

Solutions et concentration

Cours de sciences physiques - niveau 2de

*De plus, un sirop de grenadine, l'eau de mer, un désinfectant, un sérum physiologique : tous sont des **solutions**, et leur effet dépend de la quantité de substance dissoute dans un volume donné. Comment décrire la composition d'une solution, la préparer avec précision, la diluer et vérifier sa **concentration** ? Par ailleurs, la notion de concentration répond à ces questions, du verre de sirop jusqu'au laboratoire d'analyse.*

L'essentiel : Une solution contient un soluté dissous dans un solvant. Sa concentration en masse est $c_m = \frac{m}{V}$, en g/L. Pour une dilution, $c_m \times V_{\text{mère}} = c_f \times V_{\text{fille}}$ car la masse de soluté se conserve. Diluer 10 mL d'une solution à 50 g/L dans 100 mL d'eau donne 5,0 g/L.

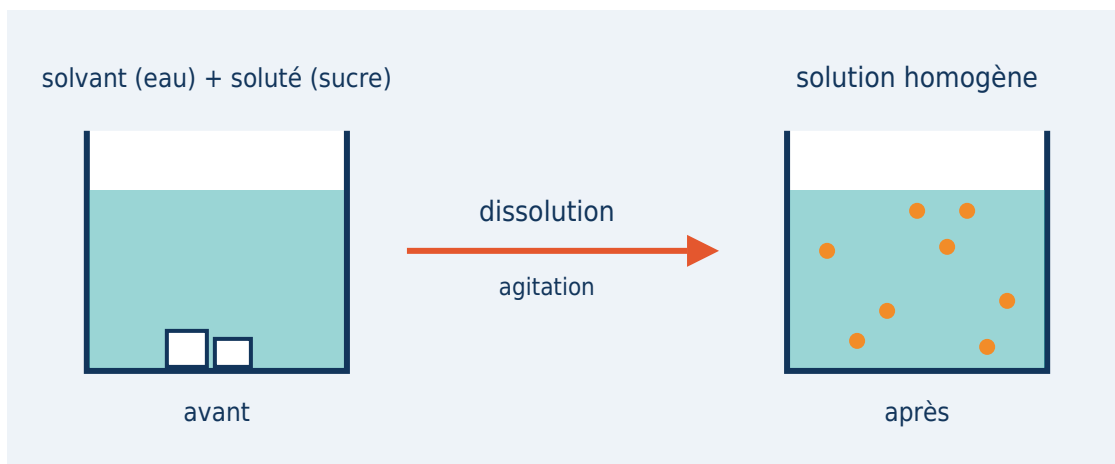
Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Solvant, soluté et solution

DÉFINITION

Donc, une **solution** est un mélange homogène obtenu en dissolvant une ou plusieurs espèces, les **solutés**, dans un liquide, le **solvant**. Puis le solvant est l'espèce majoritaire. Quand le solvant est l'eau, la solution est dite **aqueuse**.

Dans l'eau sucrée, l'eau est le solvant et le saccharose est le soluté. Ensuite, le sucre dissous ne disparaît pas : on ne le voit plus car ses entités sont dispersées au milieu de celles de l'eau, mais on le retrouve en évaporant l'eau. Puis la **dissolution** est le passage d'une espèce solide, liquide ou gazeuse à l'état dissous.



Dissolution du sucre : le soluté se disperse dans le solvant et forme une solution homogène.

Enfin, la couleur d'une solution renseigne sur sa composition : plus une solution colorée contient de soluté coloré, plus sa teinte est intense. De plus, pour décrire précisément cette composition, on utilise une grandeur : la concentration.

La concentration en masse d'une solution

DÉFINITION

La **concentration en masse** C_m d'un soluté dans une solution est la masse m de soluté dissous par unité de volume V de solution.

FORMULE À RETENIR

$$C_m = m \div V ; C_m \text{ en g/L, } m \text{ en g, } V \text{ en L.}$$

Ensuite, le volume V est celui de la **solution** finale et non celui du solvant seul. Ensuite, L'unité usuelle est le gramme par litre (g/L) ; elle est équivalente au kilogramme par mètre cube (kg/m^3) et au milligramme par millilitre (mg/mL).

APPLICATION NUMÉRIQUE

On dissout $m = 20,0$ g de sel dans de l'eau pour obtenir $V = 250$ mL de solution. Par ailleurs, on convertit $V = 0,250$ L, puis $C_m = 20,0 \div 0,250 = \mathbf{80,0 \text{ g/L}}$.

EXEMPLE : MASSE À PESER

Puis, pour préparer $V = 200,0$ mL d'une solution à $C_m = 15,0$ g/L, on écrit $m = C_m \times V = 15,0 \times 0,2000 = \mathbf{3,00 \text{ g}}$ de soluté. Puis on pèse cette masse, on la dissout, puis on complète à 200,0 mL.

