

Corrigé de la série de TD N°1 de Structure de la matière

Exercice 1 :

1. Classification en deux catégories, l'une formée de corps purs et l'autre de mélanges, les systèmes suivants : H_2O , eau-huile, N_2 , eau-alcool, air, O_3 , eau de mer, lait, NaOH, pétrole, huile-vinaigre, H_2SO_4 , CO_2 , S, Cu, HCl_3 , Fe, HCl :

Corps purs	Corps mélangés
- N_2 - O_3 - NaOH - H_2SO_4 - CO_2 - S - Cu - Fe - HCl	- Eau-huile - Eau-alcool - Air - Eau de mer - Lait - Pétrole - Huile-vinaigre

2. Parmi les corps purs, les corps simples et les corps composés sont :

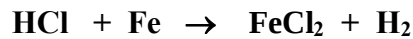
Corps simples	Corps composés
- N_2 - O_3 - S - Cu - Fe	- NaOH - H_2SO_4 - CO_2 - HCl - H_2O

3. Les systèmes hétérogènes et homogènes sont :

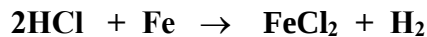
Systèmes hétérogènes	Systèmes homogènes
- Eau-huile - Huile-vinaigre	- NaOH - H_2SO_4 - CO_2 - HCl - Eau-alcool - Eau de mer - Air - Lait - Pétrole

Exercice 2 :

On plonge 32 g de paille de fer dans l'acide chlorhydrique. La paille de fer disparaît peu à peu selon la réaction suivante :



1. L'équation équilibrée est :



2. Les produits de la réaction forment un mélange homogène, car le FeCl_2 dissout dans l'eau.
3. La masse molaire de FeCl_2 se calcule comme suit :

$$M(\text{FeCl}_2) = M(\text{Fe}) + 2 \times M(\text{Cl}) = 56 + 2 \times 35,5 = 56 + 71 = 127\text{g/mol}$$

4. Calculer le nombre de moles ainsi que le nombre d'atomes de fer que l'on fait réagir.

La masse de fer utilisée est de 32 g, donc :

- ✓ Le nombre de mole de fer (Fe) est :

$$n(\text{Fe}) = \frac{m}{M} = \frac{32}{56} = 0,571\text{mol}.$$

- ✓ Le nombre d'atomes de fer est donné par :

$$N(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \times N_A$$

Avec N_A , le nombre d'Avogadro qui est égale à $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$$N(\text{Fe}) = 0,571 \times 6,022 \times 10^{23} = 3,44 \times 10^{23} \text{ atomes}$$

5. Le nombre de mole ainsi que le nombre de molécules de H_2 obtenu :

- ✓ D'après l'équation équilibrée, nous avons 1 mole de Fe produit et 1 mole de H_2 . Donc, le nombre de mole de H_2 produite est :

$$n(\text{H}_2) = n(\text{Fe}) = 0,571\text{mol}$$

- ✓ Le nombre de molécules de H_2 est :

$$N(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times N_A = 0,571 \times 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 3,44 \times 10^{23} \text{ molécules}$$

6. Calcule du volume de H_2 obtenu :

- ✓ À des conditions normales de température et de pression (CNTP), 1 mole de gaz occupe 22,4 l. Donc, le volume de H_2 obtenu est :

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \times 22,4 = 0,571 \times 22,4 = 12,8 \text{ L}$$

7. Calcul de la masse de fer pour obtenir un dégagement de 15 de H_2 dans CNTP :

- ✓ Pour 15 l de H_2 , le nombre de mole de H_2 est :

$$n(\text{H}_2) = \frac{V}{22,4} = \frac{15}{22,4} = 0,669 \text{ mol}$$

- ✓ La masse de fer nécessaire est :

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe}) = 0,669 \times 56 = 37,5\text{g}$$

8. Calcul de la masse de fer entré en réaction avec 1,46 kg de HCl :

- ✓ La masse molaire de HCl est :

$$M(\text{HCl}) = M(\text{H}) + M(\text{Cl}) = 1 + 35,5 = \mathbf{36,5 \text{ g/mol}}$$

