

CHAPITRE 3: PRÉPARATION D'UN MÉDICAMENT EN SOLUTION

COURS



La quasi-totalité des liquides présents dans la nature (eau de mer, salive, lait...) et fabriqués par l'homme (médicaments buvables ou injectables, détergents, boissons...) sont des solutions. Dans ce chapitre, nous allons apprendre à les préparer.

I. QU'EST-CE QU'UNE SOLUTION ?

a. Vocabulaire

- On appelle **solvant** une espèce chimique dans laquelle on peut dissoudre d'autres espèces chimiques, appelées **solutés**. L'ensemble soluté(s) + solvant est appelé **solution**. Une solution est donc le résultat de la dissolution d'un ou plusieurs solutés dans un solvant.
- Le **soluté** peut être solide (cristaux, poudres), liquide ou forme de gaz (ex : CO_2 dans les boissons gazeuses).
- Pour reconnaître qui est le **solvant** quand le soluté est aussi liquide, c'est facile, le solvant est le liquide qui se trouve en plus grande quantité : on dit qu'il est majoritaire.
- Lorsque que le solvant est l'eau, on appelle la solution obtenue "**solution aqueuse**".

Les solutions sont toujours :

- des mélanges : soluté + solvant
 - homogènes : l'œil ne distingue qu'un seul constituant.
 - limpides, c'est à dire transparentes, on voit à travers (donc pas trouble)
- Rq : elles ne sont pas forcément incolores, elles peuvent être colorées, mais toujours transparentes

Cas particulier : les solutions saturées

Pour une température donnée, il existe une masse maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant : on appelle cela la **solubilité (en g/L : gramme par litre)**. Au-delà de cette masse, le soluté ne se dissout plus : on dit que la solution est saturée. Le mélange devient hétérogène, il reste du soluté non dissout.

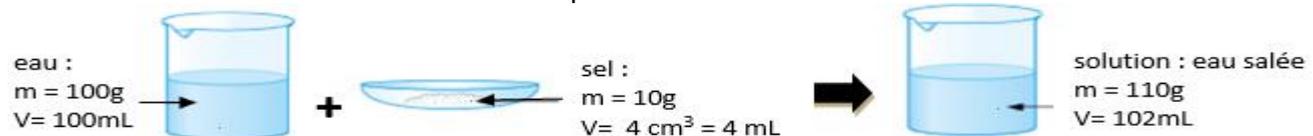
b. Masse et volume avant et après dissolution

- Lors d'une dissolution, la masse se conserve : la masse du soluté et la masse du solvant ne changent pas, donc :

masse de la solution = masse du soluté + masse du solvant

- En revanche, **le volume ne se conserve pas !**

Le volume d'une solution est bien sûr plus grand que le volume du solvant seul, mais plus petit que la somme du volume de solvant et du volume de soluté. On parle de « contraction » de volume.



c. Les différents types de solutions

- Les **solutions moléculaires** : quand le soluté est constitué de molécules
- Les **solutions ioniques** : quand le soluté est constitué d'ions (cations + et anions)

Une solution est toujours neutre : autant de + que de -

Ex: le chlorure de sodium (sel de cuisine) et le saccharose (sucre du commerce) ont des aspects identiques et se dissolvent facilement dans l'eau.

Cependant, en plaçant les solutions dans un circuit électrique, on peut s'apercevoir que les deux solutions n'ont pas le même comportement vis-à-vis de l'électricité :

- La solution sucrée ne laisse pas passer l'électricité (lampe éteinte, solution non conductrice) : à l'intérieur ce sont des molécules de saccharose : $C_{12}H_{22}O_{11}$
- La solution salée laisse passer l'électricité (lampe allumée, solution conductrice) : à l'intérieur ce sont des ions chlorures Cl^- et ions calcium Na^+ .



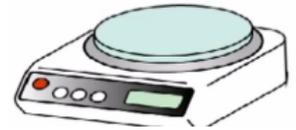
II. COMMENT PREPARER UNE SOLUTION DE CONCENTRATION PRÉCISE ?

