

## Série N°1 d'exercices d'applications avec corrigé –chimie 1 –LMD– (cours)

### Exercice 1

1. a. corps purs: H<sub>2</sub>O, N<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, NaOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, S, Cu, Fe, HCl.
- b. Mélanges : eau-huile, eau-alcool, air, eau de mer, lait, pétrole, huile-vinaigre.
2. Corps purs atomiques : S, Cu, Fe.  
Corps purs moléculaires: N<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>.  
Corps purscomposés: H<sub>2</sub>O, NaOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, HCl.
3. Les systèmes hétérogènes : eau-huile, huile-vinaigre.

### Exercice 2

1. Définition : l'unité de masse atomique (u.m.a) est définie comme étant égale à 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12 (<sup>12</sup>C).  
La masse d'un atome de carbone est égale à : m(<sup>12</sup>C) = 12g/N<sub>A</sub>  
Avec N<sub>A</sub> (nombre d'Avogadro) = 6.023. 10<sup>23</sup>  
1 uma=1/12×m(<sup>12</sup>C)≈1/12 x (12/N<sub>A</sub>) = 1/ N<sub>A</sub> = 1.66030217.10<sup>-24</sup>g.
2. Valeur en u.m.a. des masses du proton, du neutron et de l'électron.  
 $m_p = 1,007277 \text{ u.m.a.}$   
 $m_n = 1,008665 \text{ u.m.a.}$   
 $m_e = 0,000549 \text{ u.m.a.}$
3. On a :  
1 Kg= 10<sup>3</sup>g donc 1.9926 10<sup>-26</sup> Kg = 1.9926 10<sup>-23</sup>g  
1.9926.10<sup>-23</sup>g → 1 atome..  
12g → N atomes  
 $\Rightarrow N = (12 \times 1)/1.9926.10^{-23} = \boxed{6.023 \cdot 10^{23} \text{ atoms}}$

On appelle ce nombre : le **Nombre d'AVOGADRO (N<sub>A</sub>)**

### Exercice 3

#### I.

##### 1. Le calcul de la molarité, la molalité et la normalité de la solution.

- La molarité ou bien la concentration molaire (C)

On a : C=n/V, avec : n=m/M

$$\Rightarrow C=m/MV$$

$$M_{H_2SO_4} = 2 \times 1 + 32 + 16 \times 4 = 98 \text{ g/mol}$$

$$\text{Donc: } C = 187,6/98 \times 1$$

$$\Rightarrow \boxed{C=1,914 \text{ mol/L}}$$

- *La molalité (bi)*

On a  $bi = ni/m_{\text{solvant}}$  (Kg)

$ni = m/M = 187,6/98$

**ni= 1,914 mol**

$m_{\text{solvant}} = m_{\text{solution}} - m_{\text{soluté}}$

On a  $\rho_{\text{solution}} = m_{\text{solution}} / V_{\text{solution}} \Rightarrow m_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}} \times V_{\text{solution}}$

$m_{\text{solution}} = 1,1722 \times 1 = 1,1722$  Kg

donc :  $m_{\text{solvant}} = 1,1722 - 187,6 \cdot 10^{-3}$

**$\Rightarrow m_{\text{solvant}} = 0,9846$  Kg**

$bi = 1,914 / 0,9846$

**$\Rightarrow bi = 1,944$  mol/Kg du solvant**

- *La normalité ou la concentration normale (N)*

On a :  $N = \frac{n_{\text{eq-gramme des soluté}}}{V_{\text{solution}}}$

Avec :  $n_{\text{eq-gramme de soluté}} = \frac{m}{M_{\text{eq-gramme}}}$

Et  $M_{\text{eq-gramme}} = \frac{M_{\text{soluté}}}{Z} \Rightarrow N = \frac{m \cdot Z}{M \cdot V} = C \times Z$

Z représente le nombre de proton H<sup>+</sup> (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) ou d'hydroxyle (OH<sup>-</sup>) échangés lors d'une réaction acido-basique ou le nombre d'électrons échangés lors d'une réaction d'oxydoréduction

La réaction de dissociation de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → 2 H<sup>+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> donc Z=2

Donc : N= 1,914 × 2

**$\Rightarrow N = 3.828$  eq/L (N)**

**1. La fraction moléculaire du soluté et de solvant.**

Le soluté est H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, le solvant est H<sub>2</sub>O (solution aqueuse)

On a :  $x_i = n_i/n_T \Rightarrow x_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} / n_T$

$x_{\text{eau}} = n_{\text{eau}} / n_T$

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = m_{\text{H}_2\text{SO}_4} / M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \\ = 3.15 / 98$$

**$\Rightarrow n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,914$  mol**

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} / M_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{solvant}} = 0,9846 \text{ Kg} = 984,6 \text{ g}$$

$$\Rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = 984,6 / 18$$

**$n_{\text{H}_2\text{O}} = 54,66$  mol**

D'où,  $n_T = 1,914 + 54,66$

$$\Rightarrow n_T = 56,58 \text{ mol}$$

$$X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,914 / 56,58 \Rightarrow x_{\text{NaCl}} = 0,034$$

$$x_{\text{eau}} = 54,66 / 56,58 \Rightarrow x_{\text{eau}} = 0,966$$

ou bien:  $x_{\text{eau}} + x_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 \Rightarrow x_{\text{eau}} = 1 - x_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1 - 0,034 = 0,966$ .

