

Série de TD N°1 de Chimie 1 (Licence)**Exercice 1**

- A. Laquelle des quantités suivantes a la masse la plus élevée: 2 atomes de plomb ou $5,1 \cdot 10^{-23}$ mol d'hélium ?
- B. Combien d'atomes y a-t-il dans 5,10 mol de soufre (S) ?
- C. Quelle est la masse (en grammes et en uma) d'un seul atome de chacun des éléments suivants ?
- a) Hg ; b) Ne.

Données : M (Pb)= 207 g/mol ; M (He)= 4 g/mol $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$, M (Hg)= 200 g/mol ; M (Ne)= 20 g/mol

Exercice 2

Un cylindre contient 10,0 g de dioxygène (O_2).

- a) Combien de moles de molécules de O_2 ce cylindre contient-il ?
- b) Combien de molécules de O_2 ce cylindre contient-il ?
- c) Combien de moles d'atomes d'oxygène ce cylindre contient-il ?

Exercice 3

Un cylindre gradué contient 242,0 mL d'eau. On y place un objet en argent (Ag) pesant 194,3 g. Le cylindre indique alors que le volume d'eau est de 260,5 mL. À partir de ces données,

- a) Calculer la masse volumique (ρ) de l'argent en (Kg/m^3)
- b) Déduire la densité de l'argent

Exercice 4

Selon l'équation suivante : $H_2CO_3(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow CaCO_3(s) + 2H_2O(l)$

Quelle masse de carbonate de calcium ($CaCO_3$) sera produite lors de la réaction de 500,0 mL d'une solution d'acide carbonique (H_2CO_3) de concentration 0,1 mol/L avec une quantité suffisante de $Ca(OH)_2$?

Données : M (Ca) = 40 g/mol ; M (C) = 12 g/mol ; M (H) = 1 g/mol ; M (O) = 16 g/mol.

Exercice 5:

- I. On dissout 50 g de Na_2SO_4 dans 100 g d'eau.
- ✓ Calculer le pourcentage en poids du sel (% massique du soluté) dans la solution.
 - Déduire celui du solvant.
 - ✓ Calculer les fractions molaires du soluté et du solvant. Déduire le pourcentage molaire du soluté
- II. Calculer la normalité de l'acide phosphorique H_3PO_4 qui contient :
- a- 98 g de soluté par 500 mL de solution.
 - b- 0,2 équivalents-grammes de soluté par 50 mL de solution.

Données : Masse atomique molaire en $g \cdot mol^{-1}$: Na = 23 ; S = P = 31 ; O = 16 ; H = 1

Exercice 6:

Une étiquette de flacon d'un litre de solution commerciale d'acide chlorhydrique (solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCl) indique les informations suivantes :

Chlorure d'hydrogène : HCl

Masse molaire = 36,5 g.mol⁻¹

Pourcentage massique en chlorure d'hydrogène : 35,3 % ; densité : 1,18

- a- Calculer la masse de chlorure d'hydrogène contenue dans un litre de la solution commerciale d'acide chlorhydrique.
- b- En déduire la concentration molaire de la solution commerciale ainsi que sa molalité.
- c- Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux, mesuré dans les conditions normales de température et de pression est nécessaire pour constituer 1,00 L de cette solution commerciale ?

Données : Volume molaire d'un gaz parfait : $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$; $\rho_{\text{eau}} = 1\text{g /cm}^3$

Corrigé série de TD N°1 de Chimie 1 (Licence)**Exercice 1**

- A. Laquelle des quantités suivantes a la masse la plus élevée : 2 atomes de plomb ou $5,1 \cdot 10^{-23}$ mol d'hélium ?

