

Chapitre 6 GENERALITES SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES

I. Phénomène de dissolution.

I.1 Mise en évidence.

Schéma du mode opératoire :



Observation: Après avoir mélangé et bien agité, le sucre n'est plus visible à l'œil nu dans l'eau. Il forme ainsi avec l'eau un mélange homogène.

Conclusion: Le sucre ne disparaît pas et ne fond pas, il se dissout dans l'eau. C'est le phénomène de dissolution. On obtient une solution de saccharose. Le sucre est dit le soluté et l'eau est appelé le solvant

ATTENTION! Dissolution et fusion sont deux phénomènes bien différents.

I.2 Définitions.

- lorsqu'on dissout une substance dans un liquide, on obtient une solution qui est un mélange homogène.
- la substance dissoute est appelé soluté,
- et le liquide dans lequel la substance est dissoute est appelé solvant.

NB : Si le solvant est l'eau, la solution sera dite solution aqueuse.

I.3 Solution aqueuse ionique et solution aqueuse non ionique.

Une solution aqueuse qui conduit le courant électrique contient des ions (cations et anions). On l'appelle solution aqueuse ionique. Le soluté est un cristal ionique.

Exemple : Le mélange entre le sel et eau est une solution aqueuse ionique contenant des ions Na^+ et des ions Cl^-

Une solution aqueuse qui ne conduit pas le courant électrique est une solution aqueuse non ionique.

Exemple : La solution de saccharose (sucre) est une solution non ionique.

I.4 Etapes de la dissolution

La dissolution d'un électrolyte dans un solvant se fait en trois étapes distinctes : **la dissociation**, **la solvatation** puis **la dispersion**.

I.4.1 La dissociation

Le solvant étant polaire, ses molécules se comportent comme de petits dipôles électrostatiques. Les cations du cristal ionique sont donc attirés par les côtés positifs des molécules du solvant, et les anions par les côtés négatifs. Ces attractions extérieures au cristal déséquilibrent les interactions internes et affaiblissent sa cohésion : les ions qui sont à la surface du cristal sont peu à peu arrachés par les molécules du solvant. On parle de dissociation du cristal ionique. C'est le phénomène de dissociation.

Remarque

Dans le cas d'un électrolyte non pas ionique mais moléculaire, il se passe la même chose puisque chaque molécule de l'électrolyte est polaire donc présente un côté positif et un côté négatif. Un électrolyte non polaire ne sera pas soluble dans un solvant polaire.

I.4.2 La solvation

Une fois arraché du cristal, chaque ion est entouré de molécules du solvant. Celles-ci forment un bouclier et empêchent toute interaction entre les ions en solution. C'est le phénomène de solvation

Remarques

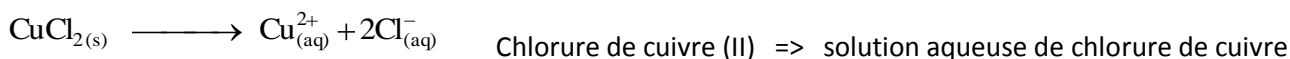
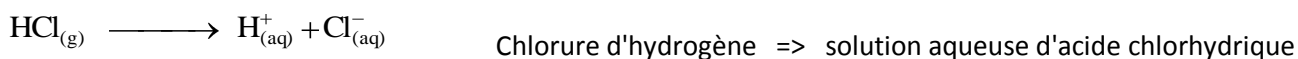
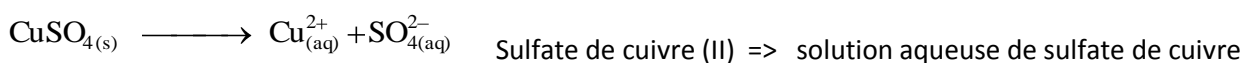
- Dans le cas où le solvant est l'eau, l'étape de solvation porte aussi le nom d'hydratation. On dit que les ions en solution aqueuse sont hydratés.
- L'ion hydrogène H^+ est un proton. En solution aqueuse, il est hydraté par une molécule d'eau donc on le notera préférentiellement H_3O^+ plutôt que H^+ .

