

Vous avez appris au collège que la **concentration massique** est la masse de corps dissous dans un litre de solution. On peut également définir une **concentration molaire**. En chimie, il est indispensable de savoir préparer des solutions de concentration déterminées.

## I. Les solutions

**Définition** : Une solution est obtenue par **dissolution** d'une espèce chimique dans un **solvant**. Une fois dissoute, l'espèce chimique s'appelle **soluté**.

Avant dissolution, l'espèce chimique peut être un solide, un liquide ou un gaz. Elle peut être constituée d'ions ou de molécules.

Après dissolution, une solution peut donc contenir des ions (l'eau salée par exemple) ou des molécules (l'eau sucrée par exemple) dispersés parmi les molécules d'eau.

Le **solvant** est le liquide dans lequel le soluté est dissous. Lorsque le solvant est l'eau, la solution est dite **aqueuse** (l'eau salée est, par exemple, une solution aqueuse de chlorure de sodium).

## II. Concentration molaire

**Définition** : La **concentration molaire d'une espèce chimique** dans une solution, est le rapport de la quantité de matière  $n$  de l'espèce chimique (soluté) dans la solution par le volume  $V$  de la solution :

$$C = \frac{n}{V} \quad \text{avec, puisque } n \text{ est en mol et } V \text{ en L, } C \text{ en } \text{mol.L}^{-1} \quad (\text{Equation 1})$$

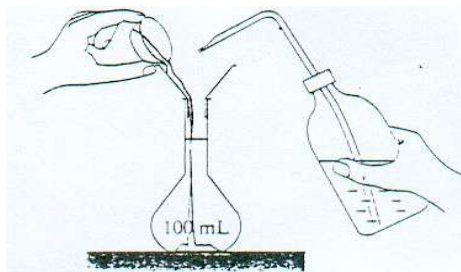
Si une solution contient une espèce chimique à la concentration  $C$ , un volume  $V$  de cette solution contient une quantité de matière  $n$  égale à :  $n = C * V$  (avec  $n$  en mol,  $V$  en L et  $C$  en  $\text{mol.L}^{-1}$ ). (Equation 2)

## III. Préparation d'une solution

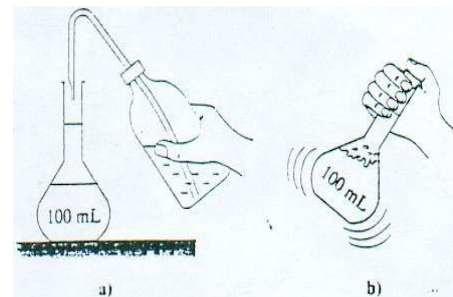
### 1. Par dissolution d'une espèce chimique :



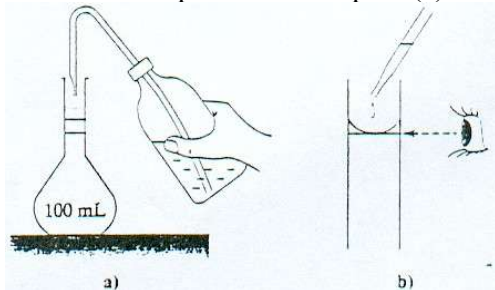
1. Pesons précisément  $m$  en prélevant le solide avec une spatule propre et sèche (b) et en le plaçant dans une capsule ou un verre de monte préalablement pesé (a)



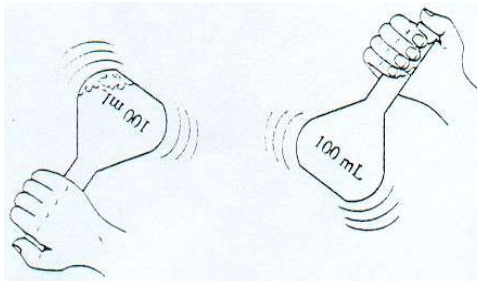
2. Introduisons le solide dans une fiole jaugée de 100 mL avec un entonnoir à solide. Rinçons la capsule ou le verre de monte avec de l'eau distillée.



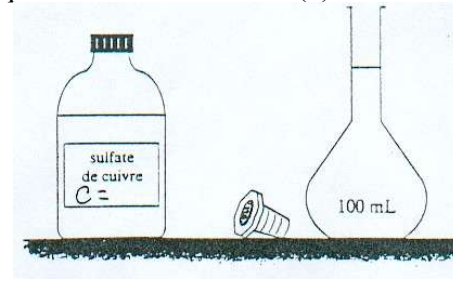
3. Remplissons la fiole jaugée aux trois quarts avec de l'eau distillée (a) et, après l'avoir bouchée, agitions là pour dissoudre le solide (b).



4. Une fois la dissolution terminée, ajoutons de l'eau distillée à la pissette au début (a), puis à la pipette simple pour terminer au niveau du trait de jauge (b).



