



Manipulation N°2

Préparation des solutions

1- Introduction :

La mesure précise des volumes est d'une grande importance au laboratoire. Elle peut être effectuée à l'aide d'une pipette jaugée ou graduée, d'une burette graduée ou d'une fiole jaugée. Nous allons montrer dans cette séquence comment préparer ou diluer une solution en utilisant une fiole jaugée pour contenir un volume précis de liquide.

2- Définitions :

La plupart des liquides que nous voyons ou utilisons ne sont pas des corps purs constitués d'une seule espèce chimique mais des mélanges : c'est le cas des produits d'entretien, des boissons, des carburants pour moteur d'automobile mais aussi de l'eau de mer ou de rivière et même de l'eau du robinet. Suivant la composition de ces mélanges, on les appellera « mélanges » ou « solutions » : si l'un des constituants du mélange est en gros excès par rapport à tous les autres composants de ce mélange, alors il s'agit d'une **solution** ; l'espèce chimique en excès s'appelle le **solvant** et toutes les autres espèces présentes sont des **solutés**.

2.1- Définition de solvant : il s'agit d'une espèce chimique le plus souvent liquide qui va accueillir en elle une autre espèce chimique (ce sera le soluté) pour former un mélange homogène. De plus l'espèce chimique qui compose le solvant reste majoritaire devant l'espèce chimique introduite.

2.2- Définition du soluté : Il s'agit d'une espèce chimique qui est mélangée à une autre (le solvant). Le soluté est dissout dans le solvant. Le soluté peut être un liquide mais aussi un solide ou encore un gaz !

2.3- Définition de la solution : Le soluté peut être à l'état solide, liquide ou gazeux et il se dissout dans le solvant. La solution obtenue (mélange homogène du soluté et du solvant) peut être solide ou liquide (en pratique on ne parle pas de solution pour un mélange homogène de gaz).

Des exemples :

Un verre de grenadine : **Soluté** = sirop (liquide) et **Solvant** = eau (liquide)

Un verre de soda : **Soluté** = dioxyde de carbone CO_2 (gaz) et **Solvant** = eau (liquide)

Un verre d'eau sucrée (ou salée) : **Soluté** = sucre en poudre (solide) et **Solvant** = eau (liquide)

2.4- Définition de la dissolution : La dissolution est le processus physico-chimique par lequel un soluté est dissout dans un solvant pour former un mélange homogène appelé solution. Formellement, la dissolution est définie comme le mélange de deux phases avec formation d'une nouvelle phase homogène.



2.5- Définition de la dilution : Une dilution consiste à prélever un volume déterminé d'une solution initiale et à y rajouter un volume déterminé d'eau distillée pour obtenir une solution finale de concentration plus faible (solution diluée).

Pour déterminer le volume ou la concentration initiale ou finale de solutions, on peut utiliser la relation suivante :

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

3- Grandeurs et unités :

3.1- La concentration massique : La concentration massique C' d'une solution est le rapport entre la masse m (en grammes) de soluté et le volume V (en litres) de la solution. Unité : g/L.

$$C' = m \text{ (g)} / V \text{ (L)}$$

3.2- La concentration molaire : La concentration molaire (C) d'une solution est le rapport entre le nombre de moles n (exprimé en mol) de soluté et le volume V (exprimé en L) de la solution. Unité : mol/L.

$$C = n \text{ (mol)} / V \text{ (L)} = m \text{ (g)} / M \text{ (g.mol}^{-1}) \cdot V \text{ (L)} \quad \text{mol.L}^{-1}$$

3.3- La molarité (M) (La concentration molaire) : La molarité M exprime la quantité de soluté contenue dans un volume donné de solution. Unité : mol/L.

3.4- La normalité (N) : La normalité N exprime le nombre d'équivalents grammes Z de soluté par litre de solution.

$$N = \text{Molarité (M)} \times \text{Nombre d'équivalents grammes (Z)}$$

3.5- Pureté (P) : dans la réalité, les réactifs rarement purs à 100%. Une pureté à 99,9% ou encore à 99% change peu de choses, mais quand on est face à des substances dont la pureté est de l'ordre de 60%, 70%, 85% ou encore 95%, c'est plus important. Soit P la pureté exprimée en % **massique**.

