}_4\text{NO}_3}$ \rightarrow n_{gaz}

$$T_K = t_c + 273,15 \qquad \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \qquad \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80,05 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \qquad \frac{(2+1+4=7) \text{ mol gaz}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}$$

puis $P, n, T \rightarrow V$

$$pV = nRT$$

Solution: $T = 125 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 398 \text{ K}$,

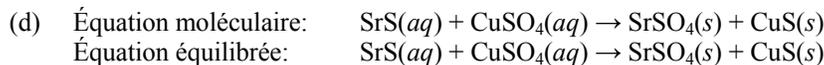
$$1,55 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{1000 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ kg NH}_4\text{NO}_3} \times \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80,05 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \times \frac{7 \text{ mol gaz}}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 67,7701 \text{ mol de gaz}$$

$PV = nRT$ Réarrangez l'équation pour trouver V_{gaz}

$$V_{\text{gaz}} = \frac{nRT}{P} = \frac{67,7701 \text{ mol gaz} \times 8,3145 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 398 \text{ K}}{99,7 \text{ kPa}} = 2249 \text{ L} = 2250 \text{ L}$$

Vérier: les unités (L) sont correctes. La grandeur de la réponse (2250 L) a du sens qu'il y a à peu près 67 mol de gaz générées, donc on s'attend à un volume légèrement au-dessus de $67 \times 22 \text{ L}$.

- 9.63 (a) Équation moléculaire: $\text{HCl}(s) + \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2(aq) \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2(s) + \text{HNO}_3(aq)$
Équilibrez Cl: $2 \text{HCl}(s) + \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2(aq) \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2(s) + 2 \text{HNO}_3(aq)$
- (b) Équation moléculaire: $\text{KHSO}_3(aq) + \text{HNO}_3(aq) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{SO}_2(g) + \text{KNO}_3(aq)$
Équation équilibrée: $\text{KHSO}_3(aq) + \text{HNO}_3(aq) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{SO}_2(g) + \text{KNO}_3(aq)$
- (c) Équation moléculaire: $\text{NH}_4\text{Cl}(aq) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(aq) \rightarrow \text{PbCl}_2(s) + \text{NH}_4\text{NO}_3(aq)$
Équilibrez Cl: $2 \text{NH}_4\text{Cl}(aq) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(aq) \rightarrow \text{PbCl}_2(s) + \text{NH}_4\text{NO}_3(aq)$
Équilibrez N: $2 \text{NH}_4\text{Cl}(aq) + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2(aq) \rightarrow \text{PbCl}_2(s) + 2 \text{NH}_4\text{NO}_3(aq)$
- (d) Équation moléculaire: $\text{NH}_4\text{Cl}(aq) + \text{Ca}(\text{OH})_2(aq) \rightarrow \text{NH}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(l) + \text{CaCl}_2(aq)$
Équilibrez Cl: $2 \text{NH}_4\text{Cl}(aq) + \text{Ca}(\text{OH})_2(aq) \rightarrow \text{NH}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(l) + \text{CaCl}_2(aq)$
Équilibrez N: $2 \text{NH}_4\text{Cl}(aq) + \text{Ca}(\text{OH})_2(aq) \rightarrow 2 \text{NH}_3(g) + \text{H}_2\text{O}(l) + \text{CaCl}_2(aq)$
Équilibrez H: $2 \text{NH}_4\text{Cl}(aq) + \text{Ca}(\text{OH})_2(aq) \rightarrow 2 \text{NH}_3(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(l) + \text{CaCl}_2(aq)$
- 9.64 (a) Équation moléculaire: $\text{H}_2\text{SO}_4(aq) + \text{HNO}_3(aq) \rightarrow$ Aucune réaction.
- (b) Équation moléculaire: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3(aq) + \text{LiOH}(aq) \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3(s) + \text{LiNO}_3(aq)$
Équilibrez OH: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3(aq) + 3 \text{LiOH}(aq) \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3(s) + \text{LiNO}_3(aq)$
Équilibrez Li: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3(aq) + 3 \text{LiOH}(aq) \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3(s) + 3 \text{LiNO}_3(aq)$
- (c) Équation moléculaire: $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
Équilibrez C: $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow 5 \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(g)$
Équilibrez H: $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow 5 \text{CO}_2(g) + 6 \text{H}_2\text{O}(g)$
Équilibrez O: $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}(l) + 15/2 \text{O}_2(g) \rightarrow 5 \text{CO}_2(g) + 6 \text{H}_2\text{O}(g)$
Éliminez la fraction: $2 \text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}(l) + 15 \text{O}_2(g) \rightarrow 10 \text{CO}_2(g) + 12 \text{H}_2\text{O}(g)$



9.65 **Données:** 1,5 L de solution; CaCl_2 0,050 mol/L; $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ 0,085 mol/L

Information recherchée: g Na_3PO_4

Plan conceptuel: $V, C_{\text{CaCl}_2} \rightarrow n_{\text{CaCl}_2}$ et $V, C_{\text{Mg}(\text{NO}_3)_2} \rightarrow n_{\text{Mg}(\text{NO}_3)_2}$

$$VC = n \qquad VC = n$$

puis $(n_{\text{CaCl}_2} + n_{\text{Mg}(\text{NO}_3)_2}) \rightarrow n_{\text{Na}_3\text{PO}_4} \rightarrow \text{masse}_{\text{Na}_3\text{PO}_4}$

$$\frac{2 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol (CaCl}_2 + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2)} \times \frac{163,97 \text{ g Na}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4}$$

Solution: $3 \text{ CaCl}_2(aq) + 2 \text{ Na}_3\text{PO}_4(aq) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(s) + 6 \text{ NaCl}(aq)$
 $3 \text{ Mg}(\text{NO}_3)_2(aq) + 2 \text{ Na}_3\text{PO}_4(aq) \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(s) + 6 \text{ NaCl}(aq)$
 $1,5 \text{ L} \times 0,050 \text{ mol/L CaCl}_2 = 0,075 \text{ mol CaCl}_2$
 $1,5 \text{ L} \times 0,085 \text{ mol/L Mg}(\text{NO}_3)_2 = 0,1275 \text{ mol Mg}(\text{NO}_3)_2$

$$0,2025 \text{ mol } \overline{\text{CaCl}_2 \text{ et Mg}(\text{NO}_3)_2} \times \frac{2 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol } \overline{\text{CaCl}_2 \text{ et Mg}(\text{NO}_3)_2}} \times \frac{163,97 \text{ g Na}_3\text{PO}_4}{\text{mol Na}_3\text{PO}_4} = 22 \text{ g Na}_3\text{PO}_4$$

Vérifier: les unités de la réponse (g Na_3PO_4) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que ce produit est nécessaire pour enlever les ions Ca et Mg.

