



Cours: Chimie des solutions

Présenté par: Dr. TABET ZATLA Amina

Promotion 2024-2025 1^{ère} année Médecine Dentaire

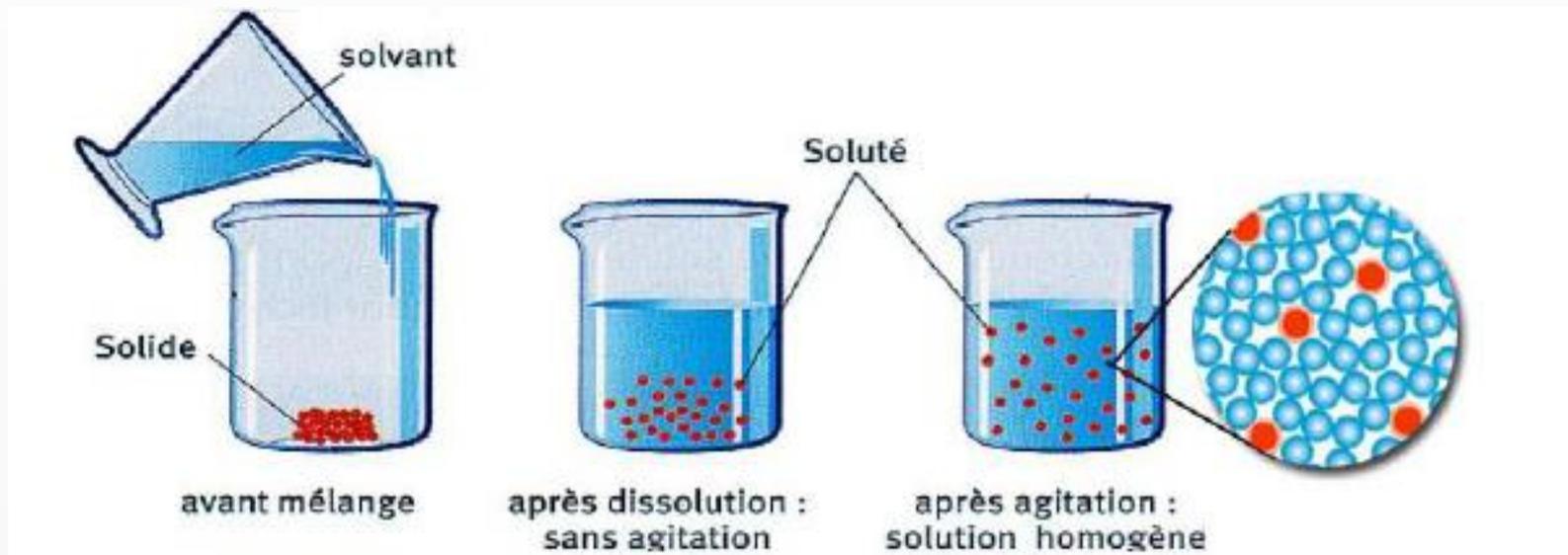
I. Qu'est qu'une solution en chimie ?

3

Une **solution** est un mélange homogène obtenu par dissolution d'un **soluté** dans un **solvant**.

- **Le soluté** est l'espèce chimique dissoute, minoritaire.
- **Le solvant** est le liquide, majoritaire, dans lequel le soluté est dissous.

Quand le solvant est l'eau, la solution est appelée **solution aqueuse**.



Exemple

Quand on dissout du chlorure de sodium (ou sel) dans de l'eau, on obtient une solution de chlorure de sodium (ou plus simplement de l'eau salée !). Le soluté est le chlorure de sodium, le solvant est l'eau.

Remarque : il peut y avoir plusieurs solutés dissous dans une même solution.

II. La notion de concentration

Définition des concentrations en chimie

- ➔ En **chimie**, les **concentrations** peuvent être définies formellement comme la quantité de **soluté** présente dans une quantité donnée de **solution**

$$\text{Concentration} = \frac{\text{quantité de soluté}}{\text{quantité de solution}}$$

Types de concentrations en chimie

- Les **types de concentration** les plus courants en chimie sont la **concentration massique** et la **molarité**.

La concentration massique

- **La concentration massique** d'un soluté est la masse de ce soluté dissous par litre de solution.
- Elle se note C_m et s'exprime généralement en gramme par litre (g/L).

