

Corrigé

Série de TD N°1

Exercice 1

a)- Les corps purs : O₂, Ag et NaCl

Les mélanges : l'eau minérale, l'eau de mer, huile, la vinaigrette et l'eau sucrée.

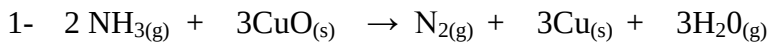
b)- Les corps simples : O₂ et Ag

Les corps composés : NaCl

c)- Mélanges homogènes (1 seule phase) : l'eau minérale, l'eau de mer, huile et l'eau sucrée

Mélanges hétérogènes (2 phases) : la vinaigrette

Exercice 2



2- Corps simples : N₂ et Cu

Corps composés : NH₃, CuO et H₂O

3-

- Réactifs : deux phases (gaz : NH₃, solide : CuO)

- Produits : (gaz : N₂ et H₂O ; Solide : Cu).

Exercice 3

La formule moléculaire de la caféine est de C_xH_yN_zO_o

On sait que la masse molaire d'une molécule est égale à la somme des masses atomiques des éléments qui composent la molécule

Donc, la masse molaire de la caféine = [(12*x) + (1*y) + (14*z) + (16*o)] = 194,2 g/mol

Carbone :

Pour une mole de caféine : 194,2 g → 100%
12*x g → 49,48%

$$x = (49,48 \cdot 194,2) / 12 \rightarrow x = 8,007$$

Hydrogène :

Pour une mole de caféine : 194,2 g → 100%
1*y g → 5,15%

$$y = (49,48 \cdot 194,2) / 12 \rightarrow x = 10,001$$

Azote :

Pour une mole de caféine : 194,2 g → 100%
14*z g → 28,87%

$$z = (49,48 \cdot 194,2) / 12 \rightarrow x = 4,004$$

Oxygène :

Pour une mole de caféine : 194,2 g → 100%
16*o g → 16,49%

$$o = (49,48 \cdot 194,2) / 12 \rightarrow x = 2,001$$

En arrondissant, on obtient la formule moléculaire de la caféine : C₈H₁₀N₄O₂

2^{eme} méthode :

On détermine d'abord la masse de chaque élément dans une mole (194,2 g) de caféine, ensuite on convertit on mole, comme suit :

Exemple de calcul pour le Carbone :

$$\frac{49,48 \text{ g C}}{100 \text{ g caféine}} \times \frac{194,2 \text{ g C}}{\text{mol}} = \frac{96,09 \text{ g C}}{\text{Mol de caféine}} \rightarrow \frac{96,09 \text{ g C}}{\text{Mol de caféine}} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = \frac{8,007 \text{ mol C}}{\text{Mol de caféine}}$$

Exercice 4

42,4 g de carbonate de sodium (Na_2CO_3).

1- Calcul du nombre de moles de Na_2CO_3 correspondant.

$$n = m / M = 42,4 / [(23 \times 2) + 12 + (16 \times 3)] \rightarrow n = 0,4 \text{ mol}$$

2- Calcul du nombre de moles d'atomes de sodium.

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mole de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{contient}} 2 \text{ moles de Na} \\ 0,4 \text{ mole de } \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\quad\quad\quad} X \end{array} \right\} X = 0,8 \text{ moles d'atomes de sodium.}$$

3- Le nombre d'atomes de sodium et d'oxygène contenus dans cet échantillon.

$$\text{Na} \rightarrow 0,8 * 6,023 \cdot 10^{23} = 4,818 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

$$\text{O} \rightarrow 0,4 * 3 * 6,023 \cdot 10^{23} = 7,227 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

4- Le nombre de molécules de Na_2CO_3 .

$$N = n * N_A = 0,4 * 6,023 \cdot 10^{23} = 2,41 \cdot 10^{23} \text{ molécules.}$$

$$5- \text{Masse de carbone} = n * M = 0,4 * 12 = 4,8 \text{ g}$$

$$\text{Pourcentage de carbone} = (\text{masse de carbone} / \text{masse totale}) * 100 = (4,8/42,4) * 100 = 11,32 \%$$