- Si la substance impure est solide ou liquide, et dont on prélève une masse :

$$m_{\text{pur}} = P \times m_{\text{impur}}$$

$$n_{\text{pur}} = P \times m_{\text{impur}} / M = P \times n_{\text{impur}}$$

- Si la substance est liquide, de masse volumique ρ_{impur} , et dont on prélève un volume :

$$V_{\text{pur}} = P \times V_{\text{impur}}$$

$$m_{\text{pur}} = P \times V_{\text{impur}} \times \rho_{\text{impur}} = P \times m_{\text{impur}}$$

$$n_{\text{pur}} = P \times V_{\text{impur}} \times \rho_{\text{impur}} / M = P \times m_{\text{impur}} / M = P \times n_{\text{impur}}$$

$$n_{\text{pur}} = P \times V_{\text{impur}} \times \rho_{\text{impur}} / M$$

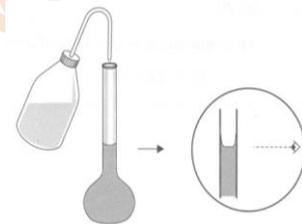
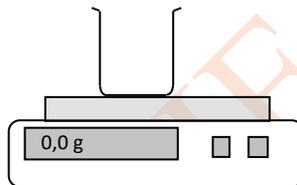
4- Partie Expérimentale :

1- Préparation d'une solution par dissolution d'un composé solide (NaOH):

But : le but de cette manipulation est de préparer une solution par dissolution d'un composé solide.

Matériel : Verre de montre, Spatule, Balance, Fiole jaugée de 100mL, hydroxyde de sodium solide (NaOH), Eau distillée.

- On désire préparer **100mL** d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) (**1N**).
 - 1- Déterminer la masse molaire **M** d'hydroxyde de sodium utilisé.
 - 2- En déduire la masse **m** de **NaOH solide** produit nécessaire pour réaliser la solution.
 - 3- Peser la masse **m** d'hydroxyde de sodium et introduire le dans la fiole jaugée.
 - 4- Ajouter de l'eau distillée pour obtenir **100mL**.
 - 5- Reboucher la fiole jaugée et la retourner plusieurs fois pour homogénéiser le mélange.
 - 6- Que signifie le pictogramme ?



On donne : La Masse molaire atomique de (H) = 1 g/mol , (O) = 16 g/mol , (Na) = 23 g/mol.

2- Préparation d'une solution par dilution (HCl) :

But : le but de cette manipulation est de préparer une solution par dilution d'une solution mère.

Matériel : Fiole jaugée de 100mL, Pipettes jaugées de 5mL, 10mL, 20mL, propipette, Solution aqueuse d' Acide chlorhydrique de concentration (HCl), Eau distillée.

- On désire préparer **100mL** d'une solution d'Acide chlorhydrique (HCl) (**1N**).
 - 1- Déterminer la concentration initiale **C₀** d'Acide chlorhydrique utilisé.
 - 2- Déterminer le volume **V₀** à prélever de la solution mère.
 - 3- Prélever le volume **V** à l'aide de la pipette et verser le dans la fiole jaugée.
 - 4- Ajouter de l'eau distillée pour obtenir **100mL**.
 - 5- Reboucher la fiole jaugée et la retourner plusieurs fois pour homogénéiser le mélange.
 - 6- Que signifient les 2 pictogrammes ?



$M_{HCl} = 36.5 \text{ g.mole}^{-1}$, $\rho = 1.17 \text{ kg.l}^{-1}$, $C\% = P = 37 \%$.



5- Évaluation:

1^{er} Manipulation :

- 1- Le But du TP :
- 2- Donner la signification des pictogrammes suivants.



A



C

- 3- Déterminer la masse molaire M d'hydroxyde de sodium utilisé.
- 4- Déterminer la masse m de NaOH solide.

La Masse molaire atomique de (H) = 1 g/mol, (O) = 16 g/mol, (Na) = 23 g/mol.

2^{eme} Manipulation :

- 1- Le But du TP :
- 2- Donner la signification des pictogrammes suivants.



A



B



C

- 3- Déterminer la concentration initiale C_0 d'Acide chlorhydrique utilisé.
- 4- Pourquoi ne recommande de manipuler les acides sur haute aspirante.
- 5- Déterminer le volume V_0 à prélever de la solution mère.

$M_{\text{HCl}} = 36.5 \text{ g.mole}^{-1}$, $\rho = 1.17 \text{ kg.l}^{-1}$, $C\% = P = 37 \%$.



1- Le But du TP:

2- Donner la signification des pictogrammes suivants :



A



B



C

3- Pourquoi ne recommande de manipuler les acides sur haute aspirante ?

1^{er} Manipulation :

2. Déterminer la masse molaire M d'hydroxyde de sodium utilisé :

3. En déduire la masse m de NaOH solide :

2^{eme} Manipulation :

1- Déterminer la concentration initiale C_0 d'Acide chlorhydrique utilisé.

2- Déterminer le volume V_0 à prélever de la solution mère.

Nom:
Nom:
Nom:
Groupe:
Note:	/