ERREUR FRÉQUENTE

Il ne faut pas confondre la concentration en masse et la **masse volumique** de la solution. Ensuite, la masse volumique $\rho = m_{\text{solution}} \div V$ est la masse de *toute* la solution par litre ; C_m est la masse du *seul soluté* par litre. Puis une solution de sel à 80 g/L a une masse volumique d'environ 1 050 g/L, très différente de 80 g/L.

Solubilité et saturation

Ainsi, on ne peut pas dissoudre une quantité illimitée de soluté. De plus, la **solubilité** d'une espèce dans un solvant, à une température donnée, est la masse maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant. Quand cette limite est atteinte, la solution est **saturée** : un excès de soluté reste solide au fond du récipient. Ensuite, la solubilité dépend de la température : elle augmente en général quand la température augmente.

EXEMPLE

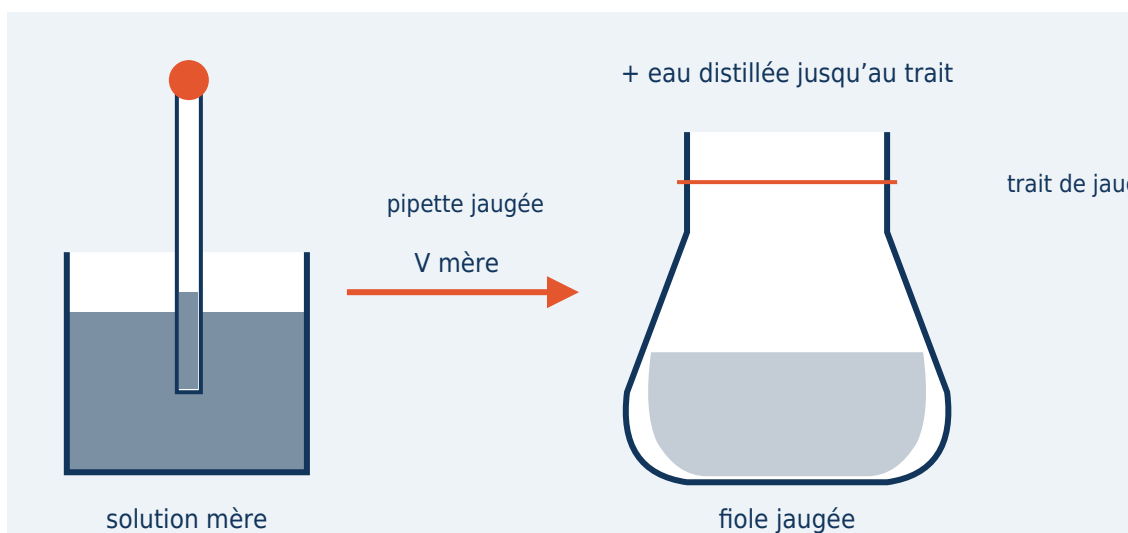
La solubilité du chlorure de sodium est d'environ 360 g/L à 20 °C. Par ailleurs, on verse 50 g de sel dans 100 mL d'eau. Puis la masse maximale dissoute est $360 \times 0,100 = 36$ g : la solution est saturée et il reste $50 - 36 = \mathbf{14 \text{ g}}$ de sel solide.

La dilution d'une solution

Diluer une solution, c'est ajouter du solvant pour **diminuer sa concentration**. Ensuite, la solution de départ est la **solution mère**, celle que l'on obtient est la **solution fille**. Pendant la dilution, la masse de soluté ne change pas : on prélève une masse de soluté dans la solution mère et on la retrouve dans la fille.

CONSERVATION DE LA MASSE DE SOLUTÉ

$$C_{m,\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{m,\text{fille}} \times V_{\text{fille}} ; \text{ facteur de dilution } F = C_{m,\text{mère}} \div C_{m,\text{fille}} = V_{\text{fille}} \div V_{\text{mère}}$$