Avec C_m : concentration en masse en gramme par litre (g/L)

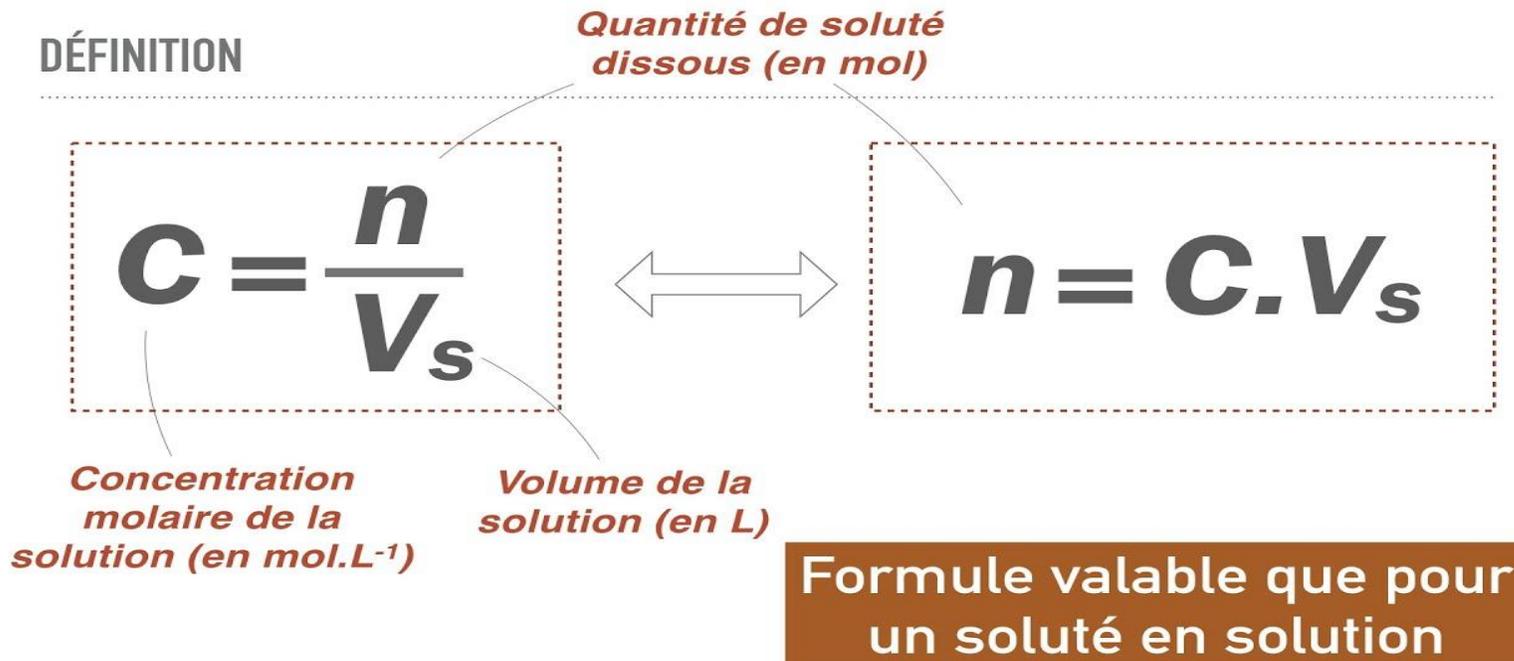
m : masse du soluté en gramme (g)

V : volume de la solution en litre (L) $C_m = \frac{m}{V}$

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V}$$

La concentration molaire

- La **concentration molaire** est le **nombre** de moles d'un soluté dans une quantité spécifique de **volume** notée soit C_A ou $[A]$.
- Les unités sont généralement mol/L , **mole** par litre ou M (**molarité**).



► Le nombre de mole « n » : selon les données en masse ou en volume, deux formules permettent de convertir une masse exprimée en gramme (g) ou un volume exprimé en litre (L) en nombre de moles (mol) est inversement.

- ✓ Conversion d'une masse en nombre de moles : $n \text{ (mol)} = m \text{ (g)} / M \text{ (g.mol}^{-1}\text{)}$
- ✓ Conversion d'un volume en nombre de moles : $n \text{ (mol)} = v \text{ (L)} / V_m \text{ (L.mol}^{-1}\text{)}$

La relation entre la concentration molaire et la concentration massique

LIEN ENTRE CONCENTRATION MOLAIRE ET CONCENTRATION MASSIQUE

$$C = \frac{n}{V_s}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$C = \frac{\frac{m}{M}}{V_s} \leftrightarrow C = \frac{m}{M \times V_s} \leftrightarrow C = \frac{C_m}{M}$$

Qu'est-ce qu'une molalité ?