✓ Le nombre de mole d'HCl :

$$n(\text{HCl}) = \frac{1,460 \times 10^3}{36,5} = 40 \text{ mol}$$

✓ Le nombre de mole de Fe nécessaire est :

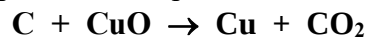
$$n(\text{Fe}) = \frac{n(\text{HCl})}{2} = \frac{40}{2} = 20 \text{ mol}$$

✓ Calcul de la masse de la masse de Fer (Fe) :

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \times M(\text{Fe}) = 20 \times 56 = \mathbf{1120\text{g}}$$

Exercice 3 :

On donne l'équation non équilibrée de la réaction chimique :



1. Equilibre de la réaction :



2. Réactifs et produits :

- ✓ Réactifs : C (carbone) et CuO (oxyde de cuivre)
- ✓ Produits : Cu (cuivre) et CO₂ (dioxyde de carbone)

3. Les masses molaires moléculaires ou atomiques de chaque produit ou réactif :

- $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$
- $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$
- $M(\text{Cu}) = 64 \text{ g/mol}$
- $M(\text{CuO}) = M(\text{Cu}) + M(\text{O}) = 64 + 16 = 80 \text{ g/mol}$
- $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{O}) = 12 + 2 \times 16 = 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$

4. On fait réagir 18g de carbone :

a- Calcul de nombre de mole de carbone réagi :

$$n = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} ; n(\text{C}) = \frac{18}{12} = \mathbf{1.5 \text{ mol}}$$

b- Calcul de mole de cuivre obtenu

Nous avons 1 mol C → 2 mol Cu

Donc, pour 1.5 mol de C, on obtient :

$$n(\text{Cu}) = 2 \times n(\text{C}) = 2 \times 1.5 = \mathbf{3 \text{ mol}}$$

c- La masse de cuivre obtenu :

$$m = n \times M$$

$$m(\text{Cu}) = n(\text{Cu}) \times M(\text{Cu}) = 3 \times 64 = \mathbf{192\text{g}}$$

Exercice 4

1) le saccharose contient C,H et O , donc c'est un corps composé

2) $M=342,29\text{g/mol}$

$C_xH_yO_z$

$$M= 12x + y + 16z =342,29$$

$$12x \longrightarrow 42,11$$

$$342,29 \longrightarrow 100$$

$$12x.100 = 42,11.342,29$$

$$X= 42,11.342,296 /12.100= 12$$

$$X= 12$$

$$342,296\text{g} \longrightarrow 100\%$$

$$Y \longrightarrow 6,48\%$$

$$y= (6,48 \times 342,296) / 100 = 22$$

$$Y= 22$$

$$342,296 \longrightarrow 100\%$$

$$16 z \longrightarrow 54,42\%$$

$$z = (54,42 \times 342,296) / (100 \times 54,42) = 11$$

$$z=11$$

=> La formule chimique du saccharose est $C_{12}H_{22}O_{11}$

3) Nombre de mol de saccharose

$$12 \times 12 + 22 \times 1 + 11 \times 16 = 144 + 22 + 176 = 342 \text{ g/mol}$$

$$n = m / M = 5 / 342,296 = 0,0146 \text{ mol}$$

le nombre de mole de C,H, O dans 5g

$$1\text{mole de } C_{12}H_{22}O_{11} \longrightarrow 12\text{mol de C}$$

$$0,0146 \text{ mol} \longrightarrow X$$

$$X= 0,0146.12/1$$

$$X=1,75 \text{ mole de carbone C}$$

$$1\text{mole de } C_{12}H_{22}O_{11} \longrightarrow 22 \text{ mol de H}$$

$$0,0146 \text{ mol} \longrightarrow X$$

$$X= 0,0146.22/1=0,3212 \text{ mole}$$

$$X=0,32 \text{ mole de H}$$

$$1\text{mole } C_{12}H_{22}O_{11} \longrightarrow 11 \text{ mol de O}$$

$$0,0146 \text{ mol} \longrightarrow X$$

$$X=0,0146.11/1=0,16 \text{ mole de O}$$

Exo5

1)-Eau de mer => 30 g de NaCl dans 1000 g d'eau.