Exercice 5

1- Le nombre de molécule (N) de $\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2 = n * N_A = (m/M) * N_A$

$$M_{(\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2)} = (7 \times 12) + (14 \times 1) + (16 \times 2) = 130 \text{ g/mol}$$

$$N_{(\text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2)} = (10^{-6}/130) * 6,023 \cdot 10^{23} = 4,633 \cdot 10^{15} \text{ molécules.}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ molécule de } \text{C}_7\text{H}_{14}\text{O}_2 \rightarrow 7 \text{ atomes de carbone} \\ 4,63 \cdot 10^{15} \text{ molécules} \rightarrow X \text{ atomes de carbone} \end{array} \right\} X = 32,431 \cdot 10^{15} \text{ atomes de carbone}$$

Exercice 6

$$n = \frac{m}{M} ; N = n \cdot N_A \text{ avec } n: \text{nombre de moles}; N: \text{nombre d'atomes}; N_A: \text{nombre d'avogadro}$$

1. Dans : 6 g de Fe : $n_{Fe} = \frac{6}{56} = 0,107 \text{ mol} \Rightarrow 0,107 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 6,444 \cdot 10^{22} \text{ atomes}$

6 g de C : $n_C = \frac{6}{12} = 0,5 \text{ mol} \Rightarrow 0,5 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 3,011 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$

6 g de Ag : $n_{Ag} = \frac{6}{108} = 0,055 \text{ mol} \Rightarrow 0,055 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 3,312 \cdot 10^{22} \text{ atomes}$

2. La masse en gramme de :

1,52 mol de Cu : $m_{Cu} = n_{Cu} \cdot M_{Cu} = 1,52 \cdot 63,5 = 96,52 \text{ g}$

1,52 mol de Na : $m_{Na} = n_{Na} \cdot M_{Na} = 1,52 \cdot 23 = 34,96 \text{ g}$

1,52 mol de Au : $m_{Au} = n_{Au} \cdot M_{Au} = 1,52 \cdot 197 = 299,44 \text{ g}$

3. Dans un échantillon de 1,59 g d'oxyde de cuivre CuO :

On a $n_{Cu} = n_O = n_{CuO} = \frac{1,59}{63,5+16} = 0,02 \text{ mol}$

$\Rightarrow N = 0,02 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 1,204 \cdot 10^{22} \text{ atomes de Cu et de O, et } 1,204 \cdot 10^{22} \text{ molécules de CuO}$

4. Echantillon 1 : 0,2 mol de $Fe_2(SO_4)_3$ $N = 2 \cdot 0,2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 2,409 \cdot 10^{23} \text{ atomes de fer}$

Echantillon 2 : 20 g de fer $n = \frac{m}{M} = \frac{20}{56} = 0,357 \text{ mol} ; N = 0,357 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} = 2,151 \cdot 10^{23} \text{ atomes de fer}$

Echantillon 3 : $N = 2,5 \cdot 10^{23} \text{ atomes de fer} \Rightarrow$ c'est l'échantillon 3 qui contient le plus d'atomes de fer.

Exercice 7:

$5,38 \cdot 10^{19}$ particules α (He^{2+}) forment 2 cm^3 de gaz He dans les CNTP

$$\text{CNT: } \begin{cases} T = 0^\circ\text{C} \\ P = 1 \text{ atm} \\ V = 22,4 \text{ l.} \end{cases}$$

$$\begin{aligned} 1 \text{ m}^3 &= 10^3 \text{ l} \\ \text{cm}^3 (10^2)^3 &= 10^3 \text{ l} \\ 1 \text{ l} &= 10^3 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

1) - Calcul de N^0 :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mole de particules } \alpha &\longrightarrow N^0 \text{ particules } \alpha \longrightarrow 22,4 \text{ l.} \\ 5,38 \cdot 10^{19} \text{ particules } \alpha &\longrightarrow 2 \cdot 10^{-3} \text{ l.} \end{aligned}$$

$$\Rightarrow N^0 = \frac{(5,38 \cdot 10^{19})(22,4)}{2 \cdot 10^{-3}} = 6,025 \cdot 10^{23}$$

$$N^0 = 6,025 \cdot 10^{23} \text{ on va utiliser cette valeur pour la suite de l'exo}$$

