

**Série de TD N°1**  
**- Chimie 1 -**

**Exercice 1**

On considère 200 g d'ammoniac  $\text{NH}_3$  à l'état gazeux. Déterminer :

- 1/ Le nombre de molécules de  $\text{NH}_3$  qu'il y a dans cette masse.
- 2/ Les nombres de moles de molécules produites d'hydrogène et d'azote.
- 3/ Les pourcentages massiques d'hydrogène et d'azote de la molécule.
- 4/ Le volume d'ammoniac correspondant aux conditions normales de température et de pression (0°C et 1atm).

**Exercice 2**

Soit la réaction chimique :  $\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)}$

Lors de la décomposition de 9 grammes d'eau, déterminer :

- 1) Les nombres de moles de molécules produites d'hydrogène et d'oxygène.
- 2) Les volumes dégagés d'hydrogène et d'oxygène dans les conditions normales de température et de pression.

**Exercice 3**

I/ On dissout 50 g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  dans 100 g d'eau.

- Calculer le pourcentage en poids du sel (% massique du soluté) dans la solution. Déduire celui du solvant.
- Calculer le pourcentage molaire du soluté et du solvant.

II/ Calculer le nombre d'ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{SO}_4^{2-}$  contenus dans 10,8g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  ?

III/ Calculer la molarité et la normalité d'une solution d'acide phosphorique  $\text{H}_3\text{PO}_4$  à 9,6 % sachant que sa densité est de  $d = 1,02$  ?

**Exercice 4**

I/ On dispose d'une fiole jaugée de 250 ml pour préparer une solution de  $\text{MgCl}_2$ . Quelle masse doit-on dissoudre dans la fiole jaugée pour obtenir une concentration apportée en  $(\text{Mg}^{2+}, 2\text{Cl}^-)$  de 0,1 mol/l ?

II/ Quel volume d'eau faut-il ajouté à 200 ml d'une solution 0,5 M d'acide chlorhydrique HCl pour préparer une solution à 0,35 M ?

**Exercice 5**

Une solution aqueuse contient 28% en masse d'éthanol,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , et sa masse volumique est de 0,96 g/cm<sup>3</sup>.

- 1/ Calculer la molarité
- 2/ Calculer les fractions molaires d'éthanol et d'eau de cette solution.

**Exercice 6**

L'acide chlorhydrique HCl commercial possède une concentration de 25% en masse et une densité de 1,12. -

- Calculer la concentration massique, la concentration molaire et la molalité de cet acide.

**Données :**

Nombre d'Avogadro :  $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

Masses atomiques (g/mol) : N = 14; H = 1; O = 16; Na = 23; S = 32 ; P = 31 ; Cl = 35,5 ; Mg = 24,3 ; C = 12

Corrige de la Serie TD N° 1.  
- Chimie 1 -

Exercice 1:

1) le nbre de molécules de  $\text{NH}_3$ :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{200}{(14 + 3(1))} = 11,764 \text{ mol}$$

1 mole de molécule  $\text{NH}_3 \longrightarrow N_A$  molécules  $\text{NH}_3$

$$11,764 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$\Rightarrow x = (11,764)(6,023 \cdot 10^{23}) = 7,085 \cdot 10^{24} \text{ molécules.}$$

2) le nbre de moles de molécules produites d' $\text{H}_2$  et d' $\text{N}_2$ :



donc:  $n_{\text{N}_2} = \frac{1}{2} \cdot n_{\text{NH}_3} = \frac{1}{2}(11,764) = 5,882 \text{ mol}$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{3}{2} \cdot n_{\text{NH}_3} = \frac{3}{2}(11,764) = 17,646 \text{ mol}$$

3) Les % massiques d' $\text{H}_2$  et d' $\text{N}_2$ :

$$\left( \% \text{ massiq} \right)_{\text{de } \text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{m_{\text{N}_2} + m_{\text{H}_2}} \times 100$$

et:  $n_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} \Rightarrow m_{\text{N}_2} = n_{\text{N}_2} \cdot M_{\text{N}_2}$

$$\left\{ m_{\text{N}_2} = (5,882)(2 \times 14) = 164,7 \text{ g} \right.$$

$$\left. m_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \cdot M_{\text{H}_2} = (17,646)(2 \times 1) = 35,3 \text{ g} \right.$$

$$\left( \frac{\% \text{ massique}}{\text{de N}_2} \right) = \frac{164,7}{200} \times 100 = 82,35\%$$

$$\left( \frac{\% \text{ massique}}{\text{de H}_2} \right) = \frac{35,3}{200} \times 100 = 17,65\%$$