La concentration indique la proportion de la quantité de soluté présent dans la solution par rapport à la quantité de solution finale. On peut la calculer de deux façons :

- La concentration volumique, aussi appelée fraction volumique. C'est ni plus ni moins qu'un pourcentage du volume total de la solution qui est attribué à chaque composant. En chimie, on l'utilise très peu, à cause du problème de contraction du volume.

- La **concentration massique**, qui peut se calculer quand on connaît la masse du soluté dissout :

$c_m(A) = \frac{m(A)}{V}$	$c_m(A)$, concentration massique en soluté A en gramme par litre ($g \cdot L^{-1}$) $m(A)$, masse du soluté A en gramme (g) V , volume de la solution en litre (L)
---------------------------	--

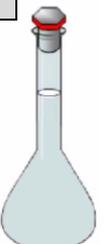


Pour préparer une solution avec une concentration précise, par exemple pour une application médicale, il faut donc calculer puis mesurer avec précision la masse du soluté à dissoudre.

Remarque : si le soluté est un corps pur liquide, on peut calculer puis mesurer son volume à la place de sa masse grâce à la formule de la masse volumique :

$\rho = \frac{m}{V}$	m est la masse du soluté en grammes (g) V est le volume du soluté en mL ou en cm^3 (c'est pareil !) ρ est la masse volumique : masse d'un volume donné (donc en g/cm^3 :gramme par cm^3) rq : si la masse est en kg et que le volume est en Litre, ρ sera en kg/L
----------------------	--

Une fois qu'on a versé la masse ou le volume souhaité de soluté, on ne rajoute pas un volume connu de solvant, car on ne pourrait pas savoir quel serait le volume total de la solution finale. On fait plutôt l'inverse : on rajoute du solvant jusqu'à atteindre le volume voulu de solution finale. Cela se passe dans une fiole jaugée pour plus de précision



III. COMMENT DIMINUER CONCENTRATION D'UNE SOLUTION ?

Pour diminuer la concentration d'une solution il faut la **diluer**.

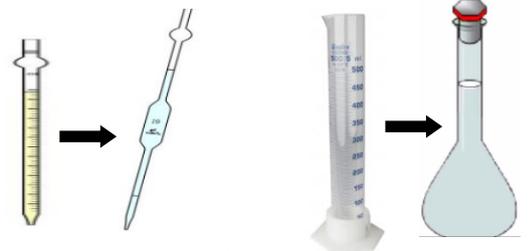
On réalise donc **une dilution** : on prélève un petit volume de solution concentrée (appelée solution mère) puis on ajoute du solvant pour obtenir un volume plus grand de solution diluée (appelée solution fille).

Diluer x fois une solution c'est diviser la valeur de sa concentration par x : on dilue d'un facteur x.

Autrement dit: le volume de la solution diluée est x fois plus grand que le volume de la solution concentrée

Exemple : les sirops vendus dans le commerce sont très concentrés. Avant d'en boire, on verse un petit volume de sirop dans un verre puis on rajoute de l'eau. L'étiquette sur la bouteille indique souvent de verser un volume de sirop pour 7 volumes d'eau (3 cL de sirop + 21mL d'eau par exemple = 24mL dans le verre) . Le volume de la solution totale (celle qu'on boit) est donc 8 fois plus grand que le volume de sirop utilisé : on a dilué sa concentration par 8 = c'est 8 fois moins sucré !

Pour prélever un volume précis de solution concentrée, on utilise une pipette jaugée (plus précis qu'une pipette graduée)
Pour ajuster le volume de la solution diluée avec précision, on utilise une fiole jaugée (plus précis qu'une éprouvette graduée)



IV. COMMENT COMPARER RAPIDEMENT DES CONCENTRATIONS ?

Quand le soluté est coloré, il est facile d'évaluer rapidement sa concentration : plus la couleur de la solution finale est prononcée, plus elle contient du soluté.

Si on dispose de plusieurs solutions dont on connaît la concentration avec précision, on peut évaluer la concentration de la solution inconnue par simple comparaison.

La méthode s'appelle « méthode par comparaison » et l'ensemble des solutions plus ou moins colorées s'appelle une « échelle de teintes ».

