

Initiation aux travaux pratiques



I-But

- ✓ Connaitre et savoir utiliser la verrerie pour les différentes manipulations
- ✓ Apprendre à préparer une solution à partir d'un solide, d'un liquide par dissolution et par dilution d'une solution mère

II-Notions théoriques:

- Présentation du matériel utilisé dans un laboratoire de chimie
- Définition de la solution et de la concentration

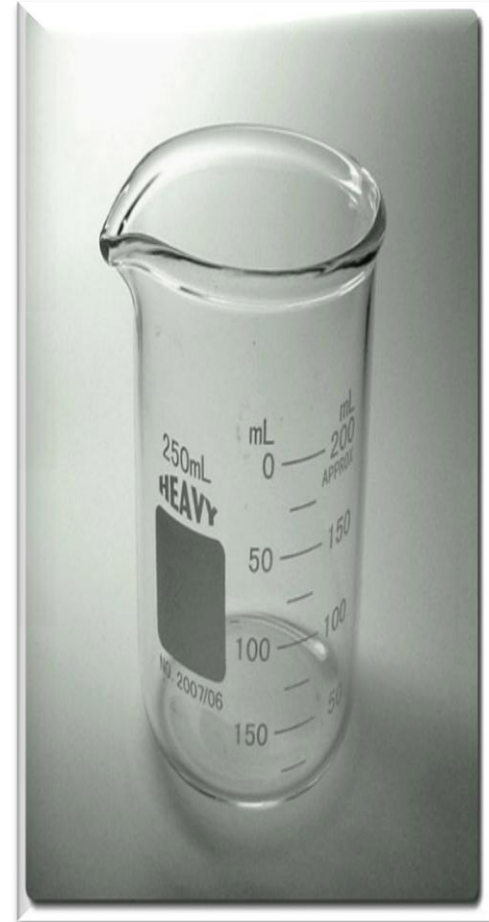
Verrerie usuelle (1)

Bécher

Récipient cylindrique à fond plat muni d'un bec verseur et de graduations imprécises.

Utilisé pour:

- Transvaser des solutions
- Stocker une solution avant un prélèvement
- Faire certains dosages



Verrerie usuelle (2)

Erlenmeyer

Récipient constitué d'une base conique et d'un col cylindrique

Il est préférable pour :

- Conserver des produits volatils
- Limite les projections lors d'une réaction exothermique
- Réaliser des dosages volumétriques



Verrerie usuelle (3)

Tube à essai

Tube cylindrique étroit ouvert dans sa partie supérieure à base arrondie

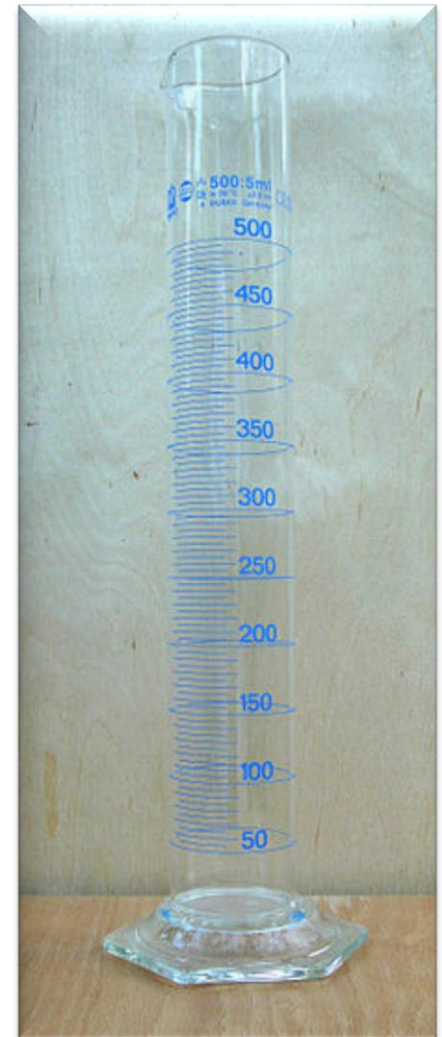
- Réaliser des tests sur une réaction chimique
- Fait intervenir des petites quantités
- Peu être chauffé au bec bunsen