L'eau de mer est un mélange puisque c'est un mélange H_2O et NaCl

La molalité de cette solution

n de soluté/ m de solvant

$$n = m / M = 30 / 58,5 = 0,51 \text{ mol}$$

$$\text{Molalite} = n / m_{\text{solvant (Kg)}} = 0,51 / 1 = 0,51 \text{ mol/kg}$$

$$X = n_i / n_{\text{totale}} = n_{\text{soluté}} / (n_{\text{soluté}} + n_{\text{solvant}}) = 0,51 / (0,51 + 55,55) = 0,51 / 56,06 = 0,0091$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 / 18 = 55,55$$

4-la fraction massique

$$X_m = m_i / m_{\text{tot}} = 30 / 1030 = 0,029$$

$$\% \text{massique} = 0,029 \times 100 = 2,9\%$$

II -Le liquide est un mélange puisqu'il contient du Cu et Zn

1) La masse de Zn

$$127 \text{ g} \rightarrow 100\%$$

$$X \rightarrow 11\%$$

$$X = 127 \times 11 / 100$$

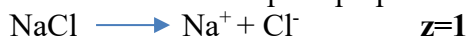
$$X = 13,97 \text{ g}$$

$$m_{\text{Cu}} = 127 - 13,97 = 113,03$$

$$m_{\text{Cu}} = 113,03 \text{ g}$$

Exo 6

I-La masse de NaCl pour préparer 1l de solution de 0,2 normale



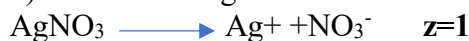
$$N = C \cdot z \Rightarrow C = 0,2 \text{ M}$$

$$C = n / V$$

$$n = m / M = C V \Rightarrow m = C \cdot V \cdot M$$

$$0,2 \cdot 1 \cdot 58,5 = 11,7 \text{ g}$$

2) la masse de AgNO₃



$$\Rightarrow C = n / z = 0,5 \text{ M}$$

$$m = C \cdot V \cdot M = 21,25 \text{ g}$$

$$3\text{- la concentration massique de NaCl : } C_{m\text{NaCl}} = m / V = 11,7 / 1 = 11,7 \text{ g}$$

Ou bien $C_m = C \cdot M$

4- masse de AgNO₃ dans un 1l de solution

$$C = 0,5 \text{ M} \Rightarrow 0,5 \text{ mol dans 1 litre}$$

$$n = m / M \Rightarrow m = n \cdot M = 0,5 \times 170 = 85 \text{ g}$$

ou bien $C_l = 85 \text{ g/l}$

$$\Rightarrow 85 \text{ g de AgNO}_3 \text{ dans 1 litre}$$

II)

1. Le volume de cette solution doit-on utiliser pour préparer 500 ml de solution de H₂SO₄ 6M

Données :

-Solution finale (solution fille) : C_f=6 , V_f=500 mL= 0,5 l

-Masse molaire de H₂SO₄: M(H₂SO₄) = 98,076 g/mol

Méthode 1:

Calculons le nombre de moles de H₂SO₄ dans la solution fille :

$$n = C_f \times V_f = 6 \text{ mol/L} \times 0,5 \text{ L} = 3 \text{ moles}$$

Calculons la masse de H₂SO₄ nécessaire :

$$\text{On a } n(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4) / M(\text{H}_2\text{SO}_4) \Rightarrow m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \times M(\text{H}_2\text{SO}_4) \\ m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3 \times 98,076 = 294,228 \text{ g}$$

Calcul de la masse de solution mère à prélever en tenant compte de pourcentage massique
98g (H₂SO₄) → 100g de solution de H₂SO₄

$$294,228 \text{ g (H}_2\text{SO}_4) \rightarrow m(\text{ g})$$

$$m = 358,8 \text{ g}$$

✓ Calcul du volume de solution mère à prélever

$$\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = m/v = 358,8 / 1,755 = 204,4 \text{ mL}$$

