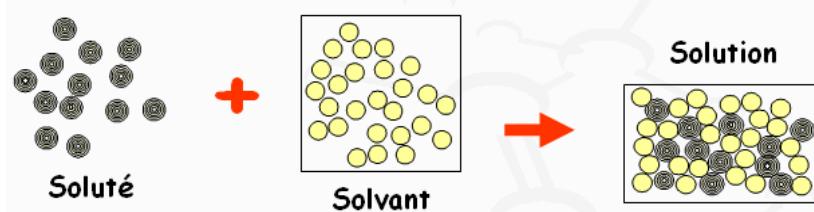


# Compositions des solutions aqueuses

## I) Rappel

Une solution est composée d'un ou plusieurs solutés (espèces minoritaires qui sont dissoutes) dans un solvant (espèce majoritaire qui a la propriété de dissoudre les solutés).

Si le solvant est l'eau, on parle de solution aqueuse.



### Exemples :

- 1) La teinture d'iode (doc.1) est un antiseptique puissant composé de diiode dissous dans de l'alcool (plus précisément dans l'éthanol) généralement à raison de 10 %.

- Solvant : **éthanol**
- Soluté : **diiode**
- Solution : **teinture d'iode (bétadine)**



doc.1 Teinture d'iode commercialisée sous le nom de Bétadine

- 2) On prépare une tasse de café

- Solvant : **eau**
- Soluté : **sucré + café moulu**
- Solution : **café sucré**



## II) Notion de concentration en masse

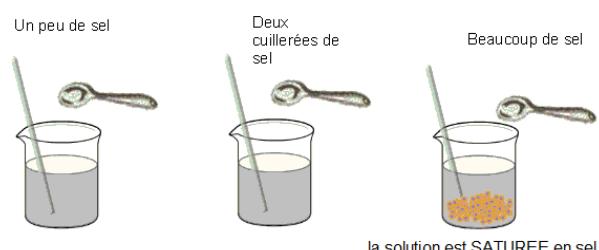
On appelle **concentration en masse** d'une solution le rapport de la **masse de soluté** sur le **volume de la solution**. On la note  $C_m$

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \text{avec } \{ C_m : \text{concentration massique de la solution (g. L}^{-1}\text{)} \text{ m : masse de soluté (g)}$$

V: volume de la solution (L)

Il y a une limite maximale au-delà de laquelle le solvant n'arrive plus à dissoudre tout le soluté : on dit que la solution est alors **saturée** en soluté.

La solubilité est la concentration maximale d'un soluté dans un solvant. Si on dépasse cette concentration, le soluté ne se dissout plus. Elle dépend aussi de la température.



# ATTENTION : ne pas confondre concentration en masse et masse volumique !

Dans les deux cas l'expression mathématiques est  $\frac{m}{V}$  mais attention la masse n'est pas la même.

Pour la concentration en masse, le m représente la masse de soluté dissoute dans le liquide alors que pour la masse volumique le m représente la masse entière de l'espèce chimique.

$$\rho_{\text{espèce}} = \frac{m_{\text{espèce}}}{V_{\text{solution}}} \text{ et } C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}$$

## III) Préparation de solutions

Il existe généralement deux types d'opération pour préparer des solutions.

- Soit on dispose d'un soluté solide que l'on dissout dans un solvant liquide : c'est une **dissolution**.

Exemple : dissolution d'un sucre dans un café.

- Soit on dispose d'une solution (liquide) et on y ajoute un solvant : c'est une **dilution**.

Exemple : dilution d'un sirop de menthe dans de l'eau.

Remarque : le terme « fonte » n'est à utiliser que sous l'action de la chaleur uniquement.

Exemple : le sucre fond (sous l'action de la chaleur) et se transforme en caramel (il n'y a pas de solvant eau). En revanche, le sucre se dissout dans un café sous l'action du solvant eau.

## IV) Préparer une solution par dissolution

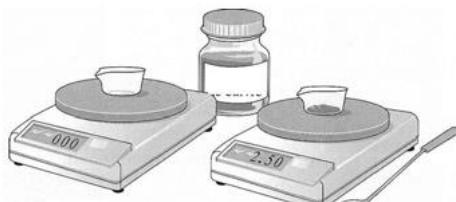
On part d'une **espèce solide** et on y ajoute de l'eau : c'est une **dissolution**.

Comme on souhaite avoir une concentration précise, il faut qu'on détermine **la masse de solide à peser** avec la balance.

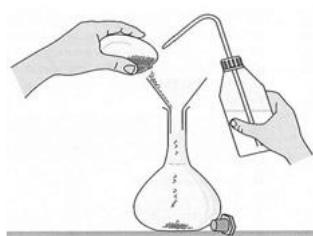
$$m = C_m \times V$$
 avec le volume en L et Cm en g/L

Une fois que l'on connaît la masse de solide à peser, on suit le protocole expérimental ci-dessous.

