

Exercice 1 :

Un volume d'air $V = 224 \text{ L}$ pris dans les conditions normales ($V_0 = 22,4 \text{ L/mol}$) est supposé constitué seulement de deux gaz : O_2 et N_2 . Sachant que le nombre de moles d' O_2 est 4 mol,

Calculer :

1. Le nombre de moles de N_2 , le nombre de molécules N_2 et le nombre d'atome N.
2. La fraction molaire et le pourcentage molaire d' O_2 et N_2 .

Exercice 2 :

On dissout dans l'eau 159,54 g de sulfate de cuivre CuSO_4 et l'on ajuste la solution obtenue à un litre. La masse volumique de la solution est de $1,172 \text{ g/cm}^3$. Calculer :

- 1- Le pourcentage massique en CuSO_4 de cette solution.
- 2- La fraction molaire de chaque constituant.
- 3- La molalité de CuSO_4 .
- 4- La molarité et la normalité de cette solution

$$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.cm}^{-3}; M_{\text{CuSO}_4} = 159,54 \text{ g.mol}^{-1}$$

Exercice 3 :

L'acide sulfurique commercial est un liquide de densité $d = 1,84$ à 98%(massique) d'acide pur H_2SO_4 .

- 1- Ecrire l'équation de sa réaction chimique dans l'eau.
- 2- Calculer la molarité et la normalité de cet acide.
- 3- Quels volumes respectifs de cette solution et de l'eau doit-on mélanger pour obtenir 2 litres de solution H_2SO_4 à 2 N ?

Exercice 4 :

Les masses du proton, du neutron et de l'électron sont respectivement de $1,6723842 \cdot 10^{-24} \text{ g}$, $1,6746887 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ et $9,109534 \cdot 10^{-28} \text{ g}$.

1. Définir l'unité de masse atomique (u.m.a). Donner sa valeur en g avec les mêmes chiffres significatifs que les masses des particules du même ordre de grandeur.
2. Calculer en u.m.a. et à 10^{-4} près, les masses du proton, du neutron et de l'électron.
3. Calculer le contenu énergétique d'une u.m.a exprimé en MeV.

Corrigé de la série de TD n°1 Chimie 1 (Structure de la matière)**Exercice 1 :**

1. Le nombre de moles total : $n_{total} = \frac{V}{V_0} = 10 \text{ mol}$

Le nombre de moles de molécules N_2 : $n_{total} = n_{O_2} + n_{N_2} \Rightarrow n_{N_2} = 6 \text{ mol}$

Le nombre de molécules

$$N_2 N_{N_2} = n_{N_2} \times NA = 6 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 3,614 \cdot 10^{24} \text{ molécules } N_2$$

Le nombre d'atome N : $N_N = 2 \times N_{N_2} = 7,228 \cdot 10^{24} \text{ atomes } N$.

2. La fraction molaire et le pourcentage molaire de O_2 :

$$x_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{total}} = 0,4, \quad \%_{molaire} O_2 = x_{O_2} \times 100 = 40\%.$$

La fraction molaire et le pourcentage molaire de N_2 :

$$x_{O_2} + x_{N_2} = 1 \Rightarrow x_{N_2} = 0,6, \quad \%_{molaire} N_2 = x_{N_2} \times 100 = 60\%.$$

Exercice 2 :

1- Le pourcentage massique en $CuSO_4$ dans cette solution :

$$\bullet \%_{CuSO_4} = \frac{m_{CuSO_4}}{m_{CuSO_4} + m_{H_2O}} \times 100 = \frac{m_{CuSO_4}}{m_{sol}} \times 100$$

$$\bullet m_{sol} = \rho_{sol} \times V_{sol} = 1.172 \times 1000 = 1172 \text{ g}$$

$$\bullet \%_{CuSO_4} = \frac{159,54}{1172} \times 100 = 13.61 \%$$

2- La fraction molaire de $CuSO_4$ dans la solution à 13,61% .

$$\bullet f_{CuSO_4} = \frac{n_{CuSO_4}}{n_{CuSO_4} + n_{H_2O}}$$

$$\bullet n_{CuSO_4} = \frac{m_{CuSO_4}}{M_{CuSO_4}} = \frac{159,54}{159,54} = 1 \text{ mol}$$

$$\bullet m_{sol} = m_{soluté} + m_{solvant} = m_{CuSO_4} + m_{H_2O}$$

$$\Rightarrow m_{H_2O} = m_{sol} - m_{CuSO_4} = 1172 - 159,54 = 1012,46 \text{ g}$$

$$\bullet n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} = \frac{1012,46}{18} = 56.25 \text{ mol}$$

$$\bullet f_{CuSO_4} = \frac{1}{1+56,25} = 0.017, \quad f_{H_2O} = \frac{56,25}{1+56,25} = 0.983$$