9.66 **Données:** 1,00 L, NaF 1,51 mol/L; mélange Cr^{3+} et Mg^{2+} ; 49,6 g de précipité

Information recherchée: g Cr^{3+}

Plan conceptuel: $V, C_{\text{NaF}} \rightarrow n_{\text{NaF}} \rightarrow n_{\text{F}^-}$ et posez $x = n_{\text{CrF}_3}$ et $y = n_{\text{MgF}_2} \rightarrow n_{\text{F}^-}$

$$VC = n \quad \frac{1 \text{ mol F}^-}{1 \text{ mol NaF}} \qquad \frac{3 \text{ mol F}^-}{\text{mol CrF}_3} \quad \frac{2 \text{ mol F}^-}{\text{mol MgF}_2}$$

et $\rightarrow \text{masse}_{\text{précipité}} \qquad \text{puis trouvez } x = n_{\text{CrF}_3} \rightarrow n_{\text{Cr}^{3+}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Cr}^{3+}}$

$$x(M_{\text{CrF}_3}) = \text{masse}_{\text{CrF}_3} \quad y(M_{\text{MgF}_2}) = \text{masse}_{\text{MgF}_2} \qquad \frac{1 \text{ mol Cr}^{3+}}{1 \text{ mol CrF}_3} \quad \frac{52,00 \text{ g Cr}^{3+}}{1 \text{ mol Cr}^{3+}}$$

Solution: $1,00 \cancel{\text{L}} \times \frac{1,51 \cancel{\text{mol NaF}}}{\cancel{\text{L}}} \times \frac{1 \text{ mol F}^-}{1 \cancel{\text{mol NaF}}} = 1,51 \text{ mol F}^-$

Soit $x = n_{\text{CrF}_3}$ et $y = n_{\text{MgF}_2}$;

$3x = \text{mol F}^-$ à partir de CrF_3 ; $2y = \text{mol F}^-$ à partir de MgF_2

$$3x + 2y = 1,51 \text{ mol F}^-$$

$$2y = 1,51 - 3x$$

$$y = 0,755 - \frac{3x}{2}$$

$$x \cancel{\text{mol CrF}_3} \times \frac{109,00 \text{ g CrF}_3}{\cancel{\text{mol CrF}_3}} = \text{g CrF}_3$$

$$y \cancel{\text{mol MgF}_2} \times \frac{62,30 \text{ g MgF}_2}{\cancel{\text{mol MgF}_2}} = \text{g MgF}_2$$

$$x(109,00) + y(62,30) = 49,6 \text{ g précipité}$$

$$y = 0,755 - \frac{3x}{2}$$

Résolvez simultanément les équations en substituant pour y : $x = 0,1648 \text{ mol CrF}_3$.

$$0,1648 \text{ mol CrF}_3 \times \frac{1 \text{ mol Cr}^{3+}}{1 \text{ mol CrF}_3} \times \frac{52,00 \text{ g Cr}^{3+}}{1 \text{ mol Cr}^{3+}} = 8,57 \text{ g Cr}^{3+}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g Cr^{3+}) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'elle est inférieure à la masse de l'échantillon.

9.67 **Données:** 0,110 mol/L HCl; 1,52 g Al(OH)₃

Information recherchée: volume HCl nécessaire pour la neutralisation

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{Al(OH)}_3} \rightarrow n_{\text{Al(OH)}_3} \rightarrow n_{\text{HCl}} \rightarrow V_{\text{HCl}}$

$$\frac{\text{mol Al(OH)}_3}{78,00 \text{ g Al(OH)}_3} \quad \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Al(OH)}_3} \quad \frac{1}{C_{\text{HCl}}}$$

Solution: $3 \text{ HCl(aq)} + \text{Al(OH)}_3\text{(aq)} \rightarrow 3 \text{ H}_2\text{O(l)} + \text{AlCl}_3\text{(aq)}$

$$1,52 \text{ g Al(OH)}_3 \times \frac{1 \text{ mol Al(OH)}_3}{78,00 \text{ g Al(OH)}_3} \times \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Al(OH)}_3} \times \frac{1 \text{ L}}{0,110 \text{ mol HCl}} = 0,531 \text{ L HCl}$$

Vérifier: les unités de la réponse (L HCl) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que le rapport molaire de HCl à Al(OH)₃ est de 3:1.

9.68 **Données:** 0,10 L, NaCl 0,12 mol/L; 0,23 L, MgCl₂ 0,18 mol/L; AgNO₃ 0,20 mol/L

Information recherchée: volume AgNO₃ nécessaire pour précipiter tous les Cl⁻

Plan conceptuel: $V, C_{\text{NaCl}} \rightarrow n_{\text{NaCl}} \rightarrow n_{\text{Cl}^-}$ et $V, C_{\text{MgCl}_2} \rightarrow n_{\text{MgCl}_2} \rightarrow n_{\text{Cl}^-}$

$$VC = n \quad \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol NaCl}} \quad VC = n \quad \frac{2 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol MgCl}_2}$$

puis $n_{\text{Cl}^- \text{ total}} \rightarrow n_{\text{Ag}^+} \rightarrow n_{\text{AgNO}_3} \rightarrow V_{\text{AgNO}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol Cl}^-} \quad \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol Ag}^+} \quad \frac{1 \text{ L AgNO}_3}{0,20 \text{ mol AgNO}_3}$$

Solution:

$$0,10 \text{ L NaCl} \times \frac{0,12 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L NaCl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,012 \text{ mol Cl}^-$$

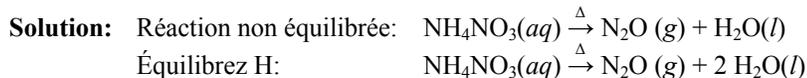
$$0,23 \text{ L NaCl} \times \frac{0,18 \text{ mol MgCl}_2}{1 \text{ L MgCl}_2} \times \frac{2 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol MgCl}_2} = 0,0828 \text{ mol Cl}^-$$

$$n_{\text{Cl}^- \text{ total}} = 0,012 \text{ mol Cl}^- + 0,0828 \text{ mol Cl}^- = 0,0948 \text{ mol Cl}^-$$

$$0,0948 \text{ mol Cl}^- \times \frac{1 \text{ mol Ag}^+}{1 \text{ mol Cl}^-} \times \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol Ag}^+} \times \frac{1 \text{ L AgNO}_3}{0,20 \text{ mol AgNO}_3} = 0,47 \text{ L AgNO}_3$$

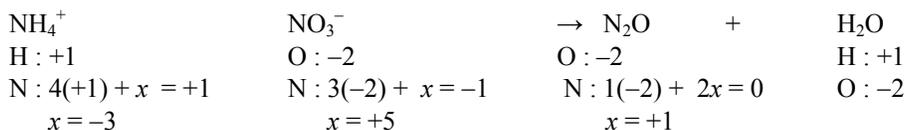
Vérifier: les unités de la réponse (L AgNO₃) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que Cl⁻ provient de deux sources.