Verrerie pour mesure (1)

Eprouvette graduée

- Constituée d'un cylindre gradué, ouvert haut et muni d'un bec verseur
- Fermée en bas reposant sur un pied pour assurer sa stabilité.
- Mesure avec une précision moyenne de 0,5 mL



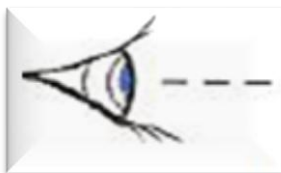
Verrerie pour mesure (2)

Lecture du volume:

- ✓ En bas du ménisque
- ✓ Œil à la même hauteur que le bas du ménisque



Trop haut



Même niveau



Trop bas



$V = 7,3 \text{ mL}$

Verrerie pour mesure (3)

Pipette graduée

Sous forme de tube fin gradué

Utilisée pour :

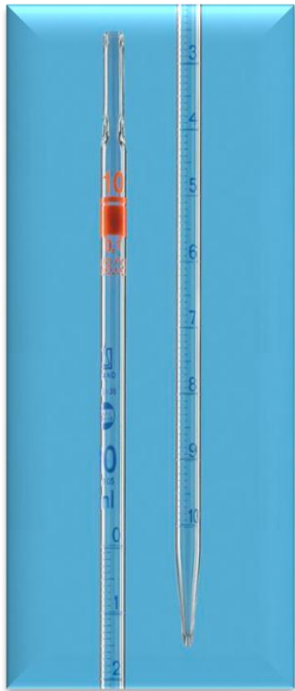
- * Prélever de façon précise des petits volumes
- * Mesurer des volumes

Lecture se fait au même niveau que bas du ménisque

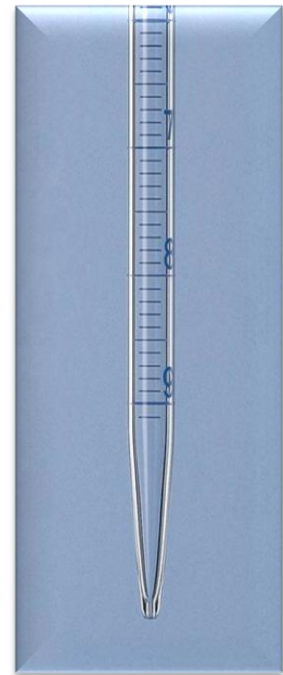


Verrerie pour mesure (4)

Pipette graduée de 10 mL



Pipette de 10 mL
graduée de zéro
jusqu'à 10 mL



Pipette de 10 mL
graduée de zéro
jusqu'à 9 mL

Verrerie pour mesure (5)

Pipette jaugée

Plus précise que la pipette graduée

Possède une ou deux graduations appelées trait de jauge

Le volume mesuré:

- *Entre les deux traits de jauge pour une pipette à deux traits
- *Entre le trait et l'extrémité pour une pipette à un seul trait



Verrerie pour mesure (6)

Fiole jaugée

- Récipient à fond plat et col étroit
- Possède une seule graduation appelée trait de jauge
- Permet de préparer des solutions à des concentrations connues à partir de:
 - * un solide
 - * une solution plus concentrée (dilution)



Verrerie pour mesure (7)

Burette

- Se constitue d'un tube gradué ouvert en haut et fermé en bas par un robinet
- Principalement utilisé lors des dosages volumétriques
- Permet le contrôle de l'écoulement de la solution



Accessoires divers (1)

Propipette

- Formée d'une poire en caoutchouc et de robinet à bille: A, S et E
- Utilisée avec une pipette pour prélever un volume
- Le rôle des trois robinets est:
 - A: Vide la poire d'air
 - S: Permet de remplir la pipette
 - E: Permet de verser le liquide



