

1. Présentation

Une solution est un mélange homogène liquide constitué par :

- Une espèce chimique très largement majoritaire : le
- Une ou plusieurs espèces chimiques dispersées dans le solvant : le ou les

Lorsque le solvant est de l'eau, la solution est aqueuse.

Donner des exemples de solutions de la vie de tous les jours (aqueuses ou non)

Avant dissolution, un soluté peut être indifféremment

- Un solide (exemples :)
- Un liquide (exemple)
- Un gaz (exemple)

Dans une solution, le soluté peut être

- Moléculaire : molécules de sucre (saccharose), de dioxygène O_2 , d'acide acétique
- Ionique (ions chlorure Cl^- et Na^+ dans l'eau salée)

Remarques sur les ions : revoir la fiche méthode "**écriture des formules chimiques**"

La matière est électriquement neutre. Si un solide est formé par des ions ou si une solution contient des ions, ces ions sont dans des proportions telles que les charges électriques se compensent.

Exemples :

- Dans le sel ou l'eau salée, il y a autant d'ions Cl^- que d'ions Na^+ , le sel solide se note $NaCl_{(s)}$ et l'eau salée se note ($Na^+_{(aq)}$; $Cl^-_{(aq)}$)
- Le chlorure de magnésium est constitué d'ions chlorure Cl^- et d'ions magnésium Mg^{2+}
Il y a d'ions Mg^{2+} que d'ions Cl^- . Ce qui se note :

pour le solide :

pour la solution aqueuse :

2. La concentration en masse

La concentration en masse est le rapport de la masse de soluté présent sur le volume total de solution. Elle se note t ou parfois C_m . C'est une grandeur qui caractérise une solution.

Expression à connaître :

La concentration en masse ne varie pas tant qu'on ne modifie pas la solution par ajout ou retrait de soluté ou de solvant. Elle ne change pas tant qu'on ne fait que déplacer la solution aqueuse.

Exemple : sur l'étiquette d'une eau minérale on lit concentration en magnésium $74mg.L^{-1}$

La concentration est la même dans la bouteille, dans un verre de cette eau ou dans une goutte de cette eau.

m et V changent mais le rapport $\frac{m}{V}$ reste constant à $74 mg.L^{-1}$

Application : Pour un soluté comestible, plus sa concentration en solution est élevée plus le goût est marqué.



1 Quelle préparation est la plus sucrée ? la plus salée ? Un morceau de sucre (constitué de saccharose) utilisé ici pèse 6,0 g, et une dosette de sel contient 0,80 g de chlorure de sodium NaCl.

1. Calculer les concentrations en sel et en sucre de chaque bouteille et répondre à la question posée.

2. Calculer la masse de sel apportée par V = 30 mL de solution a ?

3. Quel volume de solution c faut-il utiliser pour avoir 17,5 g de sucre ?

Remarque importante : il est important de bien comprendre la différence entre la concentration en masse t et la masse volumique ρ .

Les formules se ressemblent, les unités sont les mêmes mais la signification est totalement différente

$$\text{Concentration en masse : } t = \frac{m_{\text{soluté dissout}}}{V_{\text{solution}}} \quad \text{et} \quad \text{masse volumique : } \rho = \frac{m_{\text{liquide}}}{V_{\text{liquide}}}$$

La concentration en masse représente la masse (faible) de soluté dissous dans 1L de solution, on ne parle pas de la même espèce chimique au numérateur et au dénominateur (au numérateur : le soluté ; au dénominateur : le mélange). La concentration t est généralement de l'ordre de quelques g ou mg par L

Alors que la masse volumique ρ est la masse totale de 1L du liquide pur étudié. C'est la même espèce chimique au numérateur et au dénominateur. Pour un liquide ρ est de l'ordre de 1kg/L, soit 1000 g/L

3. Préparation d'une solution

Voir TP évalué "préparations de solutions" (bien apprendre le nom de la verrerie et les points clés de chaque préparation)

3.1. Préparation par dissolution

Définition :

Chaque soluté a une solubilité différente dans l'eau, qui lui est propre, de quelques mg par L pour les moins solubles (voire 0 pour les composés insolubles) jusqu'à plusieurs centaines de g par litre pour les plus solubles (sel, sucre)