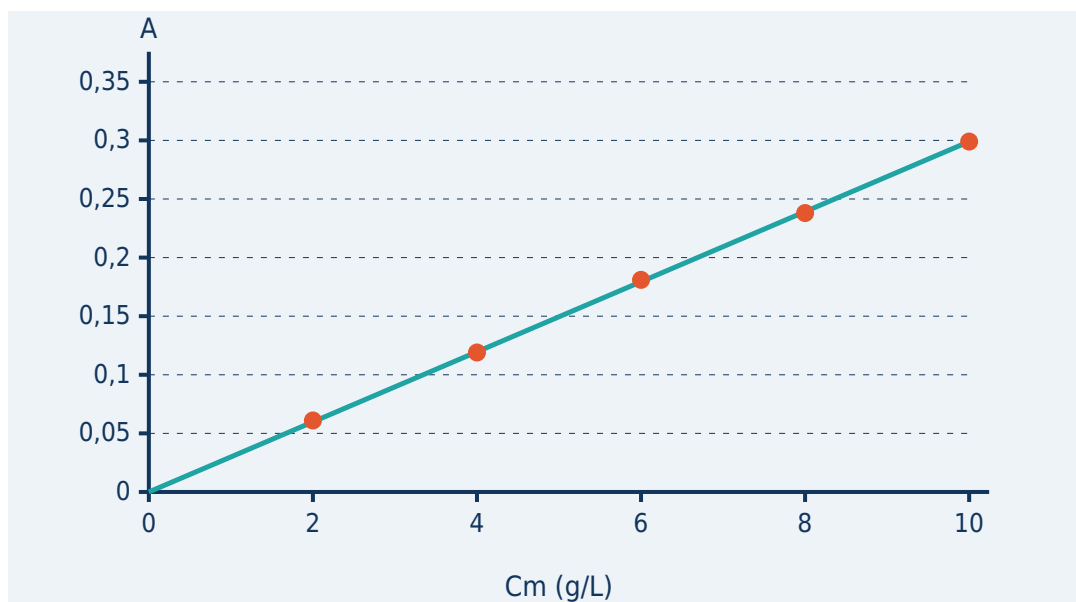
APPLICATION NUMÉRIQUE

Par ailleurs, on veut préparer $V_{\text{file}} = 100,0 \text{ mL}$ de solution à $C_{\text{m,file}} = 4,0 \text{ g/L}$ à partir d'une solution mère à 20 g/L . Puis le facteur de dilution est $F = 20 \div 4,0 = 5$. De plus, le volume à prélever est $V_{\text{mère}} = 100,0 \div 5 = \mathbf{20 \text{ mL}}$. Ensuite, on prélève ce volume à la **pipette jaugée**, on le verse dans une **fiolle jaugée** de $100,0 \text{ mL}$, on ajoute de l'eau distillée jusqu'aux trois quarts, on mélange, puis on complète exactement au trait de jauge et on homogénéise.

Déterminer une concentration par étalonnage

Pour connaître la concentration d'une solution colorée inconnue, on prépare des **solutions étalons** de concentrations connues, par dilution d'une solution mère. Par ailleurs, on les compare à la solution inconnue de deux façons.

- **Échelle de teintes** : on range les tubes par couleur croissante et on repère entre quels étalons se place la solution inconnue. C'est un encadrement approximatif.
- **Spectrophotométrie** : on mesure l'**absorbance** A de chaque solution à une longueur d'onde choisie. Dans le domaine de validité, A est proportionnelle à la concentration : $A = k \times C_m$. On trace la **courbe d'étalonnage** $A = f(C_m)$: une droite passant par l'origine.



Courbe d'étalonnage : l'absorbance A est proportionnelle à C_m ($k \approx 0,030 \text{ L/g}$).

EXEMPLE

D'après la droite du graphique, $k \approx 0,030 \text{ L/g}$. Puis une solution X a une absorbance $A = 0,152$. On en déduit $C_m = A \div k = 0,152 \div 0,030 \approx \mathbf{5,1 \text{ g/L}}$. Cette valeur est dans l'intervalle des étalons (2 à 10 g/L) : la mesure est valable. Si A était trop grande, il faudrait diluer la solution X avant de la mesurer.

Autres écritures de la composition

De plus, on exprime aussi la composition par un **pourcentage massique** : $w = m_{\text{soluté}} \div m_{\text{solution}}$. Un sérum physiologique à 0,9 % en masse contient 0,9 g de sel pour 100 g de solution. Comme sa masse volumique est voisine de 1,0 g/mL, 1 L de sérum pèse environ 1 000 g, soit 9 g de sel : $C_m \approx 9 \text{ g/L}$. La concentration en quantité de matière (en mol/L) sera étudiée dans le chapitre sur la mole.

L'essentiel à retenir

- Une solution = soluté(s) dissous dans un solvant ; le solvant est l'espèce majoritaire.
- $C_m = m \div V$, en g/L, avec V le volume de la solution.
- La solubilité est la masse maximale dissoute par litre de solvant ; au-delà, la solution est saturée.
- Dilution : $C_{m,\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{m,\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$; $F = C_{m,\text{mère}} \div C_{m,\text{fille}}$.
- Pipette jaugée et fiole jaugée pour diluer avec précision.
- Dosage par étalonnage : échelle de teintes ou $A = k \times C_m$ (courbe d'étalonnage).

Tout le chapitre « Composition d'une solution, concentration » en seconde

- Les exercices : Composition d'une solution, concentration
- Le corrigé des exercices : Composition d'une solution, concentration
- Le TP : Composition d'une solution, concentration
- Le corrigé du TP : Composition d'une solution, concentration
- Le QCM : Composition d'une solution, concentration

Chapitre précédent : Identification des espèces chimiques (cours)

Chapitre suivant : Quantité de matière et mole (cours)

Retrouve aussi tous les cours de sciences physiques en seconde et le programme complet de sciences physiques en seconde.