4) le volume de  $\text{NH}_3$  dans les CNTP:

$$\text{et } \begin{cases} T = 0^\circ\text{C} \\ P = 1 \text{ atm} \end{cases} \Rightarrow V_m = 22,4 \text{ l/mol.}$$

$$\text{donc: } V_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} \cdot V_m = (11,764)(22,4) = 263,513$$

$$V_{\text{NH}_3} = 263,513 \text{ l}$$

### Exercice 2:

1) le nbre de moles d' $\text{H}_2$  et d' $\text{O}_2$  produites:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{9}{(2 \times 1) + 16} = 0,5 \text{ mol}$$

$$\begin{cases} n_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2\text{O}} \\ n_{\text{O}_2} = \frac{1}{2} \cdot n_{\text{H}_2\text{O}} \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} n_{\text{H}_2} = 0,5 \text{ mol} \\ n_{\text{O}_2} = \frac{1}{2}(0,5) = 0,25 \text{ mol} \end{cases}$$

2) les volumes dégagés d' $\text{H}_2$  et d' $\text{O}_2$  dans CNTP:

$$\begin{cases} V_{\text{H}_2} = n_{\text{H}_2} \cdot V_m = (0,5)(22,4) = 11,2 \text{ l} \end{cases}$$

$$\begin{cases} V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot V_m = (0,25)(22,4) = 5,6 \text{ l.} \end{cases}$$

### Exercice 3 :

I) \*) Calcul du %. en poids du soluté et du solvant

$$\% \text{ massiq} \text{ du soluté} = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{soluté}} + m_{\text{solvant}}} \times 100 \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{soluté} = \text{Na}_2\text{SO}_4 \\ \text{solvant} = \text{H}_2\text{O} \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \% \text{ massiq} \text{ du soluté} = \frac{50}{50 + 100} \times 100 = 33,33\% \\ \% \text{ massiq} \text{ du solvant} = 100 - 33,33 = 66,67\% \end{array} \right.$$

\*) Calcul du %. molaire :

$$\% \text{ molaire du soluté} = \frac{n_{\text{soluté}}}{n_{\text{soluté}} + n_{\text{solvant}}} \times 100$$

$$\left\{ \begin{array}{l} n_{\text{soluté}} = \frac{m}{M} = \frac{50}{(2 \cdot 23) + 32 + 4 \cdot (16)} = 0,35 \text{ mol} \\ n_{\text{solvant}} = \frac{100}{18} = 5,56 \text{ mol} \end{array} \right.$$

$$\% \text{ molaire du soluté} = 5,92\% \quad \text{et} \quad \% \text{ molaire du solvant} = 94,08\%$$

II) Calcul du nbre d'ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{SO}_4^{2-}$  dans 10,8g de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :



$$\left\{ \begin{array}{l} n_{\text{Na}^+} = 2 \cdot n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \\ n_{\text{SO}_4^{2-}} = n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \end{array} \right\} \quad \text{et } m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{m}{M} = \frac{10,8}{(2(23) + 32 + 4(16))}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,076 \text{ mol.}$$

donc :  $\left\{ \begin{array}{l} n_{\text{Na}^+} = 0,152 \text{ mol} \\ n_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,076 \text{ mol} \end{array} \right.$

\* le nbre d'ions  $\text{Na}^+$ :



$$0,152 \text{ mol} \longrightarrow x.$$

$$\Rightarrow x = (0,152)(6,023 \cdot 10^{23}) = 9,15 \cdot 10^{22} \text{ ions Na}^+$$

\* le nbre d'ions  $\text{SO}_4^{2-}$ :



$$0,076 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$\Rightarrow x = (0,076)(6,023 \cdot 10^{23}) = 4,58 \cdot 10^{22} \text{ ions } \text{SO}_4^{2-}$$

III) Calcul de la molarité et la normalité:

la molarité: concentration molaire

on a:  $\text{H}_3\text{PO}_4$  à 9,6% donc :

9,6 g dans 100g de solution.

$$\text{et : } d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{100}{1,02} = 98 \text{ ml}$$

$$\left. \begin{array}{l} 9,6 \text{ g} \longrightarrow 98 \text{ ml} \\ C_m \longrightarrow 1000 \text{ ml} \end{array} \right\} \Rightarrow C_m = 97,96 \text{ g/l}$$

$$\text{et : } C = \frac{C_m}{M_{H_3PO_4}} = \frac{97,96}{98} = 0,999 \simeq 1 \text{ mol/l}$$