- La **molalité** m est similaire à la **molarité** (**concentration molaire**) M , mais consiste à calculer le **nombre de moles** par kilogramme de **solvant**.

$$m = \frac{n_{\text{soluté}} (\text{mol})}{m_{\text{solvant}} (\text{Kg})}$$

La normalité et le nombre d'équivalents

- La normalité N rapporte le **nombre d'équivalents au volume**. Le **nombre d'équivalents** relie la masse à la quantité de substance nécessaire pour que les réactions d'oxydoréduction (rédox) et d'acide-base aient lieu.
- La valence serait le nombre d'hydrogènes ou d'électrons échangés dans une **réaction acide-base** ou **d'oxydoréduction**, respectivement.
- **L'équivalent-gramme** est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H^+ , e^- etc).

$$N = \frac{n_{\text{éq-gr}}}{V} \text{ (éq-gr.L}^{-1}\text{)}$$

$$n_{\text{éq-gr}} = \frac{m}{\text{éq-gr}}$$

$$\text{éq-gr} = \frac{M}{Z} \Rightarrow n_{\text{éq-gr}} = Z \times \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{éq-gr}} = Z \times n$$

La relation entre la normalité et la molarité

Donc :

La normalité est définie comme la concentration molaire CM multipliée par un facteur d'équivalence (Z).

$$N = Z \cdot CM$$

Il faut noter que l'équivalent-gramme est une notion qu'on applique aux réactions acide base et d'oxydoréduction.

- Dans le cas des acides : Z correspond au nombre H⁺.
- Dans le cas d'une base : Z correspond au nombre HO⁻.
- Dans le cas d'une réaction d'oxydo-réduction : Z correspond au nombre d'électron mis en jeu.

Le pourcentage en masse ou en volume %

- **Le pourcentage en masse ou en volume %** d'une solution indique la masse ou le volume de substance pour 100g de solution. Il s'agit d'une comparaison poids–poids ou volume à volume.

$$\% = \frac{\text{masse de soluté}}{\text{masse de la solution}} \cdot 100$$

Et

$$\% = \frac{\text{volume de soluté}}{\text{volume de la solution}} \cdot 100$$

La fraction molaire d'un constituant i « X_i »

- **La fraction molaire** : C'est le rapport de la quantité de matière de X (en mol) contenue dans un certain volume de solution divisée par la somme des quantités de matière de tous les constituants présents dans ce volume de solution . Une fraction molaire est un nombre sans dimension. Si on note n_i la quantité de matière du composé i et x_i sa fraction molaire, cette dernière se calculera à partir de la relation ci-contre.

$$x_i = \frac{n_i \text{ (en mol)}}{\sum_i n_i \text{ (en mol)}}$$

Les unités des expressions de concentration

- La molarité : $\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$, M.
- La molalité: $\text{mol}\cdot\text{kg}^{-1}$.
- La normalité N.
- Le pourcentage % pourcent.
- La fraction molaire x sans unité.

Différence entre la masse volumique et la concentration en masse



Attention : ne pas confondre **masse volumique** et **concentration en masse** qui se calculent avec la même formule et peuvent parfois s'exprimer dans la même unité, mais ne représentent pas la même chose.

- La **concentration en masse** se calcule en divisant la masse **de soluté** par le volume de solution.
- La **masse volumique** se calcule en divisant la masse **de solution** par le volume de solution,

Unité : g/mL ou g/cm³

Par exemple, si on dissout 30 g de sel dans un litre d'eau (pesant 1 kg, soit 1000 g). La masse d'eau salée obtenue est de 1030 g.

- Concentration en masse : $C_m = \frac{m_{\text{sel}}}{V_{\text{eau salée}}} = \frac{30 \text{ g}}{1 \text{ L}} = \underline{30 \text{ g.L}^{-1}}$

- Masse volumique : $\rho = \frac{m_{\text{eau salée}}}{V_{\text{eau salée}}} = \frac{1030 \text{ g}}{1 \text{ L}} = \underline{1030 \text{ g.L}^{-1}}$

$$C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} \quad \rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}}$$

La Densité d'une solution « d »

- Dans le cas d'une solution aqueuse la densité (sans unité) est déterminée à partir de la masse volumique de la solution sur la masse volumique de l'eau.

$$d = \frac{\text{masse volumique de solution}}{\text{masse volumique de l'eau}} = \frac{\rho_{\text{solution}} \text{ (g/cm}^3\text{)}}{\rho_{\text{eau}} \text{ (g/cm}^3\text{)}} \quad \rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/cm}^3$$