2) - Déterminer le nbre de particules α présent dans :

⊙ 300 cm^3 : (CNTP)

$$\begin{aligned} 1 \text{ mole de particules } \alpha &\longrightarrow N^0 \text{ part. } \alpha \longrightarrow 22,4 \text{ l.} \\ x &\longrightarrow 300 \cdot 10^{-3} \text{ l} \end{aligned}$$

$$x = \frac{(300 \cdot 10^{-3})(6,025 \cdot 10^{23})}{22,4} = 8,069 \cdot 10^{21} \text{ particules } \alpha.$$

⊙ Dans 2 l :

$$\begin{aligned} N^0 \text{ particules } \alpha &\longrightarrow 22,4 \text{ l.} \\ x &\longrightarrow 2 \text{ l} \end{aligned}$$

$$\Rightarrow x = 5,379 \cdot 10^{22} \text{ particules } \alpha.$$

⊙ Dans 40 l :

$$x = \frac{(N^0)(40)}{22,4} = 10,758 \cdot 10^{23} \text{ particules } \alpha$$

Exercice 8

1- Les volumes de (S1) et d'eau à mélanger ?

$$C_{S1}V_{S1} = C_{S2}V_{S2} \rightarrow V_{S1} = (C_{S2}V_{S2}) / C_{S1} \text{ avec } C_{S1} = n / V = m / (M \cdot V)$$

$$V_{S1} = \frac{2,14 \cdot 1000}{856 / (60 \cdot 1)} \rightarrow V_{S1} = 150 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{solution}} = V_{S1} + V_{\text{eau}} \rightarrow V_{\text{eau}} = V_{\text{solution}} - V_{S1} = 1000 - 150 \rightarrow V_{\text{eau}} = 850 \text{ cm}^3$$

2- Pourcentage d'acide de la solution (S2) :

$$\text{Masse de la solution S2 : } m_{S2} = \rho_{S2} \cdot V_{S2} = d_{S2} \cdot \rho_{\text{eau}} \cdot V_{S2} = 1,016 \cdot 1 \cdot 1000 \rightarrow m_{S2} = 1016 \text{ g}$$

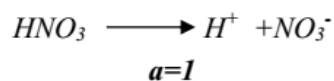
$$\text{Masse d'acide (soluté)} = (C \cdot M \cdot V)_{S2} = 2,14 \cdot 60 \cdot 1 \rightarrow \text{Masse d'acide (soluté)} = 128,4 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Donc : } 128,4 \text{ g} \rightarrow 1016 \text{ g} \\ \quad \quad \quad X (\%) \rightarrow 100 \text{ g} \end{array} \right\} \rightarrow X = 12,64 \%$$

Exercice 9

- 7.88g de HNO_3 par 1 litre de la solution $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g/mol}$:

$$C = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{7.88 \text{ g}}{63 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ l}} = 0.125 \text{ mol/l}$$

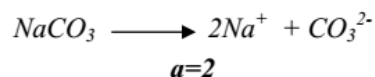


$$N = a \cdot C = 1 \text{ éq/mol} \times 0.125 \text{ mol/l} = 0.125 \text{ éq/l}$$

- 26.5g de Na_2CO_3 par 0.5 litre de la solution $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol}$:

La molarité :

$$C = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{26.5 \text{ g}}{106 \text{ g/mol} \cdot 0.5 \text{ l}} = 0.5 \text{ mol/l}$$



$$N = a \cdot C = 2 \text{ éq/mol} \times 0.5 \text{ mol/l} = 1 \text{ éq/l}$$

- 100 ml de H_3PO_4 (0.2N) :

$$\left\{ \begin{array}{l} 0.2 \text{ éq} \rightarrow 1000 \text{ ml} \\ x \rightarrow 100 \text{ ml} \end{array} \right. \Rightarrow x = 0.02 \text{ éq}$$

- 50 ml de HCl (0.1N) :

$$\left\{ \begin{array}{l} 0.1 \text{ éq} \rightarrow 1000 \text{ ml} \\ x \rightarrow 50 \text{ ml} \end{array} \right. \Rightarrow x = 0.005 \text{ éq}$$