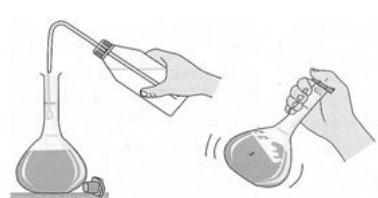
### Les étapes de la DISSOLUTION d'un solide



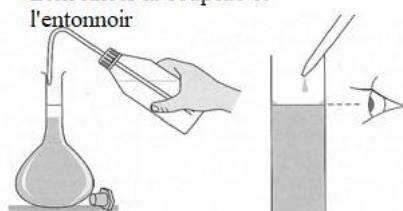
Etape 1 : effectuer la pesée du solide considéré  
bien faire la tare



Etape 2 : verser le solide dans la  
fiole jaugée de X mL  
Bien rincer la coupelle et  
l'entonnoir



Etape 3 : compléter au 3/4 avec de l'eau  
distillée et agiter



Etape 4 : ajuster le niveau au trait de  
jauge en prenant garde au ménisque

### Exemple 1:

On désire préparer 200mL de solution de glucose de formule  $C_6H_{12}O_6$  à la concentration  $C_m = 4 \text{ g/L}$ . On dispose de glucose solide. Réaliser les calculs nécessaires et décrire le protocole.

On calcule la masse de glucose à peser  $m = C_m \times V = 4 \times 0.200 = 0.800 \text{ g}$

Protocole :

On pèse avec une balance préalablement tarée, 0.8 g de glucose que l'on verse dans une fiole jaugée de 200mL. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On homogénéise.

### Exemple 2:

On désire préparer 100mL de solution d'iodure de potassium de formule  $KI$  à la concentration  $C_m = 12.3 \text{ g/L}$ . On dispose de  $KI$  solide. Réaliser les calculs nécessaires et décrire le protocole.

100 mL = 0,100 L

On calcule la masse d'iodure de potassium à peser  $m = C_m \times V = 12.3 \times 0.100 = 1.23 \text{ g}$ .

Protocole :

On pèse avec une balance préalablement tarée, 1,23 g d'iodure de potassium solide que l'on verse dans une fiole jaugée de 100mL. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On homogénéise.

## V) Préparer une solution par dilution

On part d'une espèce liquide (=solution mère) et on y ajoute de l'eau : c'est une dilution.

Comme on souhaite avoir une concentration précise, il faut qu'on détermine le volume de solution mère (solution de départ) à prélever avec une pipette.

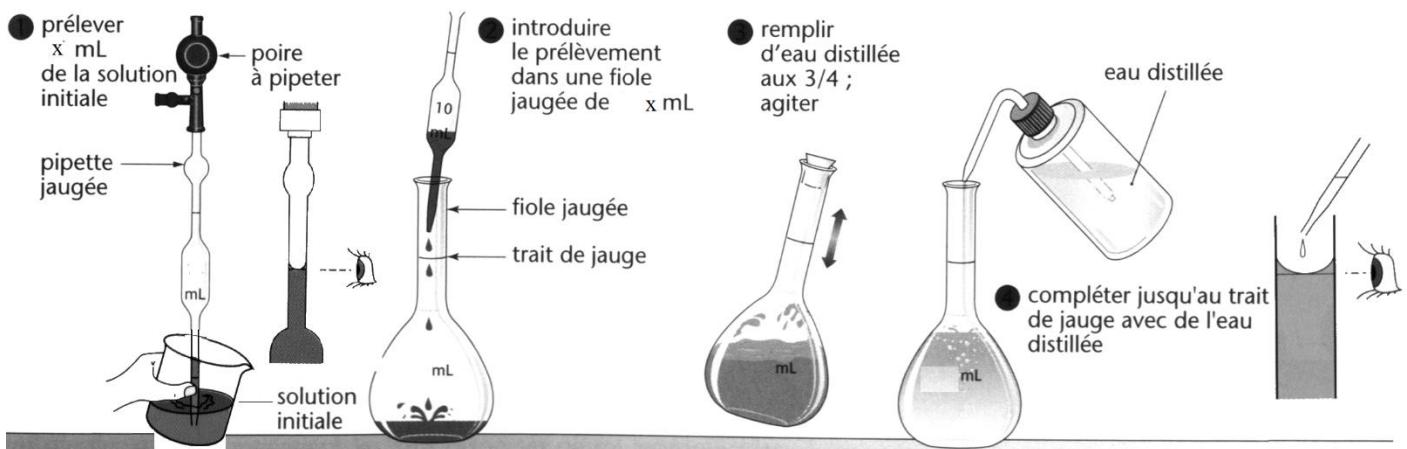
Lors d'une dilution, la masse de soluté se conserve entre la solution mère et la solution fille donc :

$$m_{\text{mère}} = m_{\text{fille}}$$

$$Cm_{\text{mère}}V_{\text{mère}} = Cm_{\text{fille}}V_{\text{fille}}$$

$$V_{\text{mère}} = \frac{Cm_{\text{fille}}V_{\text{fille}}}{Cm_{\text{mère}}}$$

Une fois que l'on connaît le volume de solution mère à prélever, on suit le protocole expérimental ci-dessous.