Accessoires divers (2)

Pissette

Utilisée principalement pour :

- * Stocker les solvant à grande utilisation (eau, acétone)
- * Laver la verrerie
- * Ajuster les volumes



Accessoires divers (3)

Balance

Permet d'effectuer une pesée de masse avec une précision de 0,001 g



Spatule

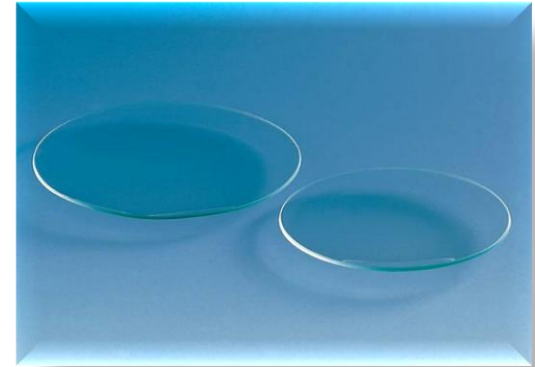
Permet de prélever un solide en poudre fine, en copeaux, etc



Réalisation d'une pesée (1)

Verre de montre

Utilisé lors de la pesée de petites quantités

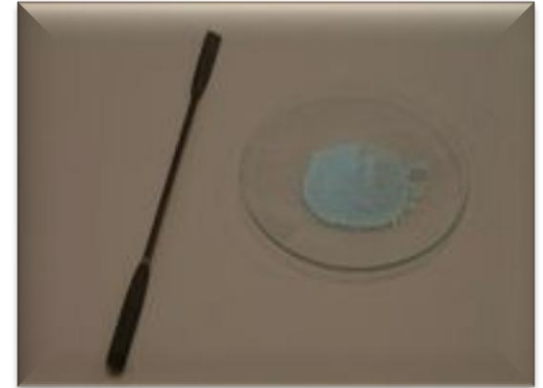


1. Placer le verre de montre sur le disque de la balance et appuyer sur tare pour mettre à zéro



Réalisation d'une pesée (2)

2. Mettre Le solide dans le verre de montre qui a été utilisé lors de la tare



3. Le récipient est à nouveau posé sur la balance. La balance indiquera la masse du solide



Accessoires divers (4)

Entonnoir

Il existe deux types d'entonnoirs:



Entonnoir pour solide

qui permet d'introduire
une poudre ou un solide



Entonnoir à liquide

qui sert à remplir
la burette, flacons

La solution

Une solution est une phase liquide résultant de la dissolution d'un ou plusieurs soluté (cors dissout utilisé en petite quantité) dans un solvant (utilisé en grande quantité)

La solution



```
graph TD; A[La solution] --> B[Solution homogène]; A --> C[Solution hétérogène]
```

Solution homogène

se constitue d'une seule phase (On ne peut pas différencier le soluté du solvant)

Exemple: Sel et l'eau

Solution hétérogène

se constitue de deux phases ou plus

Exemple: l'huile et l'eau

La concentration

La solution se caractérise par sa concentration, c'est le rapport entre la quantité de soluté et la quantité totale d'une solution

La concentration peut s'exprimer sous différentes formes

- ✓ La concentration molaire (C_M)
- ✓ La normalité (N)
- ✓ La concentration massique ou titre massique (C_m)
- ✓ La molalité

La concentration molaire C_M (mol/L)

- C'est la concentration la plus couramment utilisée
- Elle est définie comme étant le nombre de mole de soluté présent dans un litre de solution
- Son unité est le mol/L, elle se calcule par la relation $C = n/V$

Exemple

Soit une solution aqueuse de NaCl de concentration 0,5mol/L ou 0,5M

Dans cette solution nous avons 0,5 mol de NaCl dans 1 litre de solution de NaCl

Le titre massique ou concentration massique C_m (g/mol)