- 9.69 (a) **Plan conceptuel:** écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.



Vérifier:	côté gauche	côté droit
	2 atomes N	2 atomes N
	3 atomes O	3 atomes O
	4 atomes H	4 atomes H

Cette réaction est à la fois une réaction de dégagement gazeux (le NH_4NO_3 en solution aqueuse produit du N_2O gazeux) et une réaction d'oxydoréduction (l'azote passe d'un état d'oxydation -3 ou $+5$ à $+1$)



- (b) **Données:** 800 g de NH_4NO_3 , rendement de 100%

Information recherchée: masse de N_2O formée



$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3} \quad m = nM$$

Solution:

$$800 \text{ g } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{80,06 \text{ g } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_4\text{NO}_3}} \times \frac{44,02 \text{ g } \text{N}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{O}} = 440 \text{ g } \text{N}_2\text{O}$$

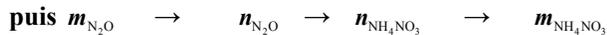
Vérifier: les unités de la réponse (g N_2O) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste.

- (c) **Données:** 20,00 g de N_2O , rendement de 70,00%

Information recherchée: masse de NH_4NO_3 nécessaire à la réaction

Plan conceptuel: *rendement réel* → *rendement théorique*

$$\% \text{ rendement} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théorique}}$$



$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol } \text{N}_2\text{O}} \quad m = nM$$

Solution: rendement théorique = $\frac{20,00 \text{ g } \text{N}_2\text{O}}{0,7000} = 28,57 \text{ g } \text{N}_2\text{O}$

$$28,57 \text{ g } \cancel{\text{N}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{N}_2\text{O}}}{44,02 \text{ g } \cancel{\text{N}_2\text{O}}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol } \cancel{\text{N}_2\text{O}}} \times \frac{80,06 \text{ g } \text{NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3} = 51,96 \text{ g } \text{NH}_4\text{NO}_3$$

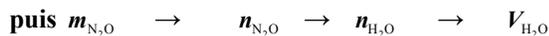
Vérifier: les unités de la réponse (g NH_4NO_3) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste.

- (d) **Données:** 20,00 g de N_2O , rendement de 70,00% $\rho^{25^\circ C} = 0,994 \text{ g/mL}$

Information recherchée: volume de H_2O formé

Plan conceptuel: *rendement réel* \rightarrow *rendement théorique*

$$\% \text{ rendement} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théorique}}$$



$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } N_2O} \quad V = \frac{m}{\rho}$$

puis *rendement théorique* \rightarrow *rendement réel*

$$\% \text{ rendement} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théorique}}$$

Solution: rendement théorique = $\frac{20,00 \text{ g } N_2O}{0,7000} = 28,57 \text{ g } N_2O$

$$28,57 \text{ g } N_2O \times \frac{1 \text{ mol } N_2O}{44,02 \text{ g } N_2O} \times \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } N_2O} \times \frac{18,02 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \times \frac{1 \text{ mL } H_2O}{0,994 \text{ g } H_2O} = 23,5 \text{ mL } H_2O$$

rendement réel = $0,700 \times 23,5 \text{ mL } H_2O = 16,5 \text{ mL } H_2O$

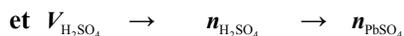
Vérifier: les unités de la réponse (mL H_2O) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste.

- 9.70 (a) Cette réaction est une réaction d'oxydoréduction, car tel qu'énoncé dans le problème, elle implique des déplacements d'électrons entre les différentes formes du plomb.
- (b) **Données:** 15,0 g de Pb (s), 15,0 g de PbO_2 (s), 500 mL de H_2SO_4 (aq) 1,0 mol/L

Information recherchée: réactif limitant, réactif en excès

Plan conceptuel: $m_{Pb \text{ ou } PbO_2} \rightarrow n_{Pb \text{ ou } PbO_2} \rightarrow n_{PbSO_4}$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{2 \text{ mol } PbSO_4}{1 \text{ mol } Pb \text{ ou } PbO_2}$$



$$n = cV \quad \frac{2 \text{ mol } PbSO_4}{2 \text{ mol } H_2SO_4}$$

Solution: $15,0 \text{ g } Pb \times \frac{1 \text{ mol } Pb}{207,2 \text{ g } Pb} \times \frac{2 \text{ mol } PbSO_4}{1 \text{ mol } Pb} = 0,145 \text{ mol } PbSO_4$

$$15,0 \text{ g } PbO_2 \times \frac{1 \text{ mol } PbO_2}{239,2 \text{ g } PbO_2} \times \frac{2 \text{ mol } PbSO_4}{1 \text{ mol } PbO_2} = 0,125 \text{ mol } PbSO_4$$

$$500,0 \text{ mL } H_2SO_4 \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1,0 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L } H_2SO_4} \times \frac{2 \text{ mol } PbSO_4}{2 \text{ mol } H_2SO_4} = 0,50 \text{ mol } PbSO_4$$

Le 15,0 g de PbO_2 permet de produire une moindre grande quantité de $PbSO_4$, L'oxyde de plomb (IV) est le réactif limitant, le plomb et l'acide sont des réactifs en excès.

Vérifier: les unités de la réponse (mol $PbSO_4$) sont correctes. Les grandeurs des réponses sont réalistes.

(c) **Données:** 15,0 g de Pb (s), 15,0 g de PbO₂ (s), 500 mL de H₂SO₄ (aq) 1,0 mol/L

Information recherchée: masses de Pb (s) et de H₂SO₄ (aq) en excès

Plan conceptuel: $m_{\text{Pb}} - [m_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{Pb}} \rightarrow m_{\text{Pb}}]$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{1 \text{ mol Pb}}{1 \text{ mol PbO}_2} \quad m = nM$$

et $[V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4}] - [m_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4}]$

$$n = cV \quad m = nM \quad n = \frac{m}{M} \quad \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Pb}} \quad m = nM$$

$$15,0 \text{ g Pb} - \left[15,0 \text{ g PbO}_2 \times \frac{1 \text{ mol PbO}_2}{239,2 \text{ g PbO}_2} \times \frac{1 \text{ mol Pb}}{1 \text{ mol PbO}_2} \times \frac{207,2 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol Pb}} \right] = 2,0 \text{ g Pb}$$

Solution: $\left[500,0 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{1,0 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4} \times \frac{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right]$

$$\left[15,0 \text{ g PbO}_2 \times \frac{1 \text{ mol PbO}_2}{239,2 \text{ g PbO}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol PbO}_2} \times \frac{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right] = 37 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Vérifier: les unités de la réponse (g Pb et g H₂SO₄) sont correctes. Les grandeurs des réponses sont réalistes.

