

VIII TP N°2 : Préparation des solutions

1. Introduction

La plupart des liquides que nous 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. But de travail

- Utiliser la verrerie à bon escient.
- Utiliser la balance de précision.
- Savoir préparer une solution de concentration connue par dissolution.
- Savoir préparer une solution de concentration connue par dilution.

3. Définitions

La plupart des liquides que nous 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**.

3.1. Définition du 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.

3.2. 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

3.3. Définition d'une 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).

Exemple

- Un verre de grenadine : Soluté = sirop (liquide) et Solvant = eau (liquide)
- Un verre de soda : Soluté = dioxyde de carbone CO₂ (gaz) et Solvant = eau (liquide)
- Un verre d'eau sucrée (ou salée) : Soluté = sucre en poudre (solide) et Solvant = eau (liquide)

3.4. Définition de la dissolution :

La dissolution est le processus physico-chimique par lequel un soluté est dissous 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

3.5. 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 :

$$C1.V1 = C2.V2$$

4. Grandeurs et unités

4.1. 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.

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

4.2. La concentration molaire (la molarité)

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.

$$C = n \text{ (mol)} / V \text{ (L)} = (L) \cdot m \text{ (g)} / M \text{ (g/mol)} \cdot V \text{ (L)}$$

4.3. La normalité (N)

La normalité N exprime le nombre d'équivalents grammes Z de soluté par litre de solution.

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

4.4. 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 :

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

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

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

5. Partie Expérimentale

5.1. 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

5.2. 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 (HCl), Eau distillée.

On désire préparer 100mL d'une solution d'Acide chlorhydrique (HCl) (1N).

- 1- Déterminer la concentration initiale C0 d'Acide chlorhydrique de 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 ?

.....



.....

On donne :

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