

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

Exercice 1

- a. corps purs: H_2O , N_2 , O_3 , NaOH , H_2SO_4 , CO_2 , S , Cu , Fe , HCl .
b. Mélanges : eau-huile, eau-alcool, air, eau de mer, lait, pétrole, huile-vinaigre.
- Corps purs atomiques : S , Cu , Fe .
Corps purs moléculaires: N_2 , O_3 .
Corps purs composés: H_2O , NaOH , H_2SO_4 , CO_2 , HCl .
- Les systèmes hétérogènes : eau-huile, huile-vinaigre.

Exercice 2

- 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 (^{12}C).
La masse d'un atome de carbone est égale à : $m(^{12}\text{C}) = 12\text{g}/N_A$
Avec N_A (nombre d'Avogadro) = $6.023 \cdot 10^{23}$
 $1 \text{ uma} = 1/12 \times m(^{12}\text{C}) \approx 1/12 \times (12/N_A) = 1/N_A = 1.66030217 \cdot 10^{-24}\text{g}$.
- Valeur en u.m.a. des masses du proton, du neutron et de l'électron.
 $m_p = 1,007277 \text{ u.m.a.}$
 $m_n = 1,008665 \text{ u.m.a.}$
 $m_e = 0,000549 \text{ u.m.a.}$
- On a :
 $1 \text{ Kg} = 10^3\text{g}$ donc $1.9926 \cdot 10^{-26} \text{ Kg} = 1.9926 \cdot 10^{-23}\text{g}$
 $1.9926 \cdot 10^{-23}\text{g} \rightarrow 1 \text{ atome..}$
 $12\text{g} \rightarrow N \text{ atomes}$
 $\Rightarrow N = (12 \times 1)/1.9926 \cdot 10^{-23} = \mathbf{6.023 \cdot 10^{23} \text{ atomes}}$

On appelle ce nombre : le **Nombre d'AVOGADRO (N_A)**

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 : $n = m/M$

$$\Rightarrow C = m/MV$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \times 1 + 32 + 16 \times 4 = 98 \text{ g/mol}$$

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

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

- La molalité (bi)

On a $n_i = m_i / m_{\text{solvant}}$ (Kg)

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

$$n_i = 1,914 \text{ mol}$$

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

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

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

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

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

$$b_i = 1,914/0,9846$$

$$\Rightarrow b_i = 1,944 \text{ mol/Kg du solvant}$$

- La normalité ou la concentration normale (N)

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

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

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

Z représente le nombre de proton H^+ (H_3O^+) 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 $H_2SO_4 \rightarrow 2 H^+ + SO_4^{2-}$ donc $Z=2$

$$\text{Donc : } N = 1,914 \times 2$$

$$\Rightarrow N = 3,828 \text{ eq/L (N)}$$

1. La fraction moléculaire du soluté et de solvant.

Le soluté est H_2SO_4 , le solvant est H_2O (solution aqueuse)

$$\text{On a : } x_i = n_i / n_T \Rightarrow x_{H_2SO_4} = n_{H_2SO_4} / n_T$$

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

$$n_{H_2SO_4} = m_{H_2SO_4} / M_{H_2SO_4} \\ = 3,15/98$$

$$\Rightarrow n_{H_2SO_4} = 1,914 \text{ mol}$$

$$n_{H_2O} = m_{H_2O} / M_{H_2O}$$

$$m_{H_2O} = m_{\text{solvant}} = 0,9846 \text{ Kg} = 984,6 \text{ g}$$

$$\Rightarrow n_{H_2O} = 984,6/18$$

$$n_{H_2O} = 54,66 \text{ mol}$$

$$\text{D'où, } n_T = 1,914 + 54,66$$

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

$$x_{H_2SO_4} = 1,914/56,58 \Rightarrow x_{NaCl} = 0,034$$

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

$$\text{ou bien: } x_{\text{eau}} + x_{H_2SO_4} = 1 \Rightarrow x_{\text{eau}} = 1 - x_{H_2SO_4} = 1 - 0,034 = 0,966.$$

II.

1. Le nombre de moles de NaOH reste constant :

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

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

Molarité finale : $0,30 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. Concentration massique

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

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

Concentration massique : $12,0 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$

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: 6.023×10^{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 :

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

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

Le nombre de molécules H_2SO_4 :

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

$$0,5 \text{ mol} \rightarrow N \text{ molécules}$$

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

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

- **Pour les atomes du soufre :**

$$\text{On a: } 1 \text{ molécule } H_2SO_4 \rightarrow 1 \text{ atome S}$$

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

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

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

- **Pour les atomes d'hydrogène :**

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

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

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

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

- **Pour les atomes d'oxygène :**

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

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

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

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

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

Données : $m = 34,2 \text{ g}$ d' $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dissous dans 500 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

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

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

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

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

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).

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

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

(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) : $C_m = n(\text{soluté}) / m(\text{solvant}) = 0,21 / 250 \times 10^{-3} = 0,85 \text{ mol/Kg}$
Où $\rho = m/V$

b) La Molarité (C_M) : $C_M = n(\text{soluté}) / V(\text{solution}) = 0,21 / 250 \times 10^{-3} = 0,85 \text{ mol/L}$

c) La Normalité (C_N) : $C_N = C_M \times n_{\text{eq}}$

Le nombre d'équivalents-grammes de KOH: $\text{KOH} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

$n_{\text{eq}} = 1$, donc: $C_N = C_M = 0,85 \text{ N}$.

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

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

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

$\% \text{ NaCl} = 1 / (1 + 89.82) \times 100 = \mathbf{1.1 \%}.$

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 : $X(\text{NaCl})$

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 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 $M=98$ g/mol.
- Équivalent-gramme $E=M/z=98/2=49$ 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** :

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

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