Exercice 10 :

I) - la normalité d'un solut[≡] H_2SO_4 à 60,65% en poids
 $\rho = 1,51 \text{ g/ml}$.

on a : $N = Z \cdot C$ or : $H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

donc : $Z = 2$

② la concentration :

60,65% en poids $\Rightarrow$ 60,65g de H_2SO_4 dans $\xrightarrow{\text{dans}}$ 100g de solut[≡]

$$C = \frac{n_{H_2SO_4}}{V_{\text{solut}^{\equiv}}} \quad \text{et} \quad n_{H_2SO_4} = \frac{m}{M} = \frac{60,65}{98,076}$$

$$\Rightarrow n_{H_2SO_4} = 0,618 \text{ mol}$$

③ le volume de la solution : volume de 100g de solution.

$$\rho = \frac{m_{\text{solut}^{\equiv}}}{V_{\text{solut}^{\equiv}}} \Rightarrow V_{\text{solut}^{\equiv}} = \frac{m}{\rho} = \frac{100}{1,51}$$

$$V_{\text{solut}^{\equiv}} = 66,225 \text{ ml}$$

$$\text{donc : } C = \frac{n}{V} = \frac{0,618}{66,225} = 9,33 \text{ mol/l}$$

$$C = 9,33 \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow N = Z \cdot C = (2)(9,33) = 18,66 \text{ N}$$

$$N = 18,66 \text{ eq-g/l}$$

① Combien d'eq-g de H_2SO_4 sont-ils présents dans 160 ml de solut[°] :

$$N = \frac{n_{eq-g}}{V_{sol}}$$

$$\Rightarrow n_{eq-g} = N \cdot V_{sol} \\ = (18,66)(160) \cdot 10^{-3} \\ = 2,98 \text{ eq-g.}$$

$$n_{eq-g} = 2,98 \text{ eq-g.}$$

2^{ème} méthode : Chercher la masse de H_2SO_4 contenue dans 160 ml de solut[°] :

$$n_{eq-g} = \frac{m}{M_{eq}} \quad \text{et} \quad M_{eq} = \frac{M}{Z}$$

$$V_{solut}^{\circ} = 160 \text{ ml} \Rightarrow m_{solut}^{\circ} = \rho \cdot V_{solut}^{\circ} \\ = (1,51)(160) \\ = 241,6 \text{ g.}$$

$$\text{donc : } 60,65 \text{ g de } H_2SO_4 \xrightarrow{\text{contenue ds}} 100 \text{ g solut}^{\circ} \\ m_{H_2SO_4} \xrightarrow{\quad\quad\quad} 241,6 \text{ g solut}^{\circ}$$

$$\Rightarrow m_{H_2SO_4} = 146,53 \text{ g.}$$

$$\bullet) n_{eq} = \frac{m}{M} \cdot Z = \frac{146,53}{98,076} \times 2 = 2,988 \text{ eq-g}$$

II) - KOH de $C = 0,1 \text{ M}$

1) - Calcul du volume à prélever :

On va d'abord calculer la concentration de la solution mère :

$$\text{on a : } 12 \text{ g de KOH} \xrightarrow{\text{dans}} 100 \text{ g de solut}^{\circ}$$

12

$$\rho = \frac{m_{\text{sol}}}{V_{\text{sol}}} \Rightarrow V_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{\rho} = \frac{100}{1,1} = 90,90 \text{ ml}$$

$$\Rightarrow V_{\text{solut}} = 90,90 \text{ ml}$$

② nbre de moles de KOH :

$$n = \frac{m_{\text{KOH}}}{M_{\text{KOH}}} = \frac{12}{56,109} = 0,213 \text{ mol.}$$