- C'est la masse de soluté en gramme dissout dans un litre de solution
- Elle s'exprime en g/L
- La relation entre la concentration massique et la concentration molaire est donnée par la loi

$$C_m = M \times C_M \quad \text{où} \quad \begin{array}{l} M: \text{La masse molaire du soluté} \\ C_M: \text{La concentration molaire} \end{array}$$

Exemple:

Calculer la concentration massique d'une solution aqueuse de KBr 0,5 M. On donne M_{KBr} 119g/mol

Pour trouver C_m de la solution de KBr, nous allons directement appliquer la relation

$$C_m = M \times C_M$$

$$C_m = 119 \text{ (g/mol)} \times 0,5 \text{ (mol/L)}$$

$$C_m = 59,5 \text{ g/L}$$

La normalité N (equiv/mol)

La concentration équivalente ou la normalité se définit par le nombre d'équivalent gramme (n) de soluté contenus dans un litre de solution

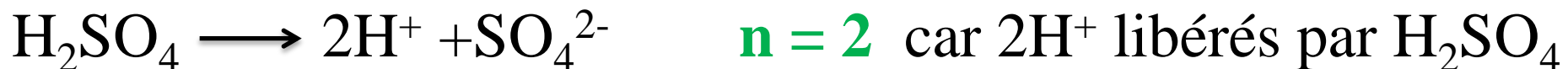
Le nombre n dépend de la nature du soluté

- Si le soluté est un acide, le n correspond au nombre de proton libéré

Exemple

Considérons une solutions aqueuse de H_2SO_4

Dans ce cas, le soluté est un acide fort H_2SO_4 et le solvant est l'eau. Sa réaction de dissociation dans l'eau donne



- Si le soluté est une base, le n correspond au nombre de OH^- libéré

Exemple

Prenons une solutions aqueuse de NaOH

Soluté: NaOH (base forte) Solvant: eau

Le NaOH libère un OH^- lorsqu'il est dissout dans l'eau



✓ On peut calculer la normalité N partir de la concentration molaire selon la relation

$$N = n \times C_M$$

Exemple

Calculer la normalité d'une solution aqueuse de HCl de concentration 0,2M

Nous allons appliquer la loi qui donne la relation entre C_M et N

$$N = n \times C_M$$

On doit déterminer dans un premier temps le n

Dans ce cas le soluté est un acide fort, il faut donc chercher le nombre de H^+ libéré par le HCl

$\text{HCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Selon la réaction de dissociation, on note que le HCl libère un seul proton

$\Rightarrow n = 1 \quad \Rightarrow N = C_M = 0,2N$

La molalité $M(\text{mol/kg})$

- C'est le nombre de moles de soluté par kilogramme de solvant (mol.Kg^{-1})
- Son unité est le mol/Kg^1 ; o

La masse volumique ρ

La masse volumique représente la masse d'une substance se trouvant dans un volume donné

- Elle est donnée par la relation $\rho = m/v$ m: La masse
v/ Le volume
- Son unité dépend des unités choisies pour la masse et le volume (généralement g.cm⁻³).

La densité d

Elle correspond à la masse volumique d'une solution par rapport à la masse volumique d'eau à la même température. Cette grandeur ne possède pas d'unité $d_{\text{solution}} = \rho_{\text{solution}}/\rho_{\text{eau}}$

Préparation d'une solution aqueuse de concentration précise

Dissolution
d'un solide



Par dilution
d'une solution
concentrée

À partir d'un liquide

Par dissolution d'un solide(solution de NaCl 0,5 M)

Calculer la masse de NaCl à peser:

$$m = n \times M \text{ avec } n = C \times V$$

$$m = C \times V \times M \dots 1$$

Le sel n'est pas pur à 100%, il faut donc calculer la masse m'

$$m' = m/p \dots \dots 2 \quad \mathbf{P:} \text{ pureté du sel en nombre décimale}$$

