

Chapitre 4. Détermination de quantités de matière Applications de cours - corrigé

Application n° 1 : Quantité de matière

- Quelle quantité de matière d'atomes d'hydrogène correspond à $24,08 \times 10^{23}$ atomes d'hydrogène ?
 $n = N / N_A$ $n = 4,00 \text{ mol}$
- Quel est le nombre d'atomes contenus dans $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ d'atomes ?
 $N = n \times N_A$ $N = 3 \cdot 10^{21} \text{ atomes}$
- Un seau contient $24,2 \cdot 10^{25}$ molécules d'eau
 - Calculer la quantité de matière de molécules d'eau contenue dans le seau.
 $n = N / N_A$ $n = 402 \text{ mol de molécules d'eau}$
 - Calculer la quantité de matière d'atomes d'oxygène correspondante.
 $n(\text{O}) = 1 \times n(\text{H}_2\text{O})$ $n(\text{O}) = 402 \text{ mol d'atomes d'oxygène}$
- Calculer la quantité de matière de chlorure de sodium NaCl contenue dans $m = 1 \text{ g}$ de sel.
On donne la masse des atomes de sodium et de chlore : $m(\text{Na}) = 3,9 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ et $m(\text{Cl}) = 6,0 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
 $m(\text{NaCl}) = m(\text{Na}) + m(\text{Cl})$ $N = m / m(\text{NaCl})$ $N = 1,0 \cdot 10^{22} \text{ composés ioniques de NaCl}$
 $n = N / N_A$ $n = 0,02 \text{ mol de NaCl}$

Application n° 2 : Masse et quantité de matière

- Une expérience de chimie nécessite l'utilisation de 2,00 mol de cuivre et de 7,90 mmol de plomb. Calculer les masses respectives de ces métaux à peser.
 $m = n \times M$ $m(\text{Cu}) = 127 \text{ g}$
 $m(\text{Pb}) = 1,64 \text{ g}$
- Calculer la quantité de matière contenue dans 25 g d'aluminium.
 $n = m / M$ $n = 0,93 \text{ mol d'atomes d'Al}$
- Calculer la masse d'eau contenue dans le seau de l'application n°1.
 $m = n \times M$ $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 7,24 \text{ kg}$
- Quelle quantité de matière de molécules contient 10g d'acide sulfurique H_2SO_4 ? 69 g de dioxygène gazeux ?
 $n = m / M$ $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,1 \text{ g.mol}^{-1}$ $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,102 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$
 $n = m / M$ $M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g.mol}^{-1}$ $n(\text{O}_2) = 2,2 \text{ mol de molécules d'O}_2$

Application n° 3 : Volume et quantité de matière

- A une température de 20°C et à la pression atmosphérique, le mercure Hg est un corps pur liquide de densité $d = 13,6$. On dispose d'un échantillon de $50,0 \text{ cm}^3$ de mercure dans les mêmes conditions de température et de pression.
 - Calculer la masse volumique du mercure dans ces conditions.
 $d = \rho / \rho_{\text{eau}}$ $\rho = d \times \rho_{\text{eau}}$ $\rho = 13,6 \text{ kg.L}^{-1} = 13,6 \text{ g.cm}^{-3}$
 - Calculer la masse de l'échantillon de mercure.
 $m = \rho \times V$ $m(\text{Hg}) = 680 \text{ g}$
 - Calculer la quantité de matière de mercure contenue dans l'échantillon.
 $n = m / M$ $n(\text{Hg}) = 3,39 \text{ mol d'atomes de Hg}$
- Quel est le volume d'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) à prélever pour en extraire $n = 0,10 \text{ mol}$?
Donnée : $\rho = 0,78 \text{ g.cm}^{-3}$
 $V = m / \rho = n \times M / \rho$ $V = 5,9 \text{ cm}^3$

Application n° 4 : Gaz parfaits

- Une cartouche de gaz jetable utilisée dans un laboratoire de chimie contient du dioxyde de carbone. Le distributeur donne les indications suivantes :
Volume interne : 9,0 L
Pression du gaz : 11 bar
Température après le remplissage : 25°C
 - En admettant que le gaz vérifie la loi des gaz parfaits, calculer la quantité de matière en dioxyde de carbone contenue dans cette bouteille.
 $PV = nRT$ donc $n = PV / RT$ $n = 4,0 \text{ mol}$
 - Quel serait le volume de tout ce gaz si celui-ci était porté à la température de 20°C sous la pression de 1,0 bar ?
A 20°C et 1,0 bar, $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$
 $n = V / V_m$ donc $V = n \times V_m$ $V = 96 \text{ L}$
Autre méthode : $V = nRT / P$ $V = 97 \text{ L}$

2. a) Calculer le volume molaire V_m d'un gaz parfait à la température de 0 °C et sous la pression $101\,325\text{ Pa}$.

$$V_m = RT / P \quad V_m = 22,400\text{ L}$$

- b) Quelle incertitude relative commet-on si l'on considère le dioxygène comme un gaz parfait ?

Donnée : Volume molaire du dioxygène dans ces conditions : $V_m(O_2) = 22,392\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

$$\epsilon = \frac{V_m(O_2) - V_m}{V_m} \quad \epsilon = 0,008 = 0,8\%$$