Donc on doit prélever un volume de 204,4 ml de H₂SO₄ de la solution mère pour préparer 500 ml de solution de H₂SO₄ 6M

Méthode 2:

- La masse de H₂SO₄ dans 1 litre de solution est de 82% de la masse totale :

100 g de solution contiennent 82 g de H₂SO₄ alors

$$1 \text{ g de solution} \rightarrow 0,82 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Nombre de moles de H₂SO₄ :

$$n = m/M = 82/98,076 = 0,836 \text{ mol}$$

- Déterminons la concentration molaire de la solution mère :

$$C = n / v$$

La masse volumique $\rho = 1,755 \text{ g/ml}$ de 1,755 g/mL, 100 g de solution mère correspondent à :

$$\rho = m/v \quad v = m/\rho$$

$$V=100 \times 1,755=0,05698$$

Donc, la concentration molaire de la solution mère est :

$$C=0,836 / 0,05698= 14,67 \text{ mol/L}$$

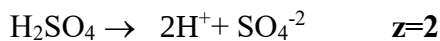
Pour préparer une solution fille de 500 mL à 6 M, En utilisant la relation de dilution :

$$C_m \times V_m = C_f \times V_f$$

on peut calculer le volume V_i de la solution initiale à prélever :

$$V_i = C_f \times V_f / C_i = 6 \times 0,5 / 14,68 = 0,204 \text{ L} = 204 \text{ ml}$$

2-La molalité de la solution



$$N=C \cdot z = 6 \times 2 = 12 \text{ N} = 12 \text{ eq.g/l}$$

Exercice 7 :

I. Protocole pour préparer 150 ml de sérum physiologique à partir de chlorure de sodium pur :

- ✓ Calcul de la quantité de chlorure de sodium :
 - Pour 150 ml , la quantité de NaCl nécessaire pour une concentration souhaitée est de 9,00 g/l est :

$$M_{\text{NaCl}} = C \times V = 9,00 \times 0,150 = 1,35 \text{ g}$$

On utilise la balance de précision pour peser 1,35 g de chlorure de sodium pur, ensuite on prend un bécher propre, on lui ajoute environ 100 ml l'eau distillée et on introduit progressivement 1,35 g de NaCl dans l'eau tout en agitant pour avoir une bonne dissolution. Une fois que le NaCl est complètement dissous, on ajoute l'eau distillée jusqu'à atteindre 150 ml.

1. Un déboucheur est un mélange. Il contient en générale de l'hydroxyde de sodium (NaOH).
2. Calcule de la masse d'un litre d'un déboucheur commercial dont la masse volumique est de $\rho = 1112 \text{ kg.m}^{-3}$:

$$\text{Nous avons } \rho = \frac{m}{V} \text{ donc } m = \frac{V}{\rho} = 1 \times 1112 \cdot \frac{10^{-3}}{10^{-3}} = 1112 \text{ g}$$

3. Le pourcentage massique (Pm) de 10 % signifie que dans 100 g de déboucheur, contient 10 g d'hydroxyde de sodium (NaOH) et 90 g restante sont principalement de l'eau.

- ✓ La concentration en masse d'hydroxyde de sodium dans ce déboucheur est :

$$\begin{aligned} m_{\text{NaOH}} &= \frac{10}{100} \times 1112 = 111,2 \text{ g} \\ n_{\text{NaOH}} &= \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{111,2}{40} = 2,78 \text{ mol} \\ C &= \frac{n}{V} = \frac{2,78}{1} = 2,78 \text{ mol/l} \\ C_m &= C \cdot M = 2,78 \times 40 = 111,2 \text{ g/l} \end{aligned}$$

4. Proposition d'un protocole pour la fabrication de 250 ml de ce déboucheur à partir d'hydroxyde de sodium solide :

- ✓ On doit d'abord calcul de la masse d'hydroxyde de sodium (NaOH) :
 - On va tous d'abord déterminer la masse totale de la solution. Nous avons pour 1 ml de solution a une masse d'environ 1 g. Donc, 250 ml de solution pèsent environ 250 g.
 - Donc la Masse de NaOH, $M = \frac{10}{100} \times 250\text{g} = 25\text{g}$

Pour la fabriquer 250 ml de ce déboucheur à partir d'hydroxyde de sodium solide : à l'aide d'une balance, on va peser 25 g de NaOH. On prend un bécher de 250 ml, on ajoute environ 150 à 200 ml d'eau distillée, ensuite on introduit lentement les 25 g de NaOH dans l'eau tout en agitant. Et enfin, on complète avec de l'eau distillée jusqu'à atteindre un volume total de 250 ml.