(d) **Données:** 15,0 g de PbO₂, rendement réel de 28 g

Information recherchée: % de rendement

Plan conceptuel: $m_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{PbSO}_4} \rightarrow m_{\text{PbSO}_4}$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{2 \text{ mol PbSO}_4}{1 \text{ mol PbO}_2} \quad m = nM$$

puis **rendement théorique** → % de rendement

$$\% \text{ rendement} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théorique}}$$

Solution: $15,0 \text{ g PbO}_2 \times \frac{1 \text{ mol PbO}_2}{239,2 \text{ g PbO}_2} \times \frac{2 \text{ mol PbSO}_4}{1 \text{ mol PbO}_2} \times \frac{303,3 \text{ g PbSO}_4}{1 \text{ mol PbSO}_4} = 38,0 \text{ g PbSO}_4$

$$\frac{28 \text{ g PbSO}_4}{38,0 \text{ g PbSO}_4} \times 100 = 74\%$$

Vérifier: les unités de la réponse (%) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste.

(e) **Données:** 15,0 g de PbO₂, rendement de 100%

Information recherchée: % de rendement

Plan conceptuel: $m_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}}$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol PbO}_2} \quad m = nM \quad V = \frac{m}{\rho}$$

$$\text{puis } m_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{PbO}_2} \rightarrow n_{\text{PbSO}_4} \rightarrow c_{\text{PbSO}_4}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{2 \text{ mol PbSO}_4}{1 \text{ mol PbO}_2} \quad c = \frac{n}{V}$$

Solution:

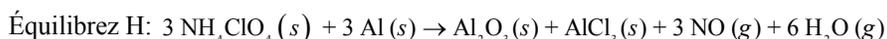
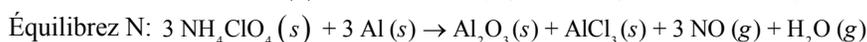
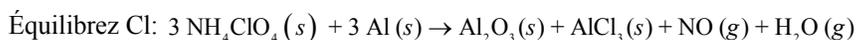
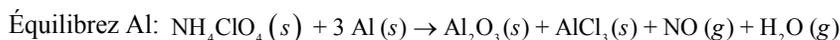
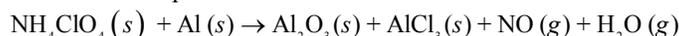
$$15,0 \text{ g PbO}_2 \times \frac{1 \text{ mol PbO}_2}{239,2 \text{ g PbO}_2} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol PbO}_2} \times \frac{18,02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mL H}_2\text{O}}{0,994 \text{ g H}_2\text{O}} = 2,27 \text{ mL H}_2\text{O}$$

$$15,0 \text{ g PbO}_2 \times \frac{1 \text{ mol PbO}_2}{239,2 \text{ g PbO}_2} \times \frac{2 \text{ mol PbSO}_4}{1 \text{ mol PbO}_2} \times \frac{1}{(500,0 \text{ mL H}_2\text{O} + 2,27 \text{ mL H}_2\text{O})} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0,250 \frac{\text{mol PbSO}_4}{\text{L}}$$

Vérifier: les unités de la réponse ($\frac{\text{mol}_{\text{PbSO}_4}}{\text{L}}$) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste.

- 9.71 (a) **Plan conceptuel:** écrivez une équation non équilibrée → équilibrez les atomes présents dans les substances les plus complexes → équilibrez les atomes présents comme éléments libres → éliminez les coefficients fractionnaires.

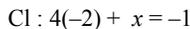
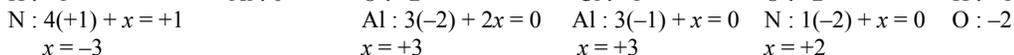
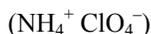
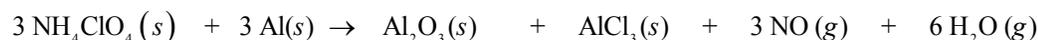
Solution: Réaction non équilibrée:



Vérifier: $3 \text{ NH}_4\text{ClO}_4(s) + 3 \text{ Al}(s) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(s) + \text{AlCl}_3(s) + 3 \text{ NO}(g) + 6 \text{ H}_2\text{O}(g)$

côté gauche	côté droit
3 atomes Al	3 atomes Al
3 atomes Cl	3 atomes Cl
3 atomes N	3 atomes N
12 atomes H	12 atomes H
12 atomes O	12 atomes O

Cette réaction est une réaction d'oxydoréduction (l'aluminium passe d'un état d'oxydation 0 à +3, l'azote de -3 à +2 et le chlore de +7 à -1)



- (b) **Données:** 1 kg d'aluminium

Information recherchée: rapport masse/masse (kg de perchlorate/kg d'aluminium)

Plan conceptuel: $m_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} \rightarrow m_{\text{NH}_4\text{ClO}_4}$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{3 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}{3 \text{ mol Al}} \quad m = nM$$

Solution:

$$1000 \cancel{\text{ g Al}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Al}}}{26,98 \cancel{\text{ g Al}}} \times \frac{3 \cancel{\text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}}{3 \cancel{\text{ mol Al}}} \times \frac{117,50 \cancel{\text{ g NH}_4\text{ClO}_4}}{1 \cancel{\text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{ g}}} = 4,355 \text{ kg NH}_4\text{ClO}_4$$

Rapport 4,355 : 1

Vérier: le type de réponse (rapport) est correct. La grandeur de la réponse est réaliste.

(c) **Données:** 1 kg d'aluminium

Information recherchée: rapport masse/masse (kg de perchlorate/kg d'aluminium)

Plan conceptuel: $m_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3} \rightarrow m_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol Al}} \quad m = nM$$

Solution:

$$1000 \cancel{\text{ g Al}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Al}}}{26,98 \cancel{\text{ g Al}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Al}_2\text{O}_3}}{3 \cancel{\text{ mol Al}}} \times \frac{101,96 \cancel{\text{ g Al}_2\text{O}_3}}{1 \cancel{\text{ mol Al}_2\text{O}_3}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{ g}}} = 1,260 \text{ kg Al}_2\text{O}_3$$

Vérier: le type de réponse (rapport) est correct. La grandeur de la réponse est réaliste.