Solution :

La masse de 2 atomes de Pb :

$$1 \text{ mol} \rightarrow N_A \text{ atomes (Pb)}$$

$$X \text{ mol} \rightarrow 2 \text{ atomes (Pb)}$$

$$X = 3,3206 \cdot 10^{-24} \text{ mol (Pb)}$$

$$n = m / M \rightarrow m = n * M = 3,3206 \cdot 10^{-24} \times 207 = 6,8736 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

La masse de $5,1 \cdot 10^{-23}$ mol d'hélium

$$m = n * M = 5,1 \cdot 10^{-23} * 4 = 2,04 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

La masse la plus élevée est celle de 2 atomes de Pb.

- B. Combien d'atomes y a-t-il dans $5,10$ mol de soufre (S) ?

Solution:

$$1 \text{ mol} \rightarrow N_A \text{ atomes (S)}$$

$$5,10 \text{ mol} \rightarrow X \text{ atomes (S)}$$

$$X = 3,0717 \times 10^{24} \text{ atomes de (S)}$$

- C. Quelle est la masse (en grammes et en uma) d'un seul atome de chacun des éléments suivants ? a) Hg ; b) Ne. Avec : M (Hg)= 200 g/mol ; M (Ne)= 20 g/mol

Solution:

$$1 \text{ mol (200 g/mol)} \rightarrow N_A \text{ atomes (Hg)}$$

$$X \text{ g} \rightarrow 1 \text{ atome (Hg)}$$

$$m (\text{Hg}) = 3,3206 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

La masse en uma

$$1 \text{ uma} \rightarrow 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$m (\text{uma}) = 3,3206 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

$$\rightarrow m = 200,036 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol (20 g/mol)} \rightarrow N_A \text{ atomes (Ne)}$$

$$X \text{ g} \rightarrow 1 \text{ atome (Ne)}$$

$$m (\text{Ne}) = 3,3206 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

La masse en uma

$$1 \text{ uma} \rightarrow 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$m (\text{uma}) \rightarrow 3,3206 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$m = 3,3206 \cdot 10^{-23} / 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 20,003 \text{ uma}$$

Exercice 2

Un cylindre contient 10,0 g de dioxygène (O_2).

- a) Combien de moles de molécules de O_2 ce cylindre
Contient-il ?
- b) Combien de molécules de O_2 ce cylindre
Contient-il ?
- c) Combien de moles d'atomes d'oxygène ce cylindre contient-il ?

Données: $M(O) = 16 \text{ g/mol}$

Solution:

$$\text{a)} 32 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol } (O_2)$$

$$10 \text{ g} \rightarrow \text{mol } (O_2)$$

$$\mathbf{n(O_2)=0,3125 \text{ mol}}$$

$$\text{b)} 1 \text{ mol} \rightarrow N_A \text{ molécules } (O_2) = 6,023 \cdot 10^{23}$$

$$0,3125 \text{ mol} \rightarrow X \text{ molécules } (O_2)$$

$$\mathbf{X = 1,8821 \cdot 10^{23} \text{ molécules}}$$

$$\text{Ou } 32 \text{ g} \rightarrow N_A \text{ molécules } (O_2)$$

$$10 \text{ g} \rightarrow X \text{ molécules } (O_2)$$

$$\mathbf{X = 1,8821 \cdot 10^{23} \text{ molécules}}$$

$$\text{c)} 16 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol } (O_2)$$

$$10 \text{ g} \rightarrow \text{mol } (O_2)$$

$$\mathbf{n(O)=0,625 \text{ mol}}$$

Exercice 3

Un cylindre gradué contient 242,0 mL d'eau. On y place un objet en argent (Ag) pesant 194,3 g. Le cylindre indique alors que le volume d'eau est de 260,5 mL. À partir de ces données,

- a) calculer la masse volumique (ρ) de l'argent en (Kg/m^3)
- b) Déduire la densité de l'argent

Solution:

La masse volumique d'un corps est la masse par unité de volume de ce corps

$$\rho = m/V \text{ en } (\text{g/cm}^3) \text{ ou } (\text{Kg/m}^3)$$

$$m \text{ (objet en Ag)} = 194,3 \text{ g}$$

$$V \text{ (objet en Ag)} = 260,5 - 242,0 = 18,5 \text{ ml}$$

$$1 \text{ ml} = 1 \text{ cm}^3; 1 \text{ g} = 10^{-3} \text{ kg} ; 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$\rho = 194,3 / 18,5 = 10,5027 \text{ g/cm}^3$$

$$= 10,5027 \cdot 10^{-3} \text{ kg/m}^3$$

- $d = \rho_{\text{sol}} / \rho_{\text{eau}}$ avec $\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3 \rightarrow d = 10,5027$

Exercice 4

selon l'équation suivante : $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{aq}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Quelle masse de carbonate de calcium (CaCO_3) sera produite lors de la réaction de 500,0 mL d'une solution d'acide carbonique (H_2CO_3) de concentration 0,1 mol/L avec une quantité suffisante de $\text{Ca}(\text{OH})_2$?

Données : M (Ca) = 40 g/mol ; M (C) = 12 g/mol ; M (H) = 1 g/mol ; M (O) = 16 g/mol.

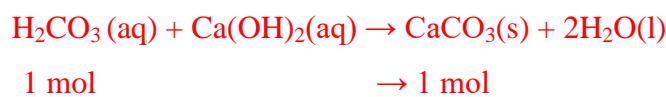
Solution:

Nous avons:

$$V(\text{H}_2\text{CO}_3) = 500 \text{ mL}, C(\text{H}_2\text{CO}_3) = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$C = n / V \rightarrow n = C \times V$$

$$\text{AN: } n(\text{H}_2\text{CO}_3) = 0,1 \times 500 \times 10^{-3} = 0,05 \text{ mol}$$



$$0,05 \text{ mol de } (\text{H}_2\text{CO}_3) \rightarrow 0,05 \text{ mol de } \text{CaCO}_3$$

Aussi : $n = m/M \rightarrow m = n \times M$

$$\begin{aligned} M(\text{CaCO}_3) &= M(\text{Ca}) + M(\text{C}) + M(\text{O}) \\ &= 40 + 12 + 3 \times 16 \\ &= 100 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

$$\text{AN: } m(\text{CaCO}_3) = 0,05 \times 100 = 5 \text{ g}$$

Exercice 5:

I. On dissout 50 g de Na₂SO₄ dans 100 g d'eau.

✓ Calculer le pourcentage en poids du sel (% massique du soluté) dans la solution.

Déduire celui du solvant.

✓ Calculer les fractions molaires (soluté et solvant). Déduire le pourcentage molaire du soluté

II. Calculer la normalité de l'acide phosphorique H₃PO₄ qui contient :

a- 98 g de soluté par 500 mL de solution.

b- 0,2 équivalents-grammes de soluté par 50 mL de solution.

Données : Masse atomique molaire en g.mol⁻¹ : Na = 23 ; S = P = 31 ; O = 16; H = 1

Solution :

✓ **Calcul du pourcentage massique du soluté :**

$$\% \text{ massique (Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} + m_{\text{H}_2\text{O}}} * 100 = \frac{50}{50+100} * 100 = 33,33\%$$

$$\% \text{ massique du solvant (H}_2\text{O}) = 100 - 33,33 = 66,67\%$$

✓ **Calcul des fractions molaire :**

$$\text{Fraction molaire du soluté : } x_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} + n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} = \frac{50}{142} = 0.35 \text{ mol} ; M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 2M(\text{Na}) + M(\text{S}) + 4M(\text{O}) = 142 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100}{18} = 5,56 \text{ mol}$$

$$x_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{0,35}{0,35+5,56} = 0,0592$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{5,56}{5,56+0,35} = 0,9407 \text{ ou : } x_{\text{H}_2\text{O}} = 1 - 0,0593 = 0,9408$$

$$\% \text{ molaire de Na}_2\text{SO}_4 = x_{\text{Na}_2\text{SO}_4} * 100 = 5,92\%$$

