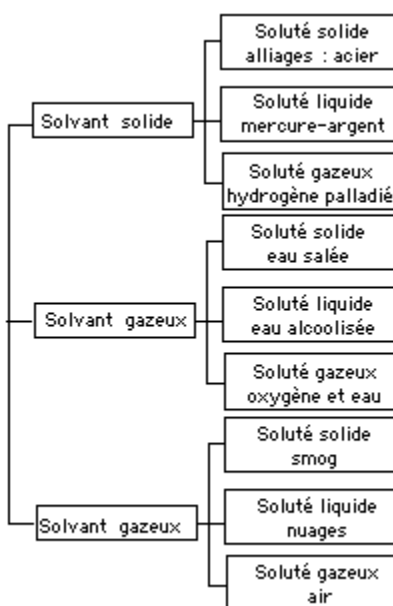


ÉTUDE DES SOLUTIONS

I. GÉNÉRALITÉS

Une solution est un **mélange homogène d'au moins deux substances pures : le soluté et le solvant.**

Rappelons que le soluté est la substance qui est en plus petite quantité dans la solution. . Le soluté et le solvant peuvent être solides, liquides ou gazeux. Les solutions les plus courantes sont celles où le soluté est solide et le solvant liquide.



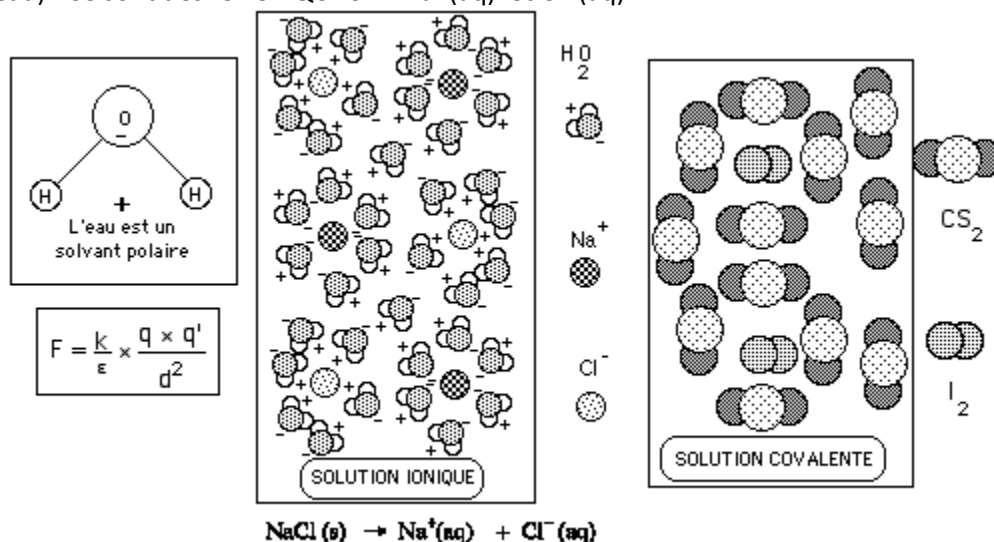
Lorsque le liquide est de l'eau on parle de solution aqueuse. Il existe deux sortes de solutions aqueuses :
Les solutions aqueuses qui conduisent le courant électrique (eau salée par exemple) : dans ces solutions le soluté est un électrolyte (substance ionique), c'est à dire une substance qui contient des *IONS*. Dans une solution aqueuse ce sont les ions qui permettent le passage du courant électrique. De telles solutions seront appelées *SOLUTIONS ÉLECTROLYTIQUES* ou *SOLUTIONS IONIQUES*. Il en existe trois sortes : les acides, les bases et les sels.

Les solutions aqueuses qui ne conduisent pas le courant électrique (eau sucrée ou eau iodée par exemple) : dans ces solutions le soluté est une substance covalente .Nous avons une solution lorsque une substance (le soluté) peut se dissoudre dans une autre (le solvant) pour donner une substance homogène. Il existe donc une affinité entre le soluté et le solvant. Les particules de solutés (molécules ou ions) s'entourent de molécules de solvant. C'est le phénomène de «solvatation», qui, comme nous l'avons souligné, est exothermique. D'une façon générale les semblables attirent les semblables. Cela signifie que les solutés ioniques vont se dissoudre plus facilement dans des solvants polaires, comme l'eau, alors que les substances covalentes comme l'iode se dissoudront plus facilement dans des solvants non polaires (le sulfure de carbone par exemple). Il faut souligner cependant que l'eau, le plus important des solvants, peut dissoudre également le sucre (substance covalente) et le chlorure de sodium (substance ionique) .

On expliquera la solubilité du sucre dans l'eau, par les liaisons hydrogène formées entre les molécules de sucre et d'eau.

Solutions ioniques

Reprenons l'exemple de la solution d'eau salée. Le chlorure de sodium est un solide ionique; son cristal est formé de deux sortes d'ions : les cations Na^+ et les anions Cl^- , qui sont liés par la force électrostatique. Lorsque les forces d'attraction seront suffisantes, les ions pourront se séparer et s'entourer de molécules d'eau : c'est l'*hydratation des ions*. Les molécules d'eau brisent les liaisons qui réunissent les ions dans le cristal ionique de chlorure de sodium. En effet pour disloquer le cristal, il faut lui fournir de l'énergie, qui sert à vaincre les forces de cohésion qui maintiennent les ions dans leur position d'équilibre. La dispersion des ions est donc une réaction endothermique. Lorsque les ions Na^+ et Cl^- sont libres, ils se déplacent parmi les molécules d'eau et s'entourent de molécules d'eau : c'est l'hydratation des ions. Ce deuxième phénomène est exothermique. Dans une solution aqueuse les ions sont toujours hydratés (entourés de molécules d'eau). Ce sont des IONS AQUEUX : $\text{Na}^+(\text{aq})$ et $\text{Cl}^-(\text{aq})$.



Solutions covalentes

Les solutions de substances covalentes ne conduisent pas le courant électrique. Le soluté est une substance covalente. Voyons ce qui se passe lorsqu'on dissout de l'iode dans du sulfure de carbone. Les molécules d'iode sont entourées par les molécules de sulfure de carbone. Ces dernières détachent les molécules d'iode du cristal initial et finissent par le détruire complètement. La destruction du cristal initial d'iode est endothermique. Lorsque l'iode est dissous, chaque molécule d'iode est entourée par plusieurs molécules de sulfure de carbone, mais elle reste cependant libre de se mouvoir entre ces dernières. On obtient des molécules d'iode solvatées : I_2 (solvaté). La solvatation des molécules d'iode est une réaction exothermique. Rappelons quelques propriétés importantes des solutions :

- Les particules de soluté sont distribuées uniformément entre les molécules de solvant. On dit qu'elles sont «solvatées». Avec les solutions aqueuses les particules de solutés sont hydratées. Ces particules ne sont pas observables au microscope.
- Le soluté ne peut pas être filtré.
- La solution forme un mélange transparent ou coloré.

On appelle «**SOLUBILITÉ**» la quantité maximum de soluté, que l'on peut dissoudre dans un volume donnée

de solvant. Pour les solutions aqueuses, on exprime la solubilité en grammes de soluté pour 100 mL d'eau . Nous verrons dans la suite que 'on peut aussi exprimer cette solubilité en moles de soluté par litre d'eau. La solubilité est une propriété caractéristique du soluté. Trois facteurs l'influencent :

- La nature du solvant : à 20 °C l'iode (I₂) est très peu soluble dans l'eau ; Il se dissout beaucoup mieux dans l'alcool ;
- La température: lorsque le soluté est solide, habituellement la solubilité augmente, lorsque la température croît ; lorsque le soluté est GAZEUX, habituellement la solubilité diminue, lorsque la température croît ;
- La pression : lorsque le soluté est GAZEUX, habituellement une augmentation de pression entraîne une augmentation de la solubilité.

En considérant cette propriété **on a l'habitude de subdiviser les solutions en trois catégories:**

- Solution non-saturée** si la quantité de soluté dissous est inférieure à la solubilité;
- Solution saturée** si la quantité de soluté dissous est égale à la solubilité;
- Solution sursaturée** si la quantité de soluté dissous est supérieure à la solubilité.

II. CONCEPT DE LA MOLE

La **MOLE** est associée à un nombre très important en chimie : **LE NOMBRE D'AVOGADRO**. Par convention ce nombre représente le nombre d'atomes contenus dans douze grammes de carbone. En chimie on ne compte pas les atomes ou les molécules par douzaines, centaines ou milliards; ces quantités sont trop petites, on les compte en utilisant le nombre d' AVOGADRO ($N_A = 6,02 \times 10^{23}$). Lorsqu'on compte des entités élémentaires par douze, on parle de douzaines. Lorsqu'on compte les entités élémentaires en utilisant le *nombre d'Avogadro*, on parlera de *mole* . *Une mole d'entités élémentaires contient un nombre d'entités élémentaires égal au nombre d' Avogadro (N_A)* .

Une mole d'atomes contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes.

Une mole de molécules contient $6,02 \times 10^{23}$ molécules.

Une mole de dollars équivaut à une somme de $6,02 \times 10^{23}$ dollars.

La **masse molaire** (M) d'une entité est la **masse d'une mole de cette entité**. La *masse molaire d'atomes* d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément, soit la masse de $6,02 \times 10^{23}$ atomes. Elle s'exprime en g. mol^{-1} .

Azote (N): $14,0067 \text{ g.mol}^{-1}$

Chlore (Cl): $35,453 \text{ g.mol}^{-1}$

Hydrogène (H): $1,007 97 \text{ g.mol}^{-1}$

Oxygène (O): $15,999 4 \text{ g.mol}^{-1}$

La **masse molaire d'atomes**, exprimée en g.mol^{-1} , est pratiquement égale à la masse atomique, exprimée en u.m.a. . Les symboles des éléments chimiques ont donc tous une double signification :

À l'échelle microscopique : *masse de l'atome en u.m.a. ;*

À l'échelle macroscopique : *masse de la mole d'atomes en grammes.*

La **masse molaire de molécules** est la masse d'une mole de molécules, soit la masse de $6,02 \times 10^{23}$ molécules. Pour calculer la masse molaire de molécules, on doit faire la somme des masses molaires d'atomes.

Exemple : Calculer la masse molaire de molécules de l'acide sulfurique (H_2SO_4). On donne les masses molaires d'atomes suivantes :

Hydrogène: 1 g.mol^{-1}

Oxygène: 16 g.mol^{-1}

Soufre: 32 g.mol^{-1}

La masse molaire de molécules de l'acide sulfurique est : $1 \times 2 \times 32 + 16 \times 4 = 98 \text{ g.mol}^{-1}$

La masse molaire d'atomes de l'hydrogène est voisine de un gramme. Cela signifie que un gramme d'hydrogène contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'hydrogène. L'hydrogène est un élément moléculaire. Sa formule chimique est H_2 . Par conséquent dans deux grammes d'hydrogène il y aura $6,02 \times 10^{23}$ molécules d'hydrogène ou encore $12,04 \times 10^{23}$ atomes d'hydrogène.

Pour calculer le nombre de moles (n), on pourra procéder de deux manières :

- À partir du nombre d'atomes ou de molécules (N), en le divisant par le nombre d'Avogadro (N_A);
- À partir de la masse de la substance (m), en la divisant par la masse molaire (M).

$$\text{Nombre de particules (n)} = \frac{m \text{ (masse)}}{M \text{ (Masse molaire)}} \cdot N_A \text{ (Nombre d'Avogadro)}$$

$$\text{Masse (m)} = \frac{N \text{ (nombre de particules)}}{N_A \text{ (Nombre d'Avogadro)}} \cdot M \text{ (Masse molaire)}$$

$$\text{Nombre de moles (N)} = \frac{N \text{ (nombre de particules)}}{N_A \text{ (Nombre d'Avogadro)}} = \frac{m \text{ (masse)}}{M \text{ (Masse molaire)}}$$

Ces formules sont très importantes. Elles permettent de calculer le nombre d'entités élémentaires (molécules, atomes, ions) à partir de la masse de la substance ou de calculer la masse de la substance à partir du nombre de particules (N) :

Au laboratoire on détermine la formule moléculaire en suivant deux étapes :

- Analyse qualitative de la substance : on trouve ainsi les éléments qui sont présents dans la molécule du corps ;*
- Détermination expérimentale des pourcentages en masse des différents éléments qui sont présents dans la substance.*

EXEMPLE: L'analyse d'une substance montre qu'elle ne contient que du carbone et de l'oxygène. Au laboratoire on détermine que cette substance contient 27 % de carbone et que sa masse molaire est 44 g. Quelle est sa formule moléculaire?

On cherche la masse de carbone contenu dans une mole, puis on en déduit le nombre de moles d'atomes de carbone dans une mole; de la même façon on cherche la masse d'oxygène contenu dans une mole, puis on en déduit le nombre de moles d'atomes d'oxygène dans une mole :

$$m_C = \frac{44 \cdot 27}{100} = 12 \text{ et } n_C = \frac{m_C}{M_C} = \frac{12}{12} = 1 \text{ mol}$$

$$m_O = 44 - 12 = 32 \text{ et } n_O = \frac{m_O}{M_O} = \frac{32}{16} = 2 \text{ mol}$$

Formule moléculaire: CO₂.

III. CONCENTRATIONS

Pour calculer la concentration d'une solution nous devons connaître deux facteurs :

- La quantité de soluté (nombre de moles, masse, nombre d'équivalents-gramme) ;
- Le volume de la solution.

La **molarité (C)** est la concentration en nombre de moles par litre de solution; elle est donnée par le quotient du nombre de moles (N) par le volume (V).

Le **titre** d'une solution (T) est le nombre de grammes par litre de solution ; il se calcule en utilisant la masse du soluté (g) par le volume de la solution (L) :

Le **pourcentage en masse**; c'est le nombre de grammes de soluté dans cent grammes de solution ; mathématiquement il s'exprime en divisant la masse du soluté par la masse de la solution et en multipliant par cent.

La **normalité** est la concentration en équivalents grammes par litre de solution. Un équivalent gramme d'acide ou de base qui correspond à la libération d'un ion H⁺ ou d'un ion OH⁻ pour une base.

$$C = \frac{n_{\text{mol}}}{V} \quad T = \frac{m_{\text{Soluté}}}{V} \quad P = \frac{m_{\text{Soluté}}}{m_{\text{Solution}}} \cdot 100 \quad N = C \cdot n_{\text{H}^+} \text{ (} n_{\text{OH}^-} \text{)}$$

C : molarité (mol/L) n_{mol} : nombre de moles T : titre (g/L) m_{Soluté} : masse du soluté (g)
 m_{Solution} : masse de la solution P : pourcentage en masse N : normalité
 n^{H+} : nombre d'ions H⁺ qui peuvent être libérés par une molécule d'acide
 n^{OH-} : nombre d'ions OH⁻ qui peuvent être libérés par une molécule de base

IV. DILUTION

Lorsqu'on dilue une solution aqueuse on ajoute de l'eau sans modifier la quantité de soluté. Le nombre de moles de soluté reste constant et le volume varie. D'une façon générale supposons que le volume initial de la solution soit «V_I», et que sa concentration soit «C_I». Après addition d'eau le nouveau volume est «V_F» et la nouvelle concentration sera «C_F». Comme le nombre de moles est constant, nous pouvons écrire la relation suivante :

$$C_I \cdot V_I = C_F \cdot V_F$$

© René-Yves Hervé2009