En remplaçant 1 dans 2 :

$$m' = (C \times V \times M)/p \quad \text{AN : } m' = 3,78 \text{ g}$$

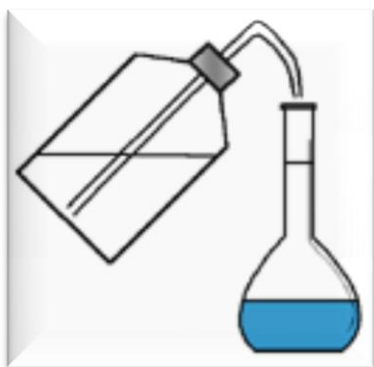
Mode opératoire



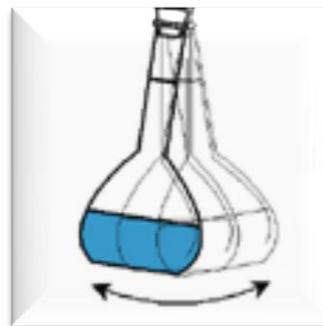
Peser NaCl à l'aide d'une balance, spatule et verre de montre



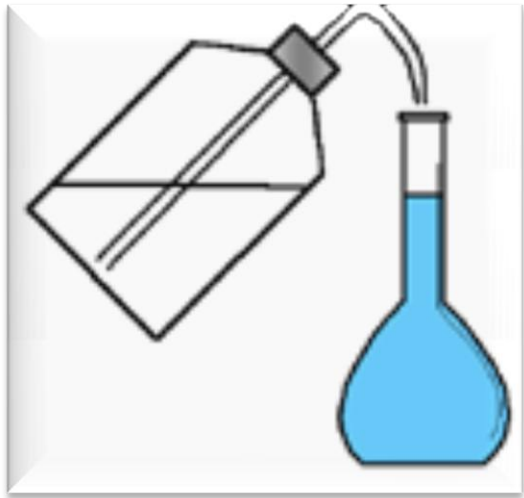
Transvaser m_{NaCl} pesée dans une fiole de V approprié



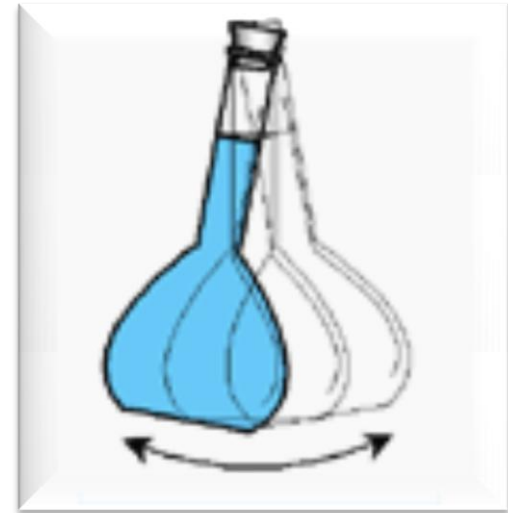
Ajouter de l'eau distillée jusqu'au 3/4



Boucher et agiter de façon à dissoudre la totalité du soluté



Compléter avec de l'eau
distillée jusqu'au trait de jauge
(attention au ménisque)