**II.**

**1. Le nombre de moles de NaOH reste constant :**

$$n = C_i \times V_i = 0,50 \times 0,300 = 0,150 \text{ mol.}$$

Sa nouvelle concentration :  $C_f = n \times V_f = 0,150 \times 500 = 0,300 \text{ mol/L.}$

**Molarité finale : 0,30 mol·L<sup>-1</sup>.**

**2. Concentration massique**

Masse molaire de NaOH :  $M = 23 + 16 + 1 = 40,0 \text{ g/mol.}$

$$C_m = C_f \times M = 0,300 \times 40,0 = 12,0 \text{ g/L}$$

**Concentration massique : 12,0 g·L<sup>-1</sup>**

## Série de TD N°1 avec corrigé –chimie 1–LMD– (TD)

### Exercice 1

Le nombre de moles (n) et le nombre d'atomes (N):

1. Le fer (Fe):  $n = m / M = 6,3 / 56 = 0,1125 \text{ mol}$ .

$$N = n \times N_A = 0,1125 \times 6,023 \times 10^{23} = 0,677875 \times 10^{23} \text{ atomes.}$$

Où:  $N_A$  : Nombre d'Avogadro:  $6,023 \times 10^{23}$ .

2. Dinitrogène ( $N_2$ ) :  $n = V / V_m = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ mol}$ .

$$N = n \times N_A = 0,2 \times 6,023 \times 10^{23} = 1,2046 \times 10^{23} \times 2 = 2,41 \cdot 10^{23} \text{ atomes.}$$

Où:  $V_m$ : Le volume molaire.

3. Pour calculer le nombre d'atomes de S, H et O, on doit calculer le nombre de molécules  $H_2SO_4$ .

**Calcul du nombre de moles de  $H_2SO_4$ :**

On a:  $n = m/M = 49 / (2 \times 1 + 32 + 16 \times 4)$   
 $= 49/98$

$\Rightarrow n = 0,5 \text{ mol}$

**Le nombre de molécules  $H_2SO_4$ :**

1 mol  $\rightarrow 6,023 \cdot 10^{23}$  molécules

0,5 mol  $\rightarrow N$  molécules

$N = 0,5 \times 6,023 \cdot 10^{23}$

$\Rightarrow N = 3,0115 \cdot 10^{23}$  molécules

- **Pour les atomes du soufre :**

On a: 1 molécule  $H_2SO_4 \rightarrow 1$  atome S

$3,0115 \cdot 10^{23}$  molécules  $\rightarrow x$

$\Rightarrow x = 3,0115 \cdot 10^{23}$  atomes

Donc **nombre d'atomes de S est  $3,0115 \cdot 10^{23}$  atomes**

- **Pour les atomes d'hydrogène :**

On a: 1 molécule  $H_2SO_4 \rightarrow 2$  atomes H

$3,0115 \cdot 10^{23}$  molécules  $\rightarrow x$

$\Rightarrow x = 2 \times 3,0115 \cdot 10^{23} = 6,023 \cdot 10^{23}$  atomes

Donc **nombre d'atomes de H est  $6,023 \cdot 10^{23}$  atomes**

- **Pour les atomes d'oxygène :**

On a: 1 molécule  $H_2SO_4 \rightarrow 4$  atomes de O

$3,0115 \cdot 10^{23}$  molécules  $\rightarrow x$

$\Rightarrow x = 4 \times 3,0115 \cdot 10^{23} = 12,046 \cdot 10^{23}$  atomes

Donc **nombre d'atomes de O est  $12,046 \cdot 10^{23}$  atomes**

Une solution a été obtenue en dissolvant une masse  $m = 34,2$  g de sulfate d'aluminium  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  dans  $500 \text{ cm}^3$  d'eau.

**Données :**  $m = 34,2$  g d' $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  dissous dans  $500 \text{ cm}^3$  d'eau ( $V = 500 \text{ cm}^3 = 0,500 \text{ L}$ ).

