

**Exercice N°2 : ( 5 points)**

**On donne :  $M(\text{NaNO}_3) = 85 \text{ g.mol}^{-1}$**

A la température  $20^\circ\text{C}$ , on prépare une solution aqueuse ( $S_1$ ) de nitrate de sodium ( $\text{NaNO}_3$ ) de volume  $V_1 = 100 \text{ mL}$  en faisant dissoudre une masse  $m_1 = 68 \text{ g}$  de soluté.

**N.B :** Pour le calcul, donner la formule puis faire l'application numérique.

- 1) Calculer la concentration massique du nitrate de sodium à la température  $20^\circ\text{C}$ .

$$C_{1m} = \frac{m_1}{V} = \frac{68}{0,1} = 680 = 680 \text{ g.L}^{-1}$$

- 2) En déduire la concentration molaire du nitrate de sodium à la température  $20^\circ\text{C}$ .

$$C_1 = \frac{C_{1m}}{M} = \frac{680}{85} = 8 \text{ mol.L}^{-1}$$

- 3) La solubilité du nitrate de potassium à la température  $20^\circ\text{C}$  est  $S_1 = 85 \text{ g.L}^{-1}$

- a) Compléter la phrase.

La solubilité d'un soluté dans un solvant à une température donnée est égale à la  
...**la concentration**....de la solution ..**saturée**.....

La solubilité dépend de la **température**....., la nature du .....**solvant**.....et  
la nature du .....**soluté**.....

- b) Montrer que la solution ( $S_1$ ) à  $20^\circ\text{C}$  n'est pas saturée.

..... **$C_{1m} < S_1$** .....

- c) Déterminer la masse  $m$  qu'il faut ajouter à cette solution pour la rendre saturé

.....  
 **$m_{\text{max}} = S_1 V = 85 \text{ g} \text{ alors } m_{\text{ajouté}} = 85 - 68 = 17 \text{ g}$**   
.....

- 4) À  $20^\circ\text{C}$  on ajoute à la solution ( $S_1$ ) un volume  $V_2 = 400 \text{ mL}$  d'eau.

- c) Donner le nom de cette opération....**dilution**.....

- d) Déterminer la concentration massique de la nouvelle solution obtenue.

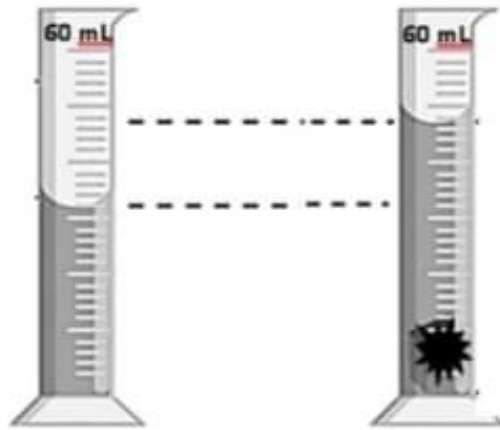
$$C_{2m} = \frac{m_1}{V_1 + V_2} = \frac{68}{0,5} = 136 \text{ g.L}^{-1}$$

## EXERCICE N° 2 : (7,5 points)

Pour déterminer la densité d'une substance à l'état solide, on réalise les deux expériences suivantes :

### Expérience 1 :

On utilise un récipient en verre contenant un volume  $V_e$  d'eau et on place dans le récipient un solide de volume  $V_s$ .



- 1) Lire la valeur de  $V_e = \dots 32 \dots$  mL et celle de  $V_s = \dots 14 \dots$  mL.

### Expérience 2 :

On place les deux récipients sur deux balances.

- 2) Sachant que la masse volumique de l'eau est

$$\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g.cm}^{-3}$$

Exprimer  $\rho_{\text{eau}}$  en  $\text{kg.m}^{-3}$ .  $\rho_{\text{eau}} = \dots 1000 \dots \text{kg.m}^{-3}$

- 3) Déterminer la masse  $m_s$  du solide.

$$m_s = 102 - 62 = 40 \text{ g}$$

- 4) Montrer que la masse de l'eau est  $m_e = 32 \text{ g}$ .

$$m_e = \rho_{\text{eau}} \times V_e = 1 \times 32 = 32 \text{ g}$$

- 5) Déterminer la masse volumique  $\rho_s$  du solide :

$$\rho_s = \frac{m}{V_s} = \frac{40}{14} = 2,5 \text{ g.cm}^{-3}$$

- 6) En déduire la densité  $d_s$  du solide.  $d_s = \frac{\rho_s}{\rho_e} = \frac{2,5}{1} = 2,5$

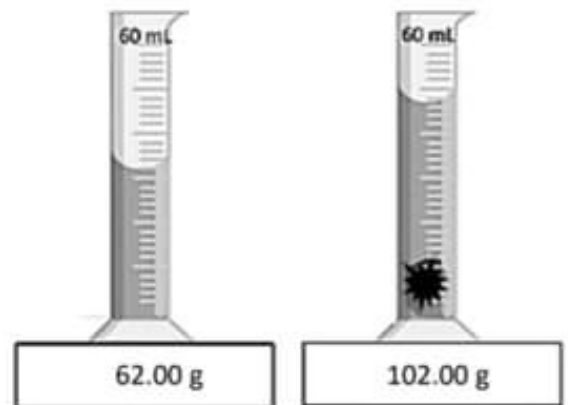


Schéma 3

Schéma 4

## Exercice N°2 : (4 points)

On réalise la combustion de l'essence de térébenthine  $C_{10}H_{16}$  en brûlant une quantité de matière  $n_0$  de cette essence dans le dioxygène pur. L'équation de la réaction de cette combustion est :



1) Montrer que l'essence de térébenthine est un hydrocarbure.