Boucher et agiter pour
homogénéiser
la solution

**À partir d'un liquide (solution d'acide acétique
0,01M**

Calculer le volume de CH_3COOH à prélever

** Calcul de $m \text{ CH}_3\text{COOH}$*

$$m = C \times V \times M$$

$$\text{où } C = 0,01 \text{ M}$$

$$V = 100 \text{ mL}$$

$$M = 60 \text{ g/mol}$$

$$\text{AN: } m = 60 \text{ mg}$$

$$V = m / p$$

p : masse volumique

$$p_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,049 \text{ g/cm}^3$$

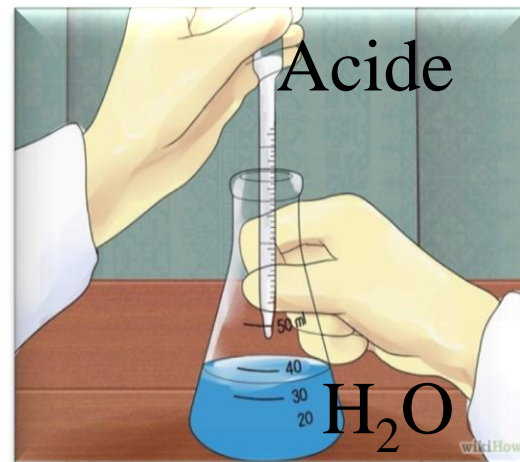
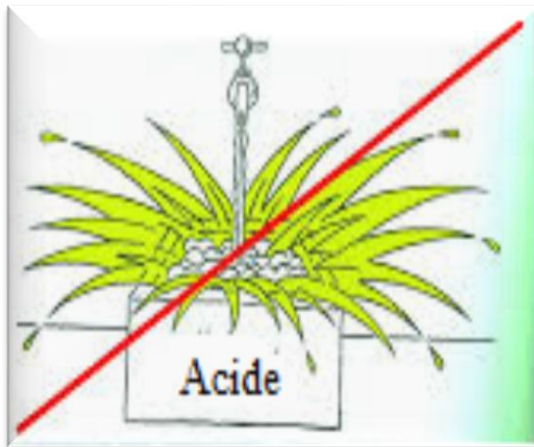
$$\text{AN: } V = 57 \text{ mL}$$

Manipulation des acides

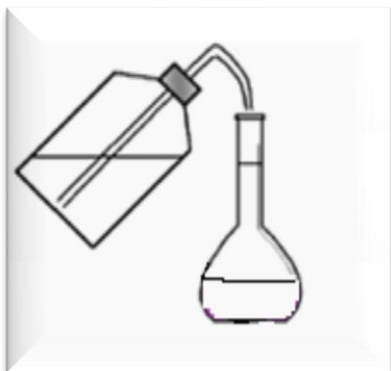
Acide: substance dangereuse à manipuler avec précaution

Préparation d'une solution acide:

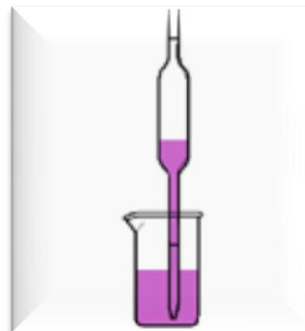
- * Versez lentement l'acide dans l'eau
- * Jamais le contraire ➡ Projection de matière



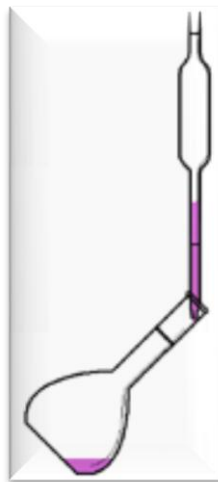
Préparation d'une solution aqueuse de CH_3COOH (1)



Verser un volume
d'eau dans la fiole



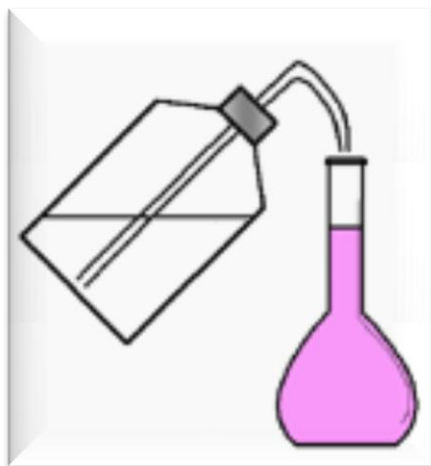
À l'aide d'une pipette
prélever 57 mL de la
solution mère