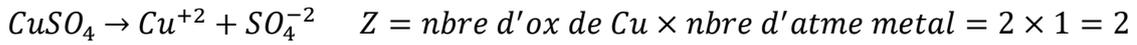
3- La molalité de $CuSO_4$.

$$\bullet \text{Molalité} = \frac{n_{CuSO_4}}{m_{H_2O}} = \frac{1}{1012,46 \times 10^{-3}} = 0.989 \text{ mol/kg } H_2O$$

4- La concentration molaire de CuSO_4 .

$$C_M = \frac{n_{\text{CuSO}_4}}{V_{\text{sol}}} = \frac{1}{1} = 1 \text{ mol/L}$$

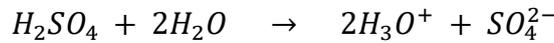
- La normalité de CuSO_4 .



$$C_N = \frac{EG_{\text{CuSO}_4}}{V_{\text{sol}}} = \frac{n_{\text{CuSO}_4}}{V_{\text{sol}}} \times Z = \frac{1}{1} \times 2 = 2 \text{ éq - g/L} = 2N$$

Exercice 3 :

1- Réaction chimique dans l'eau :



La molécule H_2SO_4 libère deux protons H^+ . Chaque proton se fixe sur le pôle négatif de la molécule d'eau et donne H_3O^+ . On dit que H_2SO_4 est un diacide.

2- La molarité :

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times V_{\text{solution}}} \dots\dots\dots(1)$$

$$\% \text{ massique } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{solution}}} \times 100 \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\% \text{ massique } \text{H}_2\text{SO}_4 \times m_{\text{solution}}}{100} \dots\dots(2)$$

On remplace (2) dans (1) :

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\% \text{ massique } \text{H}_2\text{SO}_4 \times m_{\text{solution}}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times V_{\text{solution}} \times 100}$$

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\% \text{ massique } \text{H}_2\text{SO}_4 \times \rho_{\text{solution}}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times 100} \dots\dots\dots(3)$$

$$d_{\text{solution}} = \frac{\rho_{\text{solution}}}{\rho_{\text{eau}}} \Rightarrow \rho_{\text{solution}} = d_{\text{solution}} \times \rho_{\text{eau}} \dots\dots\dots(4)$$

On remplace (4) dans (3)

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\% \text{ massique } \text{H}_2\text{SO}_4 \times d_{\text{solution}} \times \rho_{\text{eau}}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times 100}$$

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{98 \times 1,84 \times 1000}{98 \times 100} = 18,4 \text{ mol/l}$$

La normalité d'une solution diacide : $N = 2C = 2 \times 18,4 = 36,8 \text{ eq-g} \cdot \text{l}^{-1}$

$$3 - N_1 V_1 = N_2 V_2, N_1 = N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 36,8 N, \quad V_1 = ?, \quad N_2 = 2N, V_2 = 2L$$

$$V_1 = \frac{N_2 V_2}{N_1} = \frac{2 \times 2}{36,8} = 0,1087 \text{ L} = 108,7 \text{ ml}$$

$$V_2 = V_1 + V_{\text{H}_2\text{O}} = 2L \Rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = V_2 - V_1 = 2000 - 108,7 = 1891,3 \text{ mL}$$

Exercice 4.

1. **Définition** d'u.m.a : L'unité de masse atomique (u.m.a.) c'est le douzième de la masse d'un atome de l'isotope de carbone $^{12}_6\text{C}$.

La masse d'un atome de carbone est égale à : $\frac{12,0000g}{N}$

Avec N (nombre d'Avogadro) = $6.023 \cdot 10^{23}$

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} \times \left(\frac{12,0000}{N} \right) = \frac{1}{N} = 1.66030217 \cdot 10^{-24} g = 1.66 \cdot 10^{-27} Kg$$

2. Valeur en u.m.a. des masses du proton, du neutron et de l'électron.

$$m_p = 1,007277 \text{ u.m.a.} \quad m_n = 1,008665 \text{ u.m.a.} \quad m_e = 0,000549 \text{ u.m.a.}$$

$$E (1 \text{ u.m.a}) = mc^2 = 1,66 \cdot 10^{-27} \times (3 \cdot 10^8)^2 = 1,494 \cdot 10^{-10} J$$

$$E = \frac{1,494 \cdot 10^{-10}}{1,6 \cdot 10^{-19} eV} = 934 \cdot 10^6 = 934 \text{ MeV.}$$