- ✓ La verrerie utilisée : Bécher de 250 ml, une spatule, une éprouvette graduée de 250 ml et une pipette ou burette.

5. Calculer la molalité de ce déboucheur :

La molalité b est définie comme le nombre de moles de soluté par 1 kilogramme de solvant, donc on doit :

- ✓ Calcul du nombre de mole de NaOH :

Nous avons la masse molaire de NaOH est 40 g/mol, alors on peut calculer le nombre de mole de NaOH dans 25 g : $n = \frac{25}{40} = 0,625 \text{ mol}$

- ✓ Masse d'eau (solvant) :

Nous avons : $M_T = M_{\text{NaOH}} + M_{\text{d'eau}}$

$M_T = 250 \text{ g}$

$M_{\text{NaOH}} = 25 \text{ g}$

Donc $M_{\text{d'eau}} = 250 - 25 = 225 \text{ g} = 0,225 \text{ kg}$

- ✓ Calcul de la molalité :

$$b = \frac{0,625}{0,225} = 2,78 \text{ mol/kg}$$

5. Déterminer les fractions molaires et massique de NaOH dans le déboucheur X :

Fractions molaires :

le symbole de la fraction molaire est X

- ✓ Calcul de nombre de mole de l'eau :

$M_{\text{d'eau}} = 225 \text{ g}$, Masse molaire de $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$, donc $n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{225}{18} = 12,5 \text{ mol}$

- ✓ Calcul de la fraction molaire de NaOH :

$$X_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{n_{\text{NaOH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,625}{0,625 + 12,5} = 0,047$$

- ✓ Calcul de la fraction molaire de l'eau :

$X_T = X_{\text{NaOH}} + X_{\text{H}_2\text{O}}$, donc

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = X_T - X_{\text{NaOH}} = 1 - 0,047 = 0,953$$

➤ **Fractions massiques :**

Le symbole de la fraction massique est $\overline{X}$ ou bien X_m

✓ Calcul de la masse molaire de NaOH :

$$\overline{X}_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{n_{\text{NaOH}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} \times 100 = \frac{25}{25 + 18} \times 100 = 58,13\%$$

✓ Calcul de la fraction massique de l'eau :

$$\overline{X}_T = \overline{X}_{\text{NaOH}} + \overline{X}_{\text{H}_2\text{O}}, \text{ donc } \overline{X}_{\text{H}_2\text{O}} = 100 - 58,13 = 41,87\%$$

6. Pour préparer 100 ml de solution diluée avec une concentration 4,45 g/l, à partir du déboucheur commercial précédent pour cela on doit calculer le volume de déboucheur pour préparer la solution à concentration 4,45 g/l, tous d'abord on :

✓ Calcule la masse d'hydroxyde de sodium nécessaire :

$$M_{\text{NaOH}} = C \times V = 4,45 \times 0,1 = 0,445 \text{ g}$$

Ensuite on

✓ Calcul du volume de déboucheur commercial nécessaire M_{NaOH} , Sachant $C_{m\text{NaOH}} = 111,2 \text{ g/L}$:

$$V_{\text{déboucheur}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{C_{m\text{NaOH}}} = \frac{0,445}{111,2} = 0,0041 = 4,1 \text{ ml}$$

✓ Protocole de préparation de la solution : on mesure 4,1 ml de déboucheur commercial à l'aide d'une pipette ou d'une éprouvette graduée, ensuite on le verse dans un bécher et on ajoute de l'eau distillée jusqu'à atteindre 100 ml, et enfin, on agite bien le mélange pour avoir une solution homogénéité.