On appelle facteur de dilution  $F$  le nombre (sans dimension) 
$$F = \frac{Cm_{mère}}{Cm_{fille}} = \frac{V_{fille}}{V_{mère}}$$
. Ce nombre montre de combien de fois la concentration de la solution mère (initiale) est plus grande que la solution fille (préparée).

### Exemple 1

On désire préparer 100mL de solution de chlorure de potassium à la concentration  $Cm' = 5\text{ g/L}$  à partir d'une solution de chlorure de potassium à la concentration  $Cm = 10\text{ g/L}$ . Réaliser les calculs nécessaires, décrire le protocole et calculer le facteur de dilution.

On calcule le volume de solution mère à prélever :  $V_{mère} = \frac{Cm_{fille} V_{fille}}{Cm_{mère}} = \frac{5 \times 0.100}{10} = 0.05\text{ L} = 50\text{ mL}$

#### Protocole :

On préleve 50mL de solution mère de chlorure de potassium avec une pipette jaugée de 50 mL que l'on verse dans une fiole jaugée de 100mL. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On homogénéise.

Facteur de dilution :  $F = \frac{Cm_{mère}}{Cm_{fille}} = \frac{V_{fille}}{V_{mère}} = \frac{0.1}{0.05} = 2$ . Donc la solution préparée est deux fois moins concentrée que la solution mère.

### Exemple 2

On désire préparer 50mL de solution de lugol à la concentration  $C' = 10\text{ g/L}$  à partir d'une solution de lugol à la concentration  $C = 40\text{ g/L}$ . Réaliser les calculs nécessaires, décrire le protocole et calculer le facteur de dilution.

On calcule le volume de solution mère à prélever :  $V_{mère} = \frac{Cm_{fille} V_{fille}}{Cm_{mère}} = \frac{10 \times 50}{40} = 12,5\text{ mL}$

#### Protocole :

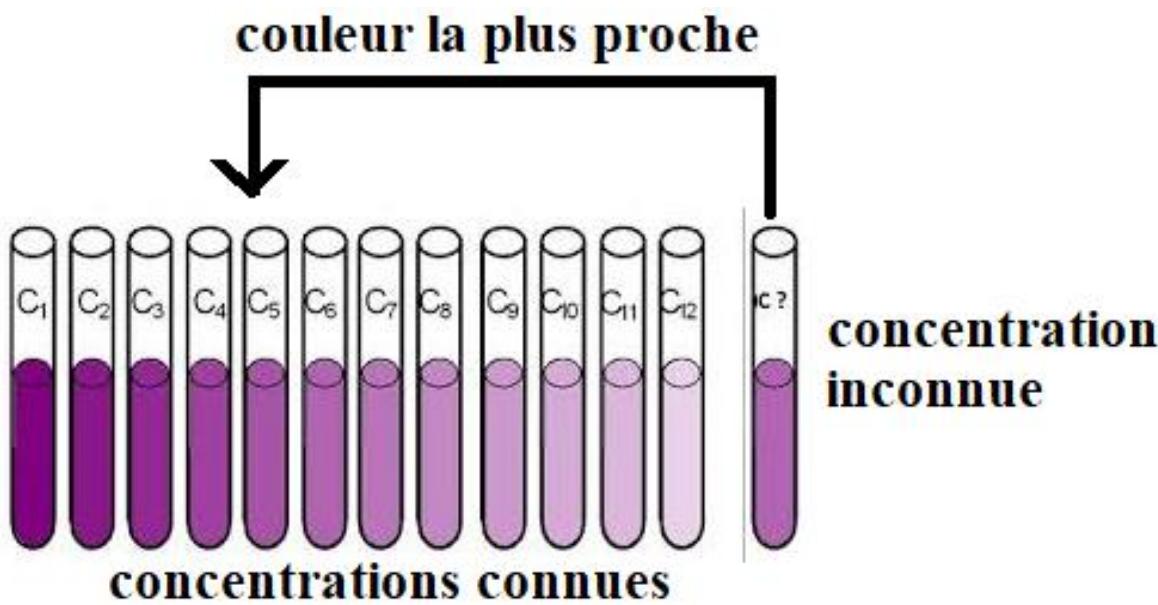
On préleve 12,5mL de solution mère de lugol avec une pipette graduée de 20 mL que l'on verse dans une fiole jaugée de 50mL. On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. On homogénéise.

Facteur de dilution :  $F = \frac{Cm_{mère}}{Cm_{fille}} = \frac{V_{fille}}{V_{mère}} = \frac{40}{10} = 4$ . Donc la solution préparée est 4 fois moins concentrée que la solution mère.

## VI) Détermination de concentration (voir TP)

### 1) Par échelle de teinte

Pour les solutions colorées, plus une solution est concentrée, plus elle est foncée. On prépare donc par dilution successives de solutions de concentrations connues et on compare la teinte de la solution inconnue avec notre échelle.



On obtient un encadrement de la concentration :  $C_4 < C_{\text{inconnue}} < C_5$

### 2) Par étalonnage

Un dosage par étalonnage consiste à déterminer la concentration d'une espèce chimique en comparant une grandeur physique caractéristique de la solution, à la même grandeur physique mesurée pour des solutions étalon (= de concentrations connues).