II. Calcul de la normalité de l'acide phosphorique qui contient :

a- 98 g de soluté par 500 mL de solution :

La normalité exprime le nombre d'équivalent-gramme de soluté par litre de solution N

$$N = \frac{\text{Neq-gramme de soluté}}{V_{\text{solution}}}$$

Avec : Neq-gramme de soluté = m/M_{eq-gramme}

Et Meq-gramme = M/Z => N = C_M * Z

ou : M représente la masse moléculaire du soluté

Z représente le nombre de proton H⁺ (H₃O⁺) ou d'hydroxyle (OH⁻) échangés lors d'une réaction acido-basique ou le nombre d'électrons échangés lors d'une réaction d'oxydoréduction

La réaction de dissociation de H₃PO₄ → 3 H⁺ + PO₄³⁻ donc Z=3

Ce qui revient à calculer la concentration molaire en H₃PO₄ : C_M

$$C_M \text{ H}_3\text{PO}_4 = \frac{m_{H_3PO_4}}{M_{H_3PO_4} * V_{sol}} = \frac{98}{98 * 0,5} = 2 \text{ mol/L et } Z=3$$

Donc la normalité N = 2 * 3 = 6 eq/L (N)

b- 0,2 équivalent-gramme dans 0,05 L

$$\text{soit : } N = \frac{0,2}{0,05} = 4 \text{ eq/L} = 4N$$

Exercice 6:

Une étiquette de flacon d'un litre de solution commerciale d'acide chlorhydrique (solution aqueuse de chlorure d'hydrogène HCl) indique les informations suivantes :

Chlorure d'hydrogène : HCl

Masse molaire = 36,5 g.mol⁻¹

Pourcentage massique en chlorure d'hydrogène : 35,3 % : densité : 1,18

- Calculer la masse de chlorure d'hydrogène contenue dans ce litre de solution commerciale d'acide chlorhydrique.
- En déduire la concentration molaire de la solution commerciale ainsi que molalité de cet acide.
- Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux, mesuré dans les conditions normales de température et de pression est nécessaire pour constituer 1,00 L de cette solution commerciale ?

Données : Volume molaire d'un gaz parfait : V_m = 22,4 L.mol⁻¹, ρ_{eau} = 1 g /cm³

Solution

a. Densité d = 1,18 signifie que 1 L de solution pèse **1,18.10³ g**.

En effet : d = ρ_{sol}/ρ_{eau} avec ρ_{sol} = m_{sol} / V → m_{sol} = ρ_{sol} V = d * ρ_{eau} * V = 1,18 * 1000 * 1 = **1,18.10³ g**

Pourcentage massique : 35,3% signifie que dans 100 g de solution il y a 35,3 g de HCl.

Donc dans 1,18.10³ g de solution il y a (m) g de HCl ; Il vient : m = 1,18.10³ * 35,3 / 100 = **416,5 g**

b. Déduire la concentration molaire de la solution commerciale et la molalité

La concentration molaire C_M : C_M = n_{HCl} / V_{sol}

Or nombre de moles de HCl : n = m/M = 416,5 / 36,5 = 11,41 mol

Avec : V = 1L donc : C_M = 11,4 mol/L

Calcul de la molalité bi: $bi = \frac{n_i}{m_{solvant}}$

n_i : quantité de matière du soluté

m_{solvant} : masse du solvant en Kg

$$m_{\text{solvant}} = m_{\text{solution}} - m_{\text{soluté}} = 1,18 \cdot 10^3 - 416,5 = 763,5 \text{ g} = 0,7635 \text{ Kg}$$

Donc : $b_i = 11,41 / 0,7635 = 14,94 \text{ mol/Kg d'eau}$

c. Calcul du volume de chlorure d'hydrogène gazeux :

$$\text{D'après le volume molaire } V_m = \frac{V_{HCl}}{n_{HCl}} \Rightarrow V_{HCl} = V_m \cdot n_{HCl} = 22,4 \cdot 11,41 = 255,6 \text{ L}$$