**C'est un hydrocarbure car il se compose uniquement de carbone et d'hydrogène...**

2) La combustion réalisée est – elle complète ou incomplète ? Justifier.

**C'est une combustion complète. parcequ'elle produit du dioxyde de carbone ..... et non pas du carbone**

3) Donner deux caractères de cette réaction.

**Amorcée et exothermique**

4) Donner, pour cette combustion, l'expression de la quantité de matière:

a)  $n_1$  de dioxygène nécessaire en fonction de  $n_0$ .

**$n_1 = 14 n_0$**

b)  $n_2$  de dioxyde de carbone formé en fonction de  $n_0$ .

**$n_2 = 10 n_0$**

5) Si on réalise la combustion de l'essence de térébenthine dans l'air on obtient une fumée noire. Expliquer ce phénomène et écrire l'équation de la réaction dans ce cas.

**Dans ce cas la combustion est incomplète car le dioxygène est insuffisant**

**$C_{10}H_{16} + 4 O_2 \rightarrow 10 C + 8 H_2O$**

## Exercice N°2 : (4,5 points)

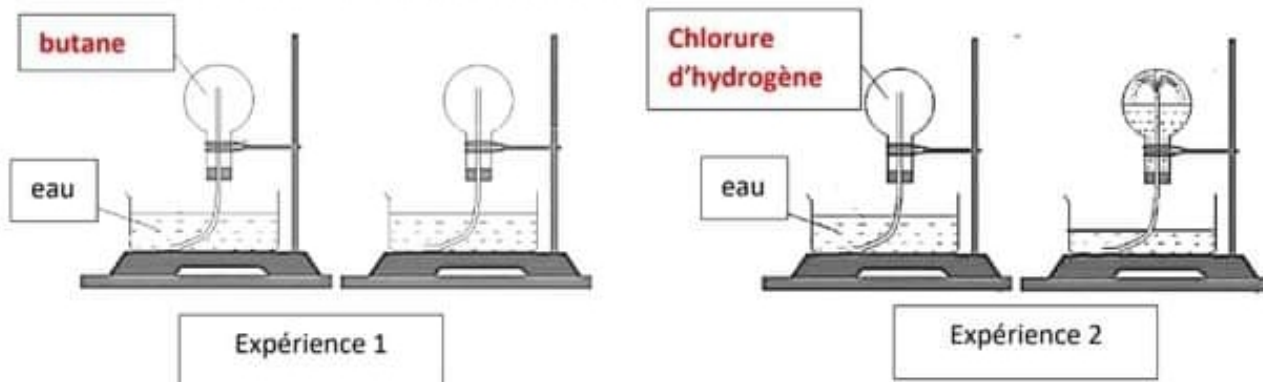
### On donne :

- ❖ les masses molaires en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  :  $M(\text{H})=1$  ;  $M(\text{C})=12$  et  $M(\text{Cl})=35,5$
- ❖ le volume molaire dans les conditions des expériences :  $V_M=24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

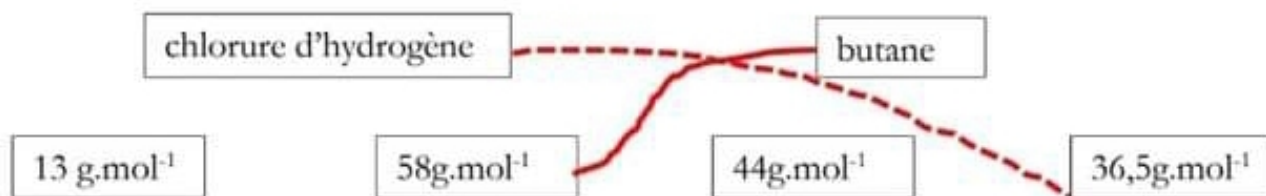
Au laboratoire, on réalise les deux expériences 1 et 2 suivantes :

Dans chaque expérience, on retourne un ballon rempli de gaz sur un cristallisoir contenant de l'eau. Les deux gaz utilisés sont :

- ❖ Le chlorure d'hydrogène ( $\text{HCl}$ ) qui se dissout dans l'eau,
- ❖ Le butane ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) n'est pas soluble dans l'eau.



- 1) Ecrire, dans chaque case vide des schémas, le nom du gaz utilisé.
- 2) Relier par une flèche la masse molaire et le gaz correspondant :



- 3) Le volume de gaz chlorure d'hydrogène utilisé dans le ballon est  $v_g = 480 \text{ mL}$  et le volume de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène obtenue est  $V_s = 0,2 \text{ L}$ .

a) Convertir le volume du gaz en L :  $v_g = 480 \text{ mL} = \mathbf{0,48} \dots \text{L}$

**N.B :** pour les questions suivantes : donner la formule, le calcul et le résultat avec l'unité.

b) Déterminer la quantité de matière de gaz utilisé :

$$n = \frac{v_g}{V_M} = \frac{0,48}{24} = \mathbf{0,02 \text{ mol}}$$

c) Déterminer la masse de chlorure d'hydrogène utilisée :

$$m = \dots \mathbf{n} \dots \times \dots \mathbf{M} \dots = \dots \mathbf{0,02} \dots \times \dots \mathbf{36,5} \dots = \dots \mathbf{0,73 \text{ g}} \dots$$

d) Déterminer la concentration molaire de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène.

$$C = \frac{n}{V_s} = \frac{0,02}{0,2} = \dots \mathbf{0,1 \text{ mol}} \dots$$