

Chapitre 19

La mole, unité de quantité de matière

RÉVISION ET RÉSUMÉ

Nombre d'atomes Le lien entre la quantité de matière n en moles (mol), le nombre d'atomes N et la constante d'Avogadro N_A est :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Masses molaires La masse molaire M en grammes par moles (g.mol^{-1}) d'une molécule se calcule en additionnant les masses molaires des différents atomes.

Quantité de matière Le lien entre la quantité de matière n en moles (mol), la masse m en grammes (g) et la masse molaire M en grammes par moles (g.mol^{-1}) est :

$$n = \frac{m}{M}$$

Cas des gaz Pour un gaz, le lien entre la quantité de matière n en moles (mol), le volume V en litres (L) et le volume molaire V_m en litres par mole (L.mol^{-1}) est :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

Masse volumique La masse volumique μ en kilogrammes par mètres-cube (kg.m^{-3}), la masse m en kilogrammes (kg) et le volume V en mètres-cube (m^3) sont liés par :

$$\mu = \frac{m}{V}$$

Densité La densité d d'un corps, nombre sans unité, s'exprime comme le quotient de la masse volumique de ce corps, par la masse volumique de l'eau, les masses volumiques étant exprimées en kilogrammes par mètres-cube (kg.m^{-3}) dans le Système International :

$$d = \frac{\mu}{\mu_{\text{eau}}}$$

Cas des liquides Le lien entre la quantité de matière n , la densité d et le volume V d'un liquide est :

$$n = \frac{Vd\mu_{\text{eau}}}{M}$$

Vous devez savoir retrouver cette formule à partir des précédentes.

EXERCICES

Nombre d'atomes et quantité de matière

19.1 N°8 p. 254

19.2 N°9 p. 254

Masses molaires moléculaires

19.3 N°10 p. 254

19.4 N°12 p. 254

Masses molaires et isotopes

19.5 N°22 p. 255 : Chlore

19.6 N°23 p. 255 : Nickel

Masses et quantité de matière

Commencez par l'application résolue p. 250.

19.7 N°14 p. 254

19.8 N°16 p. 254

Cas des gaz

Commencez par l'application résolue p. 251.

19.9 Exercice résolu p. 253

19.10 N°21 p. 255 : Exercice de correction

Cas des liquides

19.11 N°28 p. 256 : Alcools

19.12 N°27 p. 256 : Masses volumiques

* *
*

Corrigé 19

La mole, unité de quantité de matière

EXERCICES

Nota bene : toutes les données manquantes sont à chercher dans le tableau périodique, en rabat de couverture.

19.1 N°8 p. 254

- a. Masse moyenne d'un atome de plomb : on trouve $M(\text{Pb}) = 207,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ pour la masse molaire du plomb, donc pour un atome :

$$m(\text{Pb}) = \frac{M(\text{Pb})}{N_A}$$

$$m(\text{Pb}) = \frac{207,2}{6,022 \times 10^{23}} = 3,441 \times 10^{-22} \text{ g}$$

On peut éventuellement démontrer la formule :

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{et} \quad n = \frac{m}{M} \quad \Rightarrow \quad \frac{N}{N_A} = \frac{m}{M}$$

Multiplication par M des deux côtés :

$$m = \frac{N}{N_A} M$$

Avec $N = 1$ pour le nombre d'atome :

$$m = \frac{M}{N_A} \quad \text{c. q. f. d.}$$

- b. Masse molaire de l'eau H_2O :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Masse moyenne d'une molécule d'eau :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{M(\text{H}_2\text{O})}{N_A}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18,0}{6,022 \times 10^{23}} = 2,99 \times 10^{-23} \text{ g}$$

19.3 N°10 p. 254

- Il s'agit de simples relevés dans le tableau périodique des éléments, en rabat de couverture : $M(\text{Hg}) = 200,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Au}) = 197,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{U}) = 238,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
- Ammoniac NH_3 :
 $M(\text{NH}_3) = 14,0 + 3 \times 1,0 = 17,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Méthane CH_4 :
 $M(\text{CH}_4) = 12,0 + 4 \times 1,0 = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Éthylène C_2H_4 :
 $M(\text{C}_2\text{H}_4) = 2 \times 12,0 + 4 \times 1,0 = 28,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

19.5 N°22 p. 255 : Chlore

- a. 75,77 moles d'atomes de chlore 35 et 24,23 moles de chlore 37.

- b. La masse totale est la masse de chaque isotope, multipliée par sa quantité :

$$m = 75,77 \times 34,969 + 24,23 \times 36,966 = 3545 \text{ g}$$

- c. On dispose de la masse de 100 moles, donc pour 1 mole :

$$M = \frac{3545}{100} = 35,45 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Il y accord avec la valeur de 35,5 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ proposée dans le tableau en rabat de couverture.

19.7 N°14 p. 254

Pour chaque, il faut tout d'abord trouver la masse molaire moléculaire :

- Dioxyde de carbone CO_2 :
 $M(\text{CO}_2) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 44,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Eau H_2O :
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- Acide nitrique HNO_3 :
 $M(\text{HNO}_3) = 1,0 + 14,0 + 3 \times 16,0 = 63,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Dans un second temps, on peut calculer les quantités de matière :

$$n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \frac{5,0}{44,0} = 0,11 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{1000}{18,0} = 55,6 \text{ mol}$$

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)} = \frac{5,0}{63,0} = 0,079 \text{ mol}$$

19.11 N°28 p. 256 : Alcools

- a. Masse molaire moléculaire de l'éthanol :
 $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times 12,0 + 6,0 + 16,0 = 46,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$
Lien entre quantité n et volume V , avec $d = 0,79$ et $\mu_{\text{eau}} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$:

$$n = \frac{V d \mu_{\text{eau}}}{M} \quad \Leftrightarrow \quad V = \frac{n M}{d \mu_{\text{eau}}}$$

Application numérique :

$$V = \frac{1 \times 46,0}{0,79 \times 1,00} = 58 \text{ cm}^{-3} = 58 \text{ mL}$$

- b. Proportionnalité :

$$V = \frac{58}{900} = 0,064 \text{ L} = 64 \text{ mL}$$