5. Rebouchons la fiole jaugée et retournons-la plusieurs fois pour bien homogénéiser la solution.



6. La solution peut-être stockée dans un flacon : elle sera utilisée ultérieurement.

La solution préparée est une solution **aqueuse** de sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ ) dont la masse molaire est :

$$M_{\text{sulfate de cuivre}} = M_{\text{Cu}} + M_{\text{S}} + 4 * M_{\text{O}} = 63,5 + 32,1 + 4 * 16 = 159,6 \text{ g.mol}^{-1}.$$

La quantité de matière est donc :  $n = \frac{m}{M} = \frac{2,5}{159,6} = 0,016 \text{ mol}$  et la concentration  $C = \frac{n}{V} = \frac{0,016}{0,1} = 0,16 \text{ mol.L}^{-1}$

## 2. Par dilution d'une solution existante :

### a) Principe d'une dilution

Diluer une solution aqueuse consiste, en lui ajoutant de l'eau distillée, à obtenir une solution moins concentrée.

La solution que l'on dilue est appelée la solution **initiale** ou solution **mère** ; la solution obtenue est appelée solution **finale** ou solution **filie**.

### b) Conservation de la quantité de matière

Lors d'une dilution, le volume augmente, mais la quantité de matière de soluté  $n$  est toujours la même (on n'a pas ajouté de soluté, juste du solvant). De l'équation 2, on peut donc déduire que la concentration diminue.

Dans une opération de dilution, la quantité de matière ne change pas. Si l'on appelle  $C$  et  $V$  la concentration molaire et le volume de la solution mère et  $C'$  et  $V'$  la concentration molaire et le volume de la solution fille, on peut écrire la relation :  $C * V = C' * V'$  (Equation 3)

### c) Obtention d'une solution de concentration donnée

Pour obtenir une solution de concentration donnée par dilution, il faut que la concentration molaire  $C$  de la solution mère soit supérieure à la concentration désirée  $C'$ .

On prélève un volume  $V$  de la solution mère et on ajoute un volume  $v$  de solvant de façon à obtenir un volume  $V'$  de solution.  $V$  et  $V'$  doivent être tels que  $C * V = C' * V'$  donc  $V' = \frac{C * V}{C'}$  . (Equation 4)

Le volume  $v$  de solvant à ajouter est tel que  $V + v = V'$  donc  $v = V' - V$  (Equation 5)

#### Application :

On dispose d'une solution mère de diiode de concentration  $C = 4.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Quel volume doit-on prélever pour obtenir 300 mL de solution fille de concentration  $C' = 1.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  ?

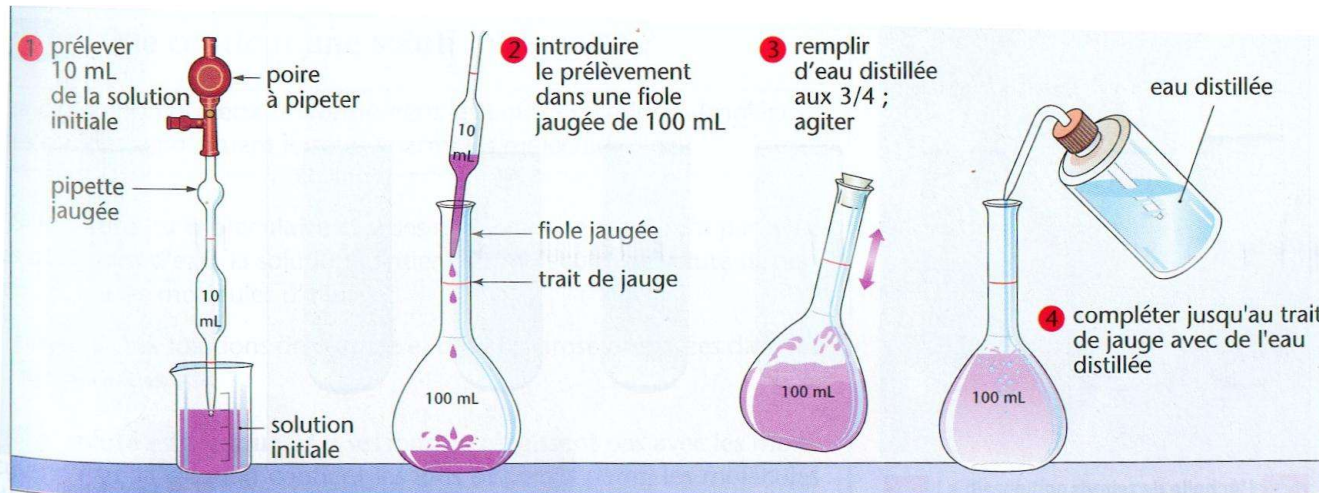
En utilisant l'équation 3, on obtient :  $V = \frac{C' * V'}{C} = \frac{1.10^{-3} * 0,3}{4.10^{-3}} = 0,075 \text{ L}$

Quel volume de solvant faut-il ajouter ?

En utilisant l'équation 5, on obtient  $v = 0,3 - 0,075 = 0,225 \text{ L}$

#### Réalisation :

Le volume initial et le volume final devant être mesurés avec précision, la verrerie jaugée s'impose : pipette graduée ou jaugée, burette et fiole jaugée (Voir fiche de matériel dans la partie glossaire)



4 Les différentes étapes pour réaliser une dilution.

## IV. Echelle de teinte

Lorsqu'une espèce chimique est colorée en solution, la teinte obtenue est d'autant plus foncée que la concentration molaire est importante. Cette propriété peut être utilisée pour évaluer grossièrement la concentration d'une solution. (Voir doc 11 p 142 de votre manuel).