③ la concentration :

$$C = \frac{n}{V_{\text{sol}}} = \frac{0,213}{90,90 \times 10^{-3}} = 2,34 \text{ mol/l}$$

$$C_{\text{solut}}^{\text{mère}} = 2,34 \text{ mol/l}$$

④ Déterminer le volume à prélever pour préparer une solut[°] fille à 0,1 M (100 ml)

$$\text{solut}^{\text{°}}_{\text{mère}} \begin{cases} C_1 = 2,34 \text{ mol/l} \\ V_1 = ? \end{cases}$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$\text{solut}^{\text{°}}_{\text{fille}} \begin{cases} C_2 = 0,1 \text{ M} \\ V_2 = 100 \text{ ml.} \end{cases}$$

$$\Rightarrow V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1} = \frac{(0,1)(100)}{2,34}$$

$$V_1 = 4,27 \text{ ml}$$

2) Déterminer la masse de KOH contenue dans cette solut[°] (100 ml)

$$C_2 = \frac{n_2}{V_2} \Rightarrow n_2 = \frac{m_2}{M} = C_2 V_2 \Rightarrow$$

$$m_2 = C_2 \cdot M \cdot V_2 = (0,1)(56,109)(100 \cdot 10^{-3})$$

113

$$m_{\text{KOH}} \text{ dans } 100\text{ml} = 0,561 \text{ g}$$

3) - la fraction molaire de KOH et de H_2O dans cette solut[°] :

⊙ Déterminer le nombre de moles de KOH :

$$n_{\text{KOH}} = \frac{m_{\text{KOH}}}{M} = \frac{0,561}{56,109} = 0,01 \text{ mol.}$$

ou : $n_{\text{KOH}} = C_2 \cdot V_2 = (0,1)(100 \cdot 10^{-3}) = 0,01 \text{ mol.}$

⊙ Déterminer le n^{bre} de moles de l'eau H_2O :

$$\begin{aligned} m_{\text{solut}^\circ} &= m_{\text{solvant}} + m_{\text{soluté}} \\ &= m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{KOH}} \end{aligned}$$

$$\Rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{solut}^\circ} - m_{\text{KOH}} = 100 - 0,561$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 99,439 \text{ g.}$$

$$\text{donc : } n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M} = \frac{99,439}{18} = 5,524 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} n_{\text{totale}} &= n_{\text{KOH}} + n_{\text{H}_2\text{O}} = 0,01 + 5,524 \\ &= 5,534 \text{ mol.} \end{aligned}$$

⊙ fract[°] de KOH : $x_{\text{KOH}} = \frac{n_{\text{KOH}}}{n_{\text{tot}}}$

$$x_{\text{KOH}} = \frac{0,01}{5,534} = 0,0018$$

$$x_{\text{KOH}} = 0,0018$$

⊙ fract[°] de H_2O : $x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{tot}}} = \frac{5,524}{5,534}$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = 0,9982$$

Exercice 11:

NaCl: 1g dans 90 ml d'eau, $\rho = 0,998 \text{ g/ml}$.

1) - % massique en NaCl de cette solutⁿ =

$$\bar{x}_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{NaCl}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \times 100.$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \rho \times V_{\text{sol}} = 0,998 \times 90 = 89,82 \text{ g}.$$

$$\bar{x}_{\text{NaCl}} = \frac{1}{1 + 89,82} = 1,1 \%$$

2) - la fractⁿ molaire de NaCl :

$$x_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{(n_{\text{NaCl}} + n_{\text{H}_2\text{O}})}$$

$$\begin{cases} n_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{1}{(23 + 35,5)} = 0,017 \text{ mol} \\ n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{89,82}{18} = 4,99 \text{ mol} \end{cases}$$

$$x_{\text{NaCl}} = \frac{0,017}{(0,017 + 4,99)} = 0,0034.$$

3) - La molalité de NaCl :

$$\begin{aligned} \text{la molalité} &= \frac{n_{\text{NaCl}}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,017}{89,82 \cdot 10^{-3}} = 0,19 \text{ mol} / \text{kg H}_2\text{O} \\ &= 0,19 \text{ mol/kg de H}_2\text{O}. \end{aligned}$$

4) - la concentratⁿ molaire de NaCl :

$$C_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V_{\text{sol}}} = \frac{0,017}{90 \times 10^{-3}} = 0,188 \text{ mol/l}.$$

Gr

5) - La concentration massique de cette solut^e,

$$C_m = \frac{m_{NaCl}}{V_{sol}} = \frac{1}{(90 \times 10^{-3})} = 11,11 \text{ g/l}$$