- Dans le cas des gaz

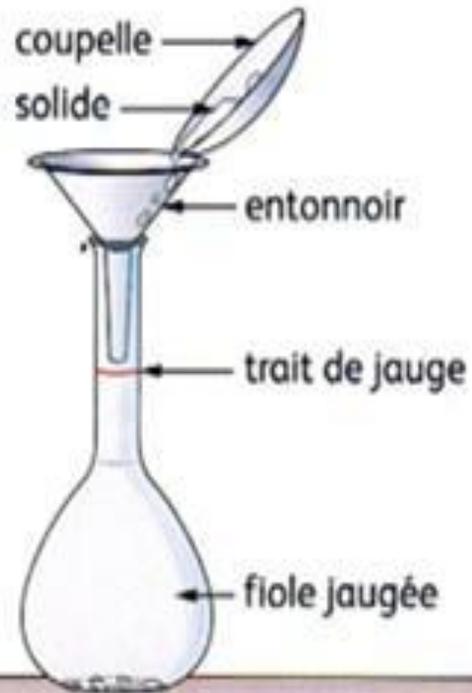
$$d = \frac{\text{masse volumique du gaz}}{\text{masse volumique de l'air}} = \frac{\rho_{\text{gaz}} \text{ (g/cm}^3\text{)}}{\rho_{\text{air}} \text{ (g/cm}^3\text{)}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29}$$

Comment préparer une solution aqueuse ?

Par dissolution

Une solution peut être obtenue par dissolution, dans le solvant, d'un soluté initialement **solide, liquide ou gazeux**.

1 Peser la masse du soluté nécessaire et l'introduire dans une fiole jaugée du volume souhaité.



2 Rincer à l'eau distillée, en récupérant l'eau de rinçage dans la fiole.

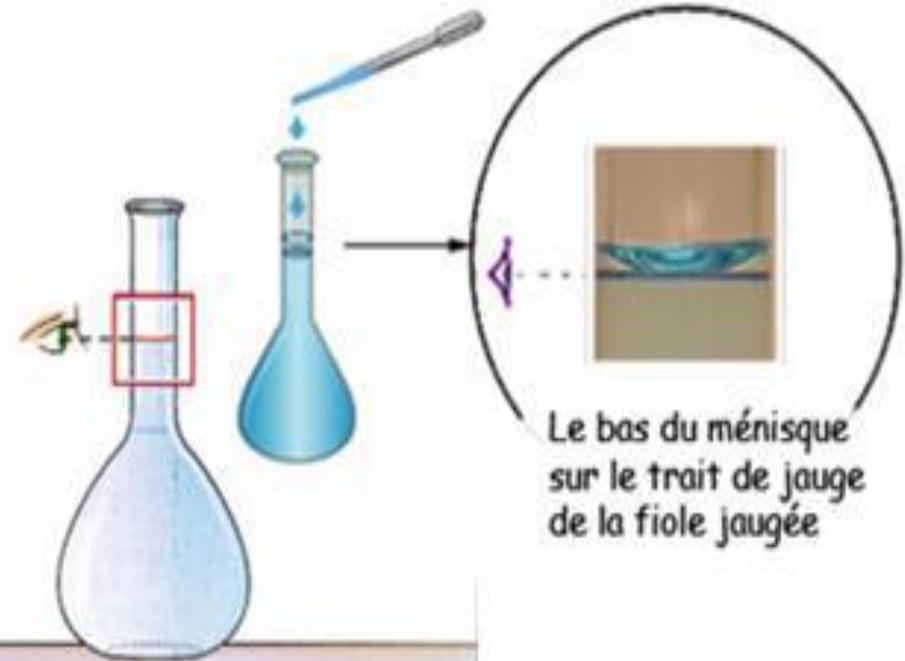


3 Remplir d'eau distillée aux 2/3 ; agiter latéralement.



4 Compléter avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge ; boucher puis agiter.

Déboucher.



Comment préparer une solution aqueuse ?

Par dilution

Une solution S_{fille} , appelée solution **fil**le, peut être obtenue par dilution d'une solution plus concentrée, appelée solution **m**ère $S_{\text{mère}}$, en prélevant un certain volume V_p de la solution mère et en l'introduisant dans une fiole jaugée de volume V_{fille} .

La masse de soluté prélevée dans la solution mère reste inchangée dans la solution fille.