Transvaser le volume dans
une fiole jaugée



Ajouter de l'eau distillée
jusqu'au $\frac{3}{4}$ de la fiole



Compléter jusqu'au
trait de jauge

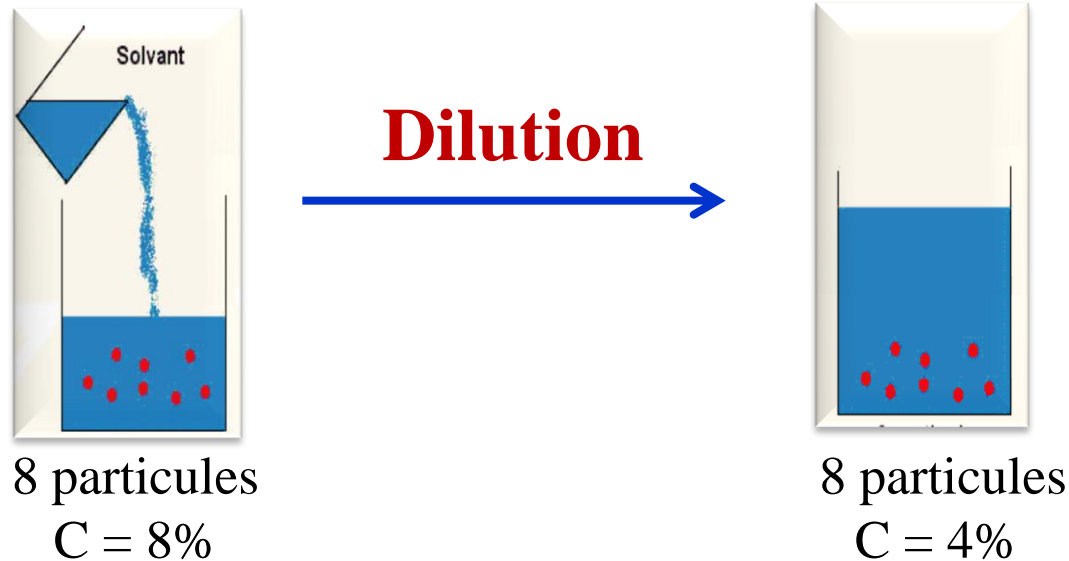


Boucher et agiter



Boucher et agiter

Par dilution de solution concentrée



La dilution

un procédé qui consiste à obtenir une solution finale de concentration inférieure à celle de départ, par ajout de solvant

Le facteur de dilution F

On appelle facteur de dilution :

- * $C_{\text{mère}} / C_{\text{fille}}$
- * $V_{\text{fille}} / V_{\text{mère}}$

Calculer $V_{\text{mère}}$ à prélever

Lors de l'ajout de solvant Le nombre de moles de soluté dissous ne varie pas.

$$n \text{ soluté (avant dilution)} = n \text{ (soluté après dilution)}$$

Delà, on peut écrire la loi de dilution suivante:

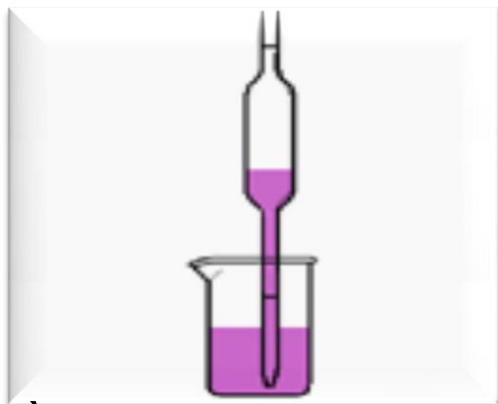
$$C_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$$

$$\Rightarrow V_{\text{mère}} = \frac{C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}}{C_{\text{mère}}}$$