(d) **Données:** 5,0 kg de NH₄ClO₄, 5,0 kg de Al, 1,2 kg de Al₂O₃

Information recherchée: % de rendement

Plan conceptuel: $m_{\text{Al ou NH}_4\text{ClO}_4} \rightarrow n_{\text{Al ou NH}_4\text{ClO}_4} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol Al ou NH}_4\text{ClO}_4}$$

puis $m_{\text{limitant}} \rightarrow n_{\text{limitant}} \rightarrow n_{\text{Al}_2\text{O}_3} \rightarrow m_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol limitant}}$$

puis **rendement théorique** \rightarrow **% de rendement**

$$\% \text{ rendement} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théorique}}$$

Solution:

$$5,0 \cancel{\text{ kg Al}} \times \frac{1000 \cancel{\text{ g}}}{1 \cancel{\text{ kg}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Al}}}{26,98 \cancel{\text{ g Al}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Al}_2\text{O}_3}}{3 \cancel{\text{ mol Al}}} = 62 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

$$5,0 \cancel{\text{ kg NH}_4\text{ClO}_4} \times \frac{1000 \cancel{\text{ g}}}{1 \cancel{\text{ kg}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}}{117,50 \cancel{\text{ g NH}_4\text{ClO}_4}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Al}_2\text{O}_3}}{3 \cancel{\text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}} = 14 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

Le perchlorate est le réactif limitant

$$5,0 \cancel{\text{ kg NH}_4\text{ClO}_4} \times \frac{1000 \cancel{\text{ g}}}{1 \cancel{\text{ kg}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}}{117,50 \cancel{\text{ g NH}_4\text{ClO}_4}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Al}_2\text{O}_3}}{3 \cancel{\text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}} \times \frac{101,96 \cancel{\text{ g Al}_2\text{O}_3}}{1 \cancel{\text{ mol Al}_2\text{O}_3}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{ g}}} = 1,4 \text{ kg Al}_2\text{O}_3$$

$$\frac{1,2 \cancel{\text{ kg Al}_2\text{O}_3}}{1,4 \cancel{\text{ kg Al}_2\text{O}_3}} \times 100 = 86\%$$

Vérier: les unités de la réponse (%) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste.

(e) **Données:** 5,0 kg de NH_4ClO_4 $V = 8,0 \text{ dm}^3$, $700 \text{ }^\circ\text{C}$, rendement de 86%

Information recherchée: pression de NO et de H_2O

Plan conceptuel: $m_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} \rightarrow n_{\text{NH}_4\text{ClO}_4} \rightarrow n_{\text{NO ou H}_2\text{O}}$

$$n = \frac{m}{M} \quad \frac{3 \text{ mol NO ou } 6 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}$$

puis *rendement théorique* \rightarrow *rendement réel*

$$\% \text{ rendement} = \frac{\text{rendement réel}}{\text{rendement théorique}}$$

puis $n_{\text{total gaz}} \rightarrow P_{\text{total gaz}}$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$\text{Solution: } 5,0 \text{ kg NH}_4\text{ClO}_4 \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}{117,50 \text{ g NH}_4\text{ClO}_4} \times \frac{3 \text{ mol NO}}{3 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4} = 43 \text{ mol NO}$$

$$0,86 \times 43 \text{ mol NO} = 37 \text{ mol NO}$$

$$5,0 \text{ kg NH}_4\text{ClO}_4 \times \frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \times \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4}{117,50 \text{ g NH}_4\text{ClO}_4} \times \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4} = 85 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$0,86 \times 85 \text{ mol H}_2\text{O} = 73 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\frac{(37 \text{ mol NO} + 73 \text{ mol H}_2\text{O}) \left(8,314 \frac{\text{L} \cdot \text{kPa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (700 + 273,15) \text{ K}}{\left(8,0 \text{ dm}^3 \times \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ dm}^3} \right)} = 1,1 \times 10^5 \text{ kPa}$$

Vérifier: les unités de la réponse (kPa) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste pour une quantité aussi élevée de gaz.

9.72 **Données:** la solution peut contenir Ag^+ , Ca^{2+} et Cu^{2+} .

Information recherchée: déterminez quels ions sont présents.

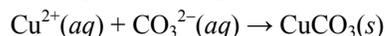
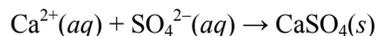
Plan conceptuel: testez la solution de façon séquentielle avec NaCl , Na_2SO_4 et Na_2CO_3 et observez si un précipité se forme.

Solution: la solution de départ + NaCl ne donne aucune réaction: Ag^+ n'est pas présent parce que les chlorures sont normalement solubles, mais Ag^+ est une exception.

La solution de départ avec Na_2SO_4 donne un précipité et la solution 2. Le précipité est CaSO_4 , donc Ca^{2+} est présent. Les sulfates sont normalement solubles, mais Ca^{2+} est une exception.

La solution 2 avec Na_2CO_3 donne un précipité. Le précipité est CuCO_3 , donc Cu^{2+} est présent. Tous les carbonates sont insolubles.

ÉQUATIONS IONIQUES NETTES



Vérifier: la réponse est réaliste parce que deux précipités différents se forment et tous les Ca^{2+} sont enlevés avant l'ajout du carbonate.

9.73 **Données:** la solution peut contenir Hg_2^{2+} , Ba^{2+} et Fe^{2+} .

Information recherchée: déterminez quels ions sont présents.

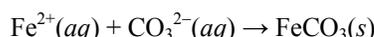
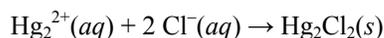
Plan conceptuel: testez la solution de façon séquentielle avec KCl , K_2SO_4 et K_2CO_3 et observez si un précipité se forme.

Solution: la solution de départ + KCl donne un précipité et la solution 2: le précipité est Hg_2Cl_2 , donc Hg_2^{2+} est présent. Les chlorures sont normalement solubles, mais Hg_2^{2+} est une exception.

La solution 2 avec K_2SO_4 ne donne pas de précipité, donc Ba^{2+} n'est pas présent. Les sulfates sont normalement solubles, mais Ba^{2+} est une exception.

La solution 2 avec K_2CO_3 donne un précipité. Le précipité est FeCO_3 , donc Fe^{2+} est présent. Tous les carbonates sont insolubles.

ÉQUATIONS IONIQUES NETTES



Vérifier: la réponse est réaliste parce que deux précipités différents se forment et tous les Hg_2^{2+} sont enlevés avant l'ajout du carbonate.

