



Dissolution des composés ioniques

Dissolution d'un composé ionique dans l'eau

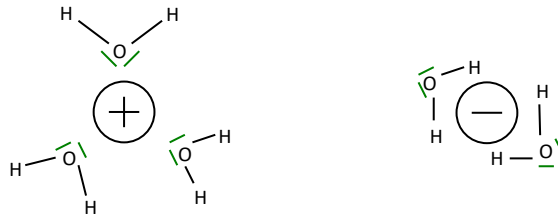
1. Dissociation d'un composé ionique par l'eau

Quand on introduit un solide ionique dans l'eau, les molécules du solvant affaiblissent les liaisons électrostatiques entre les ions par interaction coulombienne. Comme un grand nombre de molécules d'eau sont présentes autour du solide ionique, cette interaction est importante. Elle permet alors la séparation des ions du solide lors de chocs entre le solide et les molécules du solvant.



2. Solvatation des ions

Les ions formés s'entourent ensuite de plusieurs molécules d'eau. Ceci permet d'éviter la reformation du solide.



On dit que les ions se solvatent, ou s'hydratent.

3. Dispersion des ions solvatés

Sous l'effet de l'agitation thermique, les ions solvatés se dispersent parmi les molécules d'eau.

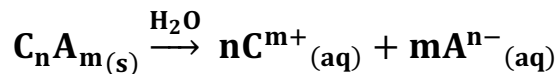
Équations de réaction de dissolution

1. Concentrations molaires

a. Ecriture d'une réaction de dissolution

En présence d'eau, le solide ionique $C_nA_m(s)$ se dissocie en cations C^+ en solution aqueuse, notés C^{m+}_{aq} , et en anions A^{n-} en solution aqueuse, notés A^{n-}_{aq} .

L'équation de dissolution du solide s'écrit donc :



On suppose, **cette année**, que les dissociations sont totales, et que le solvant est uniquement l'eau (obtention d'une solution aqueuse).

b. Concentration molaire en soluté apporté

La concentration molaire en soluté apporté C_{nA_m} (concentration molaire de la solution en C_nA_m) est :

$$C(C_nA_m) = \frac{\text{quantité de matière en soluté apporté (mol)}}{\text{volume de la solution (L)}}$$

$$\underbrace{C(C_nA_m)}_{(\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})} = \frac{\overbrace{n(C_nA_m)}}{\underbrace{V}}$$

La concentration molaire en soluté apporté est une grandeur fictive !!!

(En effet, le solide ionique C_nA_m n'existe pas dans l'eau. Il est tout de suite dissocié en ions.)



c. Concentration molaire en ions en solution après dissociation

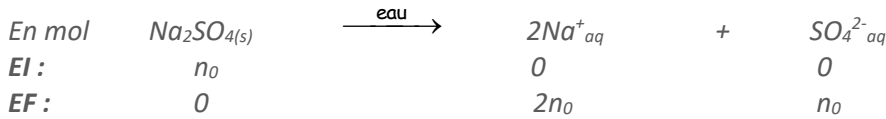
Ion X_{aq} en solution :

$$\underbrace{[X]}_{\text{concentration molaire de X en solution (mol.L}^{-1}\text{)}} = \frac{\text{quantité de matière de l'ion } X_{aq} \text{ dans la solution (mol)}}{\underbrace{V}_{\text{volume de la solution (L)}}}$$