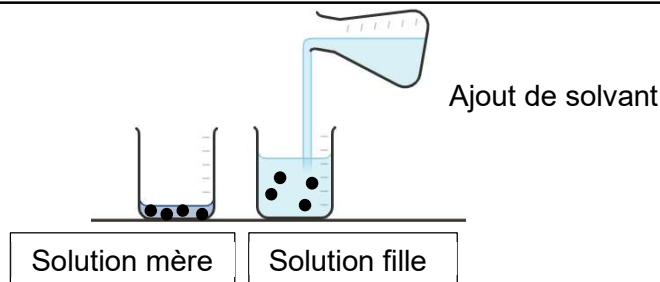
Pour chaque soluté il existe une masse maximale au-delà de laquelle la dissolution n'est plus possible. On dit alors que la solution est saturée.

Si on dépasse le seuil de saturation, on observe un mélange hétérogène (poudre au fond de la solution si soluté solide, bulles si soluté gazeux etc..)

3.2. Préparation par dilution

Définition :

Illustration :



Quand on effectue une dilution, on dispose généralement d'un grand volume de solution mère dans lequel on effectue un prélèvement. On transfère le prélèvement dans une verrerie adaptée puis on y ajoute du solvant.

Il y a la même masse de soluté dans le volume de solution mère prélevée que dans la solution fille fabriquée.

① On dispose en quantité suffisante d'une solution mère concentrée, concentration notée $t_{\text{mère}}$.

② On prélève un petit volume $V_{\text{mère}}$ de solution mère. A ce stade, la concentration $t_{\text{mère}}$ n'est pas modifiée

③ On ajoute du solvant. La masse de soluté prélevée se retrouve dans un plus grand volume noté V_{fille} . La concentration de la solution diminue. $t_{\text{fille}} < t_{\text{mère}}$.

Entre les étapes ② et ③, lorsqu'on ajoute du solvant, le volume de solution mais la masse de soluté reste

Conséquence : dans la relation $t = \frac{m_{\text{soluté dissout}}}{V_{\text{solution}}}$

Après une dilution, la concentration de la solution fille fabriquée est la concentration initiale de la solution mère.

Calculs autour de la dilution.

A retenir : la masse de soluté n'est pas modifiée par la dilution :

$$m_{\text{soluté dans la solution mère utilisée}} = m_{\text{soluté dans la solution fille fabriquée}}$$

Selon les exercices, on connaît 3 des 4 termes et il faut isoler et calculer le dernier

Application : en littéral (avec les lettres uniquement) isoler :

$$V_{\text{mère}} =$$

$$t_{\text{fille}} =$$

$$\frac{t_{\text{mère}}}{t_{\text{fille}}} =$$

Le facteur de dilution : Les chimistes utilisent souvent l'expression diluer "x" fois.

"Je vais diluer 5 fois" cette solution signifie : "je vais diviser la concentration de la solution mère par 5 en la diluant" (il ne s'agit, en aucun cas, de répéter l'opération 5 fois !)

Ce terme s'appelle le facteur de dilution et se note F.

4. Détermination d'une concentration inconnue (=dosage) par étalonnage

Voir TP "dosage à l'aide d'une gamme d'étalonnage": Livre page 32

Doser par étalonnage consiste à déterminer une concentration inconnue par comparaison avec des solutions connues précisément

Principe d'un dosage par étalonnage

- **Etape 1 :** on prépare des solutions dites *solutions étalons* qui sont des solutions de référence, bien préparées, dont on connaît les concentrations
- **Etape 2 :** pour chaque solution étalon, on repère ou on mesure une grandeur qui dépend de la concentration et qui est donc différente pour chaque solution

En seconde on utilise très souvent la couleur.

En effet plus une solution colorée est concentrée, plus elle est, et plus une solution est diluée, plus elle est

On appelle **une échelle de teinte**, une gamme de solution du même soluté coloré à des concentrations différentes

- **Etape 3 :** On compare la solution inconnue aux solutions étalons pour encadrer sa concentration inconnue par deux valeurs connues.

Remarque : Si vous poursuivez en physique-chimie, cette méthode sera améliorée en utilisant une grandeur dépendante de la concentration et qui se mesure (l'absorbance, la conductivité...).

Ainsi on peut tracer un graphe de référence appelé courbe d'étalonnage (*grandeur suivie en fonction de la concentration*).

En plaçant la solution inconnue sur ce graphe on peut déterminer la valeur précise de sa concentration.