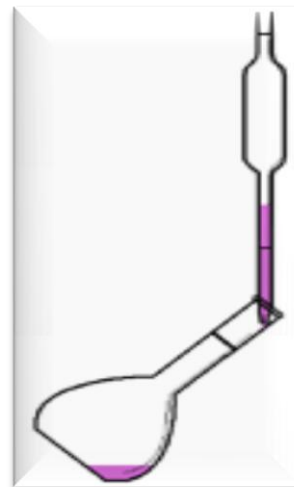
$$\begin{array}{lcl} \text{Avec : } C_{\text{mère}} & : & 0,5 \text{ M} \\ C_{\text{fille}} & : & 0,05 \text{ M} \\ V_{\text{fille}} & : & 100 \text{ mL} \end{array}$$

$$\text{AN: } V_{\text{mère}} = 10 \text{ mL}$$

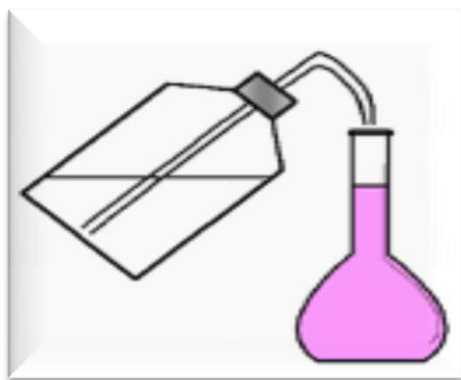
Mode opératoire



À l'aide d'une pipette
prélever 10 mL de la
solution mère



Transvaser le volume dans
une fiole jaugée



Compléter jusqu'au
trait de jauge



Incertitude dans les mesures

Erreurs

Erreurs systématiques:

Dues à l'utilisation des instruments imparfaits

Erreurs accidentelles:

Dues à la manipulation de l'opérateur

Calcul d'Incertitude (1)

*Cas d'une concentration

$$C = n/V \text{ avec } n = m/M \quad C = m/M \times V$$

1. Introduire Ln:

$$\text{Ln } C = \text{Ln } m - \text{Ln } M - \text{Ln } V$$

2. Passer aux quantités différentielles associées:

$$\frac{dC}{C} = \frac{dm}{m} - \frac{dM}{M} - \frac{dV}{V}$$

$$\text{Sachant que } \int \frac{dC}{C} = \text{Ln } C + \text{Constante}$$

Calcul d'Incertitude (2)

3. Passer aux quantités finies:

$$\frac{\Delta C}{C} = \frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta M}{M} + \frac{\Delta V}{V}$$

4. Erreur absolue:

$$\Delta C = C \times \left(\frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta M}{M} + \frac{\Delta V}{V} \right)$$

* Δm : erreur de la pesée, $\Delta m = 0,001 \text{ g}$

* ΔM : erreur sur la masse molaire, $\Delta M/M = 2\%$

* ΔV : erreur de la fiole utilisée, $\Delta V = 0,1 \text{ mL}$

Calcul d'Incertitude (3)

5. Ecriture finale:

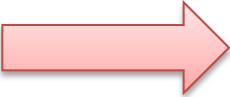
$$C = C \pm \Delta C$$

Incertitude relative(%):

$$\text{Incertitude relative} = \left| \frac{\Delta C}{C} \right| \times 100$$

*Cas d'un dosage d'un acide par une base

Au point équivalent: $C_A V_A = C_B V_B$


$$C_A = \frac{C_B \times V_B}{V_A}$$

Passer directement aux quantités finies:

$$\frac{\Delta C_A}{C_A} = \frac{\Delta C_B}{C_B} + \frac{\Delta V_B}{V_B} + \frac{\Delta V_A}{V_A}$$

4. Erreur absolue:

$$\Delta C_A = C_A \times \left(\frac{\Delta C_B}{C_B} + \frac{\Delta V_B}{V_B} + \frac{\Delta V_A}{V_A} \right)$$

ΔCB : erreur sur la concentration de la base

ΔVB : erreur de la burette

ΔVA : erreur de la pipette ou éprouvette

CB : concentration de la base

VB : volume équivalent lu sur la burette

VA : volume de l'acide prélevé à doser