**1. Masse molaire de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$**

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342,15 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

**2. Nombre de moles**

$$n=m/M=34,2 / 342,15 = 0,09996 \text{ mol. (on peut arrondir à 0,1000 mol selon les chiffres significatifs).}$$

**3. Concentration molaire C ( $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ )**

Volume  $\approx 0,500 \text{ L}$ , donc

$$C=n/V=0,09996/0,500=0,1999 \text{ mol/L} \approx 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

**4. Concentration massique ( $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ )**

$$\rho_m = \text{masse du soluté/volume de solution (L)} = 34,2 / 0,500 = 68,4 \text{ g/L.}$$

**5. Volume d'eau à ajouter pour obtenir  $C'=0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$**

On garde le même nombre de moles (n).

Volume final nécessaire  $V'=n/C'=0,09996/0,10=0,9996 \text{ L} = 999,6 \text{ mL}$ .

Volume d'eau à ajouter =  $V'-V_{\text{initial}}=0,9996-0,500=0,4996 \text{ L} \approx 0,500 \text{ L} (\approx 500 \text{ mL})$ .

(Remarque : on a supposé que le volume de la solution  $\approx$  volume d'eau initial (variation de volume par dissolution négligée), ce qui est l'hypothèse habituelle dans ces exercices.)

**Exercice 3**

1. Le nombre de mole de KOH dissoute:  $n = m / M (\text{KOH}) = 12 / (39 + 16 + 1) = 0,21$  moles.
2. a) La Molalité ( $C_m$ ):  $C_m = n(\text{soluté}) / m(\text{solvant}) = 0,21 \cdot 250 \times 10^{-3} = 0,85 \text{ mol/Kg}$   
Où  $\rho = m/V$   
b) La Molarité ( $C_M$ ):  $C_M = n(\text{soluté}) V(\text{solution}) = 0,21 \cdot 250 \times 10^{-3} = 0,85 \text{ mol/L}$   
c) La Normalité ( $C_N$ ):  $C_N = C_M \times n_{eq}$   
Le nombre d'équivalents-grammes de KOH:  $\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$   
 $n_{eq} = 1$ , donc:  $C_N = C_M = 0,85 \text{ N.}$

1. % NaCl =  $[m(\text{NaCl}) / \{m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O})\}] \times 100$

$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \times V(\text{H}_2\text{O}) = 0.998 \times 90 = 89.82 \text{ g.}$

Masse de la solution :  $m_{\text{sol}} = m(\text{eau}) + m(\text{NaCl}) = 89.82 + 1.00 = 90.82 \text{ g.}$

% NaCl =  $1/(1+89.82) \times 100 = 1.1 \%$ .

2. Fraction massique de NaCl (sans unité)

$W(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / m(\text{sol}) = 1.00 / 90.82 = 0.01101 (\approx 0.01101)$

3. Fraction molaire de NaCl : X(NaCl)

Masse molaire du NaCl :  $M(\text{NaCl}) = 23.0 + 35.5 = 58.5 \text{ g/mol.}$

- Nombre de moles NaCl :  $n(\text{NaCl}) = 1.00 / 58.5 = 0.01709 \text{ mol.}$
- Nombre de moles d'eau :  $n(\text{eau}) = 89.82 / 18.015 = 4.9858 \text{ mol.}$

$X(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) / (n(\text{NaCl}) + n(\text{eau})) = 0.01709 / (0.01709 + 4.9858) = 0.003417.$

### **Exercice supplémentaire :**

L'acide sulfurique est **diprotique** (il peut libérer 2 ions ( $\text{H}^+$ ) par molécule).

1. **Nombre de moles :**  $n = m/M = 9.8 / 98 = 0.100 \text{ mol}$

2. **Molarité C**

$C = n/V = 0.1000 / 0.2 = 0.50 \text{ mol/L.}$

On peut obtenir la normalité de deux façons :

### **Méthode A — à partir de la molarité :**

Formule directe :  $N = C \times z$

C : est la molarité ( $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ )

z : est la valence ( $\text{équivalents} \cdot \text{mol}^{-1}$ ).

On a trouvé précédemment que  $C = 0.50 \text{ mol/L}$ , pour  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2$  (diprotique).

Donc :  $N = 0.50 \times 2 = 1.0 \text{ N.}$

**Contrôle d'unités :**  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \times (\text{équivalents} \cdot \text{mol}^{-1}) = \text{équivalents} \cdot \text{L}^{-1}$

Définitions :

- Masse molaire  $M=98 \text{ g/mol}$ .
- Équivalent-gramme  $E=M/z=98/2=49 \text{ g/équivalent}$

Étapes :

1. Calculer le nombre d'équivalents contenus dans la masse dissoute :

Équivalents totaux= $m/E=9,8 /49 =0,200$  équivalents.

2. Diviser par le volume de solution pour obtenir la **normalité** :

$N= \text{Équivalents totaux} / V= 0,200 / 0,200 =1,0 \text{ N}$ .

Cette **Méthode B** donne le même résultat que la **Méthode A** — bon contrôle de cohérence.