\*) la normalité:

$$\text{on a : } N = z \cdot C \text{ et}$$

$$z = 3 \text{ (3 H<sup>+</sup>) } \Rightarrow N = 3 \times 1 = 3 \text{ N.}$$

Exercice 4:

I) - Calcul de la masse de MgCl<sub>2</sub>:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} \Rightarrow m = C \cdot M \cdot V$$

$$m = (0,1)(24,3 + 2(35,5))(0,25) = 2,38 \text{ g.}$$

II) - Calcul du volume d'eau:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2 \text{ avec : } \begin{cases} C_1 = 0,5 \text{ M} \\ V_1 = 200 \text{ ml} \\ C_2 = 0,35 \text{ M.} \end{cases}$$

$$\Rightarrow V_2 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_2} = 285,71 \text{ ml}$$

### Exercice 5:

1) Calcul de la molarité :

$$C = \frac{n_{\text{alcool}}}{V_{\text{solut}}} = \frac{n_{\text{alcool}}}{M_{\text{alcool}} \cdot V_{\text{sol}}}$$

or:  $\begin{cases} V_{\text{solution}} = 1 \text{ l} \\ M_{\text{alcool}} = 46 \text{ g/mol} \end{cases}$

dans 100g de solution  $\rightarrow$  28g de l'alcool  
 $m_{\text{solut}} \rightarrow m_{\text{alcool}}$ .

$$m_{\text{solut}} = f \cdot V = 0,96 \times 10^3 \text{ ml} = 960 \text{ g.}$$

$$m_{\text{alcool}} = \frac{m_{\text{solut}} \times 28}{100} = 268,8 \text{ g.}$$

donc:  $C = \frac{268,8}{(46)(1 \text{ l})} = 5,843 \text{ mol/l.}$

2) Calcul des fract<sup>s</sup> molaires d'éthanol et d'eau :

$$x_{\text{eth}} = \frac{n_{\text{eth}}}{n_{\text{eth}} + n_{\text{eau}}} \quad \text{et} \quad n_{\text{eth}} = \frac{m_{\text{eth}}}{M_{\text{eth}}} = \frac{268,8}{46}$$

$$n_{\text{eth}} = 5,843 \text{ mol}$$

$$\text{et } n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{(m_{\text{solut}} - m_{\text{eth}})}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{(960 - 268,8)}{18}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 38,4 \text{ mol}$$

$$x_{\text{eth}} = 0,132 \quad \text{et} \quad x_{\text{eau}} = 1 - x_{\text{eth}} = 0,868.$$

### Exercice 6 :

\* Calcul de la concentration massique  $C_m$ :

$$\left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ g de solution} \longrightarrow 25 \text{ g d'HCl} \\ m_{\text{solut}} = \longrightarrow m_{\text{HCl}} \end{array} \right.$$

$$\text{et } V_{\text{solut}} = 1 \text{ l}$$

$$C_m = \frac{m_{\text{HCl}}}{V_{\text{solut}}} \quad \text{avec : } m_{\text{HCl}} = \frac{25}{100} \cdot m_{\text{solut}}$$

. la masse de la solution:

$$f_{\text{solut}} = \frac{m_{\text{solut}}}{V_{\text{solution}}} \quad \text{et } d = \frac{f_{\text{solut}}}{f_{\text{eau}}}$$

$$\Rightarrow m_{\text{solut}} = f_{\text{solut}} \cdot V_{\text{solut}} = d \cdot f_{\text{eau}} \cdot V_{\text{solut}}$$

$$\text{et } f_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3.$$

$$\text{donc: } m_{\text{solution}} = d \cdot V_{\text{solut}} = (1,12) \cdot (10^3)$$

$$\frac{25}{100} \cdot 1120 = 1120 \text{ g.}$$

$$C_m = \frac{\frac{25}{100} \cdot 1120}{1 \text{ l}} = 280 \text{ g/mol.}$$

\* Concentration molaire:  $C = \frac{C_m}{M} = 7,617 \text{ mol/l}$

\* Molalité:

$$b_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}} (\text{mol})}{m_{\text{solvant}} (\text{kg})}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{280}{(35,3 + 1)} = 7,67 \text{ mol}.$$

$$\begin{aligned}m_{\text{solvant}} &= m_{\text{solution}} - m_{\text{HCl}} = 1120 - 280 \\&= 840 \text{ g} = 0,84 \text{ kg}\end{aligned}$$

$$\Rightarrow b_{\text{HCl}} = \frac{7,67}{0,84} = 9,13 \text{ mol/kg d'eau.}$$