9.74 **Données:** 10,0 kg de mélange; 30,35% d'hexane; 15,85% d'heptane; 53,80% d'octane

Information recherchée: masse totale de CO_2

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{hexane}} \rightarrow n_{\text{hexane}} \rightarrow n_{\text{CO}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{CO}_2}$

$$\frac{1 \text{ kmol } \text{C}_6\text{H}_{14}}{86,20 \text{ kg } \text{C}_6\text{H}_{14}} \quad \frac{12 \text{ kmol } \text{CO}_2}{2 \text{ kmol } \text{C}_6\text{H}_{14}} \quad \frac{44,01 \text{ kg } \text{CO}_2}{1 \text{ kmol } \text{CO}_2}$$

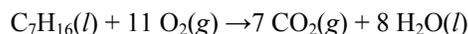
$\text{masse}_{\text{heptane}} \rightarrow n_{\text{heptane}} \rightarrow n_{\text{CO}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{CO}_2}$

$$\frac{1 \text{ kmol } \text{C}_7\text{H}_{16}}{100,23 \text{ kg } \text{C}_7\text{H}_{16}} \quad \frac{7 \text{ kmol } \text{CO}_2}{1 \text{ kmol } \text{C}_7\text{H}_{16}} \quad \frac{44,01 \text{ kg } \text{CO}_2}{1 \text{ kmol } \text{CO}_2}$$

$\text{masse}_{\text{octane}} \rightarrow n_{\text{octane}} \rightarrow n_{\text{CO}_2} \rightarrow \text{masse}_{\text{CO}_2}$

$$\frac{1 \text{ kmol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{114,26 \text{ kg } \text{C}_8\text{H}_{18}} \quad \frac{16 \text{ kmol } \text{CO}_2}{2 \text{ kmol } \text{C}_8\text{H}_{18}} \quad \frac{44,01 \text{ kg } \text{CO}_2}{1 \text{ kmol } \text{CO}_2}$$

Solution: réactions équilibrées:



$$10,0 \text{ kg mélange} \times \frac{30,35 \text{ kg } \text{C}_6\text{H}_{14}}{100,0 \text{ kg mélange}} \times \frac{1 \text{ kmol } \text{C}_6\text{H}_{14}}{86,20 \text{ kg } \text{C}_6\text{H}_{14}} \times \frac{12 \text{ kmol } \text{CO}_2}{2 \text{ kmol } \text{C}_6\text{H}_{14}} \times \frac{44,01 \text{ kg } \text{CO}_2}{1 \text{ kmol } \text{CO}_2} = 9,297 \text{ kg } \text{CO}_2$$

$$10,0 \text{ kg mélange} \times \frac{15,85 \text{ kg } \text{C}_7\text{H}_{16}}{100,0 \text{ kg mélange}} \times \frac{1 \text{ kmol } \text{C}_7\text{H}_{16}}{100,23 \text{ kg } \text{C}_7\text{H}_{16}} \times \frac{7 \text{ kmol } \text{CO}_2}{1 \text{ kmol } \text{C}_7\text{H}_{16}} \times \frac{44,01 \text{ kg } \text{CO}_2}{1 \text{ kmol } \text{CO}_2} = 4,872 \text{ kg } \text{CO}_2$$

$$10,0 \text{ kg mélange} \times \frac{53,80 \text{ kg } \text{C}_8\text{H}_{18}}{100,0 \text{ kg mélange}} \times \frac{1 \text{ kmol } \text{C}_8\text{H}_{18}}{114,26 \text{ kg } \text{C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{16 \text{ kmol } \text{CO}_2}{2 \text{ kmol } \text{C}_8\text{H}_{18}} \times \frac{44,01 \text{ kg } \text{CO}_2}{1 \text{ kmol } \text{CO}_2} = 16,578 \text{ kg } \text{CO}_2$$

$$\text{masse}_{\text{CO}_2} \text{ totale} = 9,297 \text{ kg} + 4,872 \text{ kg} + 16,578 \text{ kg} = 30,7 \text{ kg CO}_2$$

Vérifier: les unités de la réponse (kg CO₂) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce qu'une grande quantité de CO₂ est produite par mole d'hydrocarbure.

9.75 **Données:** 1,00 kg mélange; 22,8% d'ilménite (FeTiO₃) **Information recherchée:** g Ti

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{kg mélange}} \rightarrow \text{masse}_{\text{g mélange}} \rightarrow \text{masse}_{\text{FeTiO}_3} \rightarrow n_{\text{FeTiO}_3} \rightarrow$

$$\frac{1000 \text{ g mélange}}{1 \text{ kg mélange}} \quad \frac{22,8 \text{ g FeTiO}_3}{100 \text{ g mélange}} \quad \frac{151,72 \text{ g FeTiO}_3}{1 \text{ mol FeTiO}_3} \quad \frac{0,908 \text{ mol TiCl}_4}{1 \text{ mol FeTiO}_3}$$

$n_{\text{TiCl}_4} \rightarrow n_{\text{Ti}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Ti}}$

$$\frac{0,859 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiCl}_4} \quad \frac{47,87 \text{ g Ti}}{1 \text{ mol Ti}}$$

Solution:

$$1,00 \text{ kg mélange} \times \frac{1000 \text{ g mélange}}{1 \text{ kg mélange}} \times \frac{22,8 \text{ g FeTiO}_3}{100 \text{ g mélange}} \times \frac{1 \text{ mol FeTiO}_3}{151,72 \text{ g FeTiO}_3} \times \frac{0,908 \text{ mol TiCl}_4}{1 \text{ mol FeTiO}_3} \times \frac{0,859 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiCl}_4} \times \frac{47,87 \text{ g Ti}}{1 \text{ mol Ti}} = 56,109 \text{ g Ti} = 56,1 \text{ g Ti}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g Ti) sont correctes. La grandeur est réaliste parce que le % d'ilménite dans le sable est petit.