I.4.3 La dispersion

Une fois solvatés, les ions se déplacent avec leur cortège de molécules du solvant librement dans la solution et celle-ci devient peu à peu homogène. Cette étape est considérablement accélérée si l'on agite la solution.

I.5 Equation de dissociation d'un cristal ionique

Les molécules d'eau du solvant polaire qui provoque la dissolution n'apparaissent pas dans l'équation puisqu'il ne s'agit pas d'une réaction chimique :



Remarques

Certains cristaux ioniques peuvent capter des molécules d'eau de l'atmosphère et s'hydrater à l'état solide : leur formule chimique fait alors apparaître cette hydratation ($CuSO_4 \cdot 5 H_2O$).

Attention : l'eau captée « alourdit » le cristal. Il faut donc compter les 5 molécules d'eau dans la masse molaire du composé. Ainsi on écrit :

$$M_{CuSO_4} = M_{Cu} + M_S + 4 M_O + 10 M_H + 5 M_O = 249,6 \text{ g.mol}^{-1}$$

I.6 Effets thermiques de la dissolution

La dissolution de certains solutés s'accompagne :

- D'une augmentation de température : la dissociation est dite exothermique
- Ou d'une baisse de température : la dissociation est dite endothermique

II. Grandeurs caractéristiques des solutions aqueuses.

II.1 Concentration massique d'une solution aqueuse

II.1.1 Définition.

La concentration massique d'une solution est la masse de soluté contenue dans un litre de cette solution. On la note **C_m** et son unité est le g .L⁻¹.

II.1.2 Relation entre la concentration massique et la masse de soluté.

A partir de la définition de la concentration massique, on tire la relation (en faisant une règle de trois) :

$$C_m = \frac{m(\text{soluté})}{V_s} \quad \text{Avec} \quad \begin{cases} \bullet \text{ } C_m: \text{ la concentration massique de la solution (g. L}^{-1} \text{)} \\ \bullet \text{ } V_s : \text{ le volume de la solution (L) ;} \\ \bullet \text{ } m : \text{ la masse du soluté pesé avec une balance (g)} \end{cases}$$

II.2 Concentration molaire d'une solution.

II.2.1 Définition.

La concentration molaire d'une solution est la quantité de matière de soluté contenue dans un litre de solution. On la note **C** et son unité est le mol.L⁻¹.

II.2.2 Relation entre la concentration molaire et la quantité de matière de soluté.

De la définition de la concentration molaire, on tire la relation :

$$C = \frac{n(\text{soluté})}{V_s} \quad \text{Avec} \quad \begin{cases} \bullet \text{ } n(\text{soluté}) : \text{ le nbre de mole de soluté (mol) ;} \\ \bullet \text{ } V_s : \text{ le volume de la solution (L) ;} \\ \bullet \text{ } C : \text{ La concentration molaire de la solution} \end{cases}$$

Remarque : Lorsque l'on voudra rendre compte de la concentration molaire d'un ion dans une solution, on notera cette concentration entre crochets :

Par exemple on notera $c(\text{NaCl})$ la concentration d'une solution d'eau salée. Alors que l'on notera $[\text{Na}^+]$ la concentration de l'ion sodium dans cette solution.

II.3 Relation entre la concentration molaire C et la concentration massique C_m d'une solution.

On a

$$C = \frac{n}{V_s} = \frac{\frac{m}{M}}{V_s} = \frac{m}{M V_s} \quad \Leftrightarrow \quad V_s = \frac{m}{M C} \quad (1)$$

$$\text{et} \quad C_m = \frac{m}{V_s} \quad \Leftrightarrow \quad V_s = \frac{m}{C_m} \quad (2)$$

$$\text{Donc} \quad (1) = (2) \quad \Rightarrow \quad \frac{m}{M C} = \frac{m}{C_m}$$

D'où la relation :

$$C = \frac{C_m}{M} \quad \text{ou} \quad C_m = C.M$$

II.4 Exercice d'application

Exercice 1 :

On prépare une solution de sulfate de sodium (Na_2SO_4) en dissolvant 3,55 g de ce composé dans l'eau pour obtenir 250 mL de solution.

- 1°) Calculer la concentration molaire de la solution obtenue.
- 2°) En déduire les concentrations ioniques molaires puis massiques.

Résolution :

1°) Calculons la concentration molaire de la solution obtenue:

$$\text{On a: } C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V_s}$$

$$\text{Or } n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)}$$

$$\text{Donc } C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V_s \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4)}$$

$$\text{AN: } m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 3,55 \text{ g} ; \quad M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} ; \quad V_s = 0,25 \text{ L}$$

$$C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{3,55}{0,25 \times 142} = 0,1$$

$$\text{d'où } C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ mol/L}$$

2°) - Calculons la concentration molaire des ions Na^+ et des ions SO_4^{2-}

Ecrivons l'équation-bilan de la dissociation :



$$n(\text{Na}^+) = 2 n(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

$$\text{Donc } [\text{Na}^+] = \frac{2 n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V_s} = 2 C(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

$$\text{AN: } [\text{Na}^+] = 0,2 \text{ mol/L}$$

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = n(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

$$\text{Donc } [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V_s} = C(\text{Na}_2\text{SO}_4)$$

$$\text{AN: } [\text{SO}_4^{2-}] = 0,1 \text{ mol/L}$$

Calculons la concentration massique des ions Na^+ et des ions SO_4^{2-}

$$C_m(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{SO}_4^{2-}) \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

AN: $M(\text{SO}_4^{2-}) = 96 \text{ g/mol}$

$$C_m(\text{SO}_4^{2-}) = 0,1 \times 96 = 9,6$$

Donc $C_m(\text{SO}_4^{2-}) = 9,6 \text{ g/L}$

$$C_m(\text{Na}^+) = M(\text{Na}^+) \cdot [\text{Na}^+]$$

AN: $M(\text{Na}^+) = 23 \text{ g/mol}$

$$C_m(\text{Na}^+) = 23 \times 0,2 = 4,6$$

D'où $C_m(\text{Na}^+) = 4,6 \text{ g/L}$

II.5 Solubilité-Saturation

II.5.1 Saturation d'une solution.

Au fur et à mesure de la dissolution, le nombre de molécules du solvant disponibles pour la dissociation diminue donc la dissolution est de plus en plus lente.

Le nombre de molécules d'eau disponibles étant limité, la quantité de soluté qu'une solution peut dissoudre est elle-même limitée. Lorsqu'on atteint cette limite, on parle de solution saturée.

II.5.2 Solubilité

La solubilité d'une substance dans l'eau est la quantité maximale de matière de cette substance que l'on peut dissoudre dans un volume d'eau donné. C'est une grandeur qui dépend de la température.

III. Préparation d'une solution aqueuse

III.1 Par dissolution d'un soluté

III.1.1 Détermination de la masse de soluté à peser.

Soit à préparer un volume V d'une solution contenant l'espèce X , de masse molaire $M(X)$, à la concentration $[X]$. Il faut, en général, déterminer la masse de l'espèce X à peser.

Soit $m(X)$ cette masse.

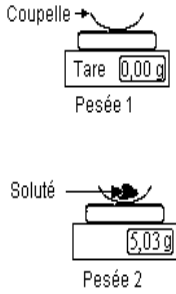
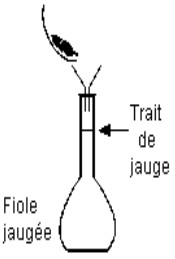
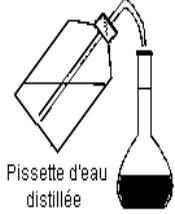
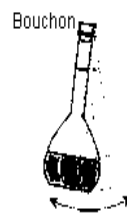
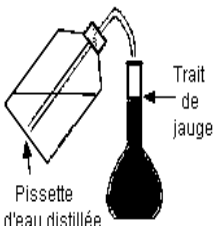

$$[X] = \frac{n(X)}{V} \quad \text{or} \quad n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

$$\text{donc } [X] = \frac{m(X)}{M(X) \cdot V}$$

et

$$m(X) = [X] \cdot M(X) \cdot V$$

III.1.2 Opérations à effectuer.

Première étape : À l'aide d'une balance électronique, on détermine la valeur de la masse de soluté	Deuxième étape : On verse le soluté dans la fiole jaugée de volume approprié (ici 250,0 mL)	Troisième étape : On ajoute de l'eau distillée aux $\frac{3}{4}$ de la graduation.
		
Quatrième étape : On agite pour dissoudre, mélanger et homogénéiser	Cinquième étape : On complète avec une pissette d'eau distillée jusqu'au trait de jauge.	Sixième étape : On agite pour homogénéiser. La solution est prête.
		

III.2 Par dilution d'une solution (en général appelée solution mère).

III.2.1 Principe.

On prélève un volume V_0 de la solution mère de concentration C_0 que l'on dilue avec de l'eau distillée pour obtenir une solution diluée de volume V_1 et de concentration désirée C_1 .

III.2.2 Détermination du volume V_0 à prélever.

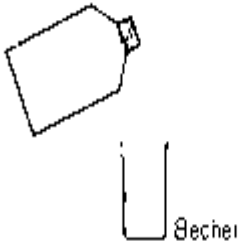
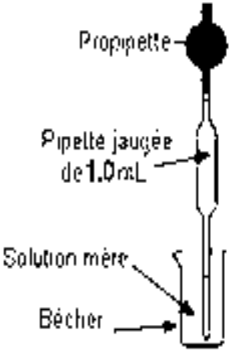
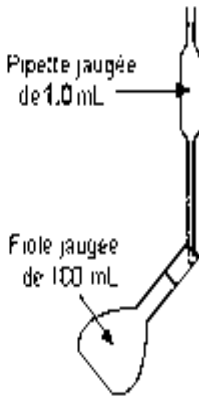
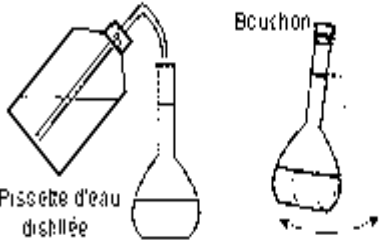
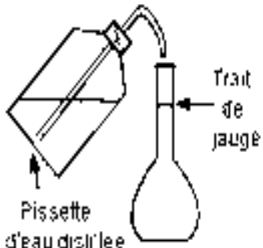
Lors de la dilution, la quantité de matière du soluté se conserve. On écrit : $n_1 = n_2$

$$\text{Donc } C_0 \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1$$

Soit

$$V_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_0}$$

III.2.3 Opérations à effectuer.

<p>Première étape : Verser suffisamment de solution Mère dans un bécher</p>	<p>Deuxième étape : On prélève le volume nécessaire de solution Mère à l'aide d'une pipette jaugée munie de sa propipette</p>	<p>Troisième étape : On verse le volume nécessaire de solution dans la fiole jaugée de volume approprié..</p>
<p>Solution Mère</p>  <p>Bécher</p> <p>On ne pipette jamais directement dans le flacon qui contient la solution Mère</p>	<p>Propipette</p> <p>Pipette jaugée de 1,0 mL</p> <p>Solution mère</p> <p>Bécher</p> 	<p>Pipette jaugée de 1,0 mL</p> <p>Fiole jaugée de 100 mL</p> 
<p>Quatrième étape : On ajoute de l'eau distillée et on agite mélanger et homogénéiser</p>	<p>Cinquième étape : On complète avec une pissette d'eau distillée jusqu'au trait de jauge.</p>	<p>Sixième étape : On agite pour homogénéiser. La solution est prête.</p>
<p>Pissette d'eau distillée</p> <p>Bouchon</p> 	<p>Trait de jauge</p> <p>Pissette d'eau distillée</p> 	<p>Trait de jauge</p> <p>La solution est prête</p> 