PROBLÈMES DÉFIS

9.76 **Données:** 15,2 milliards de L d'eau d'un lac; H₂SO₄ 1,8 × 10⁻⁵ mol/L; HNO₃ 1,8 × 10⁻⁶ mol/L

Information recherchée: kg CaCO₃ nécessaires pour la neutralisation

Plan conceptuel: $V_{\text{lac}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow n_{\text{H}^+}$ et $V_{\text{lac}} \rightarrow n_{\text{HNO}_3} \rightarrow n_{\text{H}^+}$

$$VC = n \quad \frac{2 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \quad VC = n \quad \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HNO}_3}$$

puis $n_{\text{H}^+} \text{ total} \rightarrow n_{\text{CO}_3^{2-}} \rightarrow n_{\text{CaCO}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{g CaCO}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{kg CaCO}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol CO}_3^{2-}}{2 \text{ mol H}^+} \quad \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_3^{2-}} \quad \frac{100,9 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \quad \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}}$$

Solution: $2 \text{ H}^+(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{CO}_2(g)$

$$15,2 \times 10^9 \text{ L} \times \frac{1,8 \times 10^{-5} \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} \times \frac{2 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 547\,200 \text{ mol H}^+$$

$$15,2 \times 10^9 \text{ L} \times \frac{8,7 \times 10^{-6} \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HNO}_3} = 132\,240 \text{ mol H}^+$$

$$\text{H}^+ \text{ total} = 547\,200 \text{ mol H}^+ + 132\,240 \text{ mol H}^+ = 679\,440 \text{ mol H}^+$$

$$679\,440 \text{ mol H}^+ \times \frac{1 \text{ mol CO}_3^{2-}}{2 \text{ mol H}^+} \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_3^{2-}} \times \frac{100,9 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} = 3,4 \times 10^4 \text{ kg CaCO}_3$$

Vérifier: les unités (kg CaCO₃) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste compte tenu de la grandeur du lac.

9.77 **Données:** Ca^{2+} $3,5 \times 10^{-3}$ mol/L, Mg^{2+} $1,1 \times 10^{-3}$ mol/L, 72 L d'eau; 0,65 kg détergent/brassée

Information recherchée: % en masse de Na_2CO_3

Plan conceptuel: $V, C \rightarrow n_{\text{Ca}^{2+}}$ et $V, C \rightarrow n_{\text{Mg}^{2+}}$

$$VC = n$$

$$VC = n$$

puis $n_{\text{total ions}} \rightarrow n_{\text{CO}_3^{2-}} \rightarrow n_{\text{CaCO}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{g CaCO}_3} \rightarrow \text{masse}_{\text{kg CaCO}_3} \rightarrow \%_{\text{CaCO}_3}$

$$\frac{1 \text{ mol CO}_3^{2-}}{1 \text{ mol ion}} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol CO}_3^{2-}} \times \frac{106,01 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{\text{kg}}{1000 \text{ g}} \times \frac{\text{kg Na}_2\text{CO}_3}{\text{kg détergent}} \times 100 \%$$

Solution: $72 \cancel{\text{L}} \times \frac{3,5 \times 10^{-3} \text{ mol Ca}^{2+}}{\cancel{\text{L}}} = 0,252 \text{ mol Ca}^{2+}$

$$72 \cancel{\text{L}} \times \frac{1,1 \times 10^{-3} \text{ mol Mg}^{2+}}{\cancel{\text{L}}} = 0,0792 \text{ mol Mg}^{2+}$$

$$0,3312 \cancel{\text{ mol ions}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol CO}_3^{2-}}}{\cancel{\text{ mol ions}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Na}_2\text{CO}_3}}{1 \cancel{\text{ mol CO}_3^{2-}}} \times \frac{106,01 \cancel{\text{ g Na}_2\text{CO}_3}}{1 \cancel{\text{ mol Na}_2\text{CO}_3}} \times \frac{\text{kg Na}_2\text{CO}_3}{1000 \cancel{\text{ g Na}_2\text{CO}_3}} = 0,03511 \text{ kg Na}_2\text{CO}_3$$

$$\frac{0,03511 \cancel{\text{ kg Na}_2\text{CO}_3}}{0,65 \cancel{\text{ kg détergent}}} \times 100 \% = 5,4 \% \text{ de Na}_2\text{CO}_3$$

Vérifier: les unités de la réponse (% de Na_2CO_3) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste. Le pourcentage est inférieur à 100%.

9.78 **Données:** 45 $\mu\text{g Pb/dL}$ dans le sang; vol. = 5,0 L; 1 mol succimer ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4\text{S}_2$) = 1 mol Pb

Information recherchée: masse de $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4\text{S}_2$ en mg

Plan conceptuel: $V_{\text{L sang}} \rightarrow V_{\text{dL sang}} \rightarrow \text{masse}_{\mu\text{g Pb}} \rightarrow \text{masse}_{\text{g Pb}} \rightarrow n_{\text{Pb}} \rightarrow$

$$\frac{10 \text{ dL}}{\text{L}} \quad \frac{45 \mu\text{g}}{\text{dL}} \quad \frac{\text{g}}{10^6 \mu\text{g}} \quad \frac{\text{mol Pb}}{207,2 \text{ g Pb}} \quad \frac{1 \text{ mol succimer}}{1 \text{ mol Pb}}$$

$n_{\text{succimer}} \rightarrow \text{masse}_{\text{g succimer}} \rightarrow \text{masse}_{\text{mg succimer}}$

$$\frac{182,23 \text{ g succimer}}{1 \text{ mol succimer}} \quad \frac{1000 \text{ mg succimer}}{1 \text{ g succimer}}$$

Solution:

$$5,0 \cancel{\text{ L sang}} \times \frac{10 \cancel{\text{ dL}}}{\cancel{\text{L}}} \times \frac{45 \cancel{\mu\text{g Pb}}}{\cancel{\text{dL}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ g}}}{10^6 \cancel{\mu\text{g}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol Pb}}}{207,2 \cancel{\text{ g Pb}}} \times \frac{1 \cancel{\text{ mol succimer}}}{1 \cancel{\text{ mol Pb}}} \times \frac{182,23 \cancel{\text{ g succimer}}}{1 \cancel{\text{ mol succimer}}} \times \frac{1000 \cancel{\text{ mg}}}{1 \cancel{\text{ g}}} =$$

2,0 mg succimer

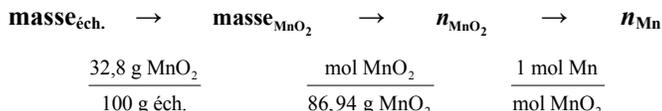
Vérifier: les unités de la réponse (mg succimer) sont correctes. La grandeur est réaliste compte tenu du volume de sang et de la concentration.

9.79 **Données:** 250 g échantillon; 67,2% en masse de Al **Information recherchée:** rendement théorique en masse de Mn

Plan conceptuel: $\text{masse}_{\text{éch.}} \rightarrow \text{masse}_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Al}} \rightarrow n_{\text{Mn}}$ et

$$\frac{67,2 \text{ g Al}}{100 \text{ g éch.}} \quad \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \quad \frac{3 \text{ mol Mn}}{4 \text{ mol Al}}$$

→ La plus petite quantité en mole détermine le réactif limitant.



Solution: $4 \text{ Al}(s) + 3 \text{ MnO}_2(s) \rightarrow 3 \text{ Mn}(s) + 2 \text{ Al}_2\text{O}_3(s)$

$$250 \text{ g échantillon} \times \frac{67,2 \text{ g Al}}{100 \text{ g échantillon}} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{26,98 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol Mn}}{4 \text{ mol Al}} = 4,670 \text{ mol Mn}$$

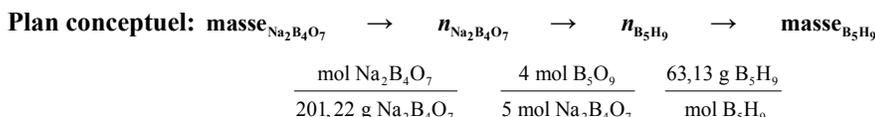
$$250 \text{ g échantillon} \times \frac{32,8 \text{ g MnO}_2}{100 \text{ g échantillon}} \times \frac{\text{mol MnO}_2}{86,94 \text{ g MnO}_2} \times \frac{1 \text{ mol Mn}}{\text{mol MnO}_2} = 0,94318 \text{ mol Mn}$$

$$0,94318 \text{ mol Mn} \times \frac{54,94 \text{ g Mn}}{1 \text{ mol Mn}} = 51,8 \text{ g Mn}$$

Vérifier: les unités de la réponse (g Mn) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste compte tenu de la quantité du réactif limitant, MnO_2 .

9.80 **Donnée:** 151 g $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$

Information recherchée: g B_5H_9



Solution:

Tout le B dans B_5H_9 se retrouve dans $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, donc le rapport molaire entre les deux peut être utilisé.

$$151 \text{ g Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{B}_4\text{O}_7}{201,22 \text{ g Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} \times \frac{4 \text{ mol B}_5\text{H}_9}{5 \text{ mol Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} \times \frac{63,13 \text{ g B}_5\text{H}_9}{\text{mol B}_5\text{H}_9} = 37,9 \text{ g B}_5\text{H}_9$$

Vérifier: les unités de la réponse (g B_5H_9) sont correctes. La grandeur de la réponse est réaliste parce que la masse molaire de B_5H_9 est inférieure à la masse molaire de $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$.

PROBLÈMES CONCEPTUELS

- 9.81 L'énoncé est incorrect parce que les équations sont équilibrées en se basant sur le nombre et la sorte d'atomes et non sur les molécules. L'énoncé devrait être formulé de la façon suivante: «Quand on équilibre une équation chimique, le nombre d'atomes de chaque type est égal des deux côtés de l'équation».
- 9.82 La réponse (d) est correcte. Les masses molaires de K et de O_2 sont comparables. Étant donné que la stœchiométrie est dans un rapport de 4 mol de K à 1 mol de O_2 , K est le réactif limitant lorsque la masse de K est plus petite que 4 fois la masse de O_2 .
- 9.83 **Données:** 5 mol NO; 10 mol H_2
Information recherchée: conditions du mélange de produits
Plan conceptuel: $n_{\text{H}_2} \rightarrow n_{\text{NO}}$ et $n_{\text{H}_2} \rightarrow n_{\text{NH}_3}$ et $n_{\text{H}_2} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}}$
Solution: la réponse (a) est correcte. Étant donné que le rapport molaire de H_2 à NO est de 5:2, les 10 mol de H_2 nécessitent 4 mol de NO et H_2 est le réactif limitant. Les réponses (b) et (c) sont éliminées. Étant donné qu'il y a un excès de NO, (d) est éliminé, ce qui ne laisse que la réponse (a).
- 9.84 **Données:** 6 molécules N_2H_4 ; 4 molécules N_2O_4 ; la solution (a) contient 9 molécules N_2 , 12 molécules H_2O et 1 molécule N_2H_4 ; la solution (b) contient 12 molécules N_2 , 16 molécules H_2O et 2 molécules N_2H_4 ; la solution (c) contient 9 molécules N_2 , 12 molécules H_2O .
Information recherchée: rendement théorique de N_2 , de H_2O

Plan conceptuel: molécules N_2H_4 → molécules N_2

$$\frac{3 \text{ molécules } \text{N}_2}{2 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4}$$

→ La plus petite quantité détermine le réactif limitant.

molécules N_2O_4 → molécules N_2

$$\frac{3 \text{ molécules } \text{N}_2}{1 \text{ molécule } \text{N}_2\text{O}_4}$$

molécules N_2H_4 → molécules H_2O

$$\frac{4 \text{ molécules } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4}$$

molécules N_2H_4 → molécules N_2O_4

$$\frac{1 \text{ molécule } \text{N}_2\text{O}_4}{2 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4}$$

Solution: $\frac{6 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4}{2 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4} \times \frac{3 \text{ molécules } \text{N}_2}{3 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4} = 9 \text{ molécules } \text{N}_2$

$$\frac{6 \text{ molécules } \text{N}_2\text{O}_4}{1 \text{ molécule } \text{N}_2\text{O}_4} \times \frac{3 \text{ molécules } \text{N}_2}{3 \text{ molécules } \text{N}_2\text{O}_4} = 18 \text{ molécules } \text{N}_2$$

Le réactif limitant = N_2H_4 parce qu'il a produit le moins de molécules de N_2 .

$$\frac{6 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4}{2 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4} \times \frac{4 \text{ molécules } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4} = 12 \text{ molécules } \text{H}_2\text{O}$$

$$\frac{6 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4}{2 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4} \times \frac{1 \text{ molécule } \text{N}_2\text{O}_4}{2 \text{ molécules } \text{N}_2\text{H}_4} = 3 \text{ molécules } \text{N}_2\text{O}_4 \text{ utilisées}$$

Le mélange réactionnel devrait contenir 9 molécules N_2 , 12 molécules H_2O et 1 molécule N_2O_4 . Le cercle (a) représente le mieux le mélange réactionnel.

- 9.85 B est le réactif limitant (2,0 L de B nécessitent 1,0 L de A pour réagir complètement). Le contenant final aura 0,5 L de A et 2,0 L de C, par conséquent le volume final sera de 2,5 L. Le pourcentage de changement est $((2,5 \text{ L}/3,5 \text{ L}) \times 100\%) - 100\% = -29\%$.

9.86 **Données:**

A_2X soluble; BY_2 soluble; AY insoluble; BX soluble; 2 molécules A_2X mélangées avec 2 molécules BY_2

Informations recherchées: une représentation à l'échelle moléculaire du mélange; une équation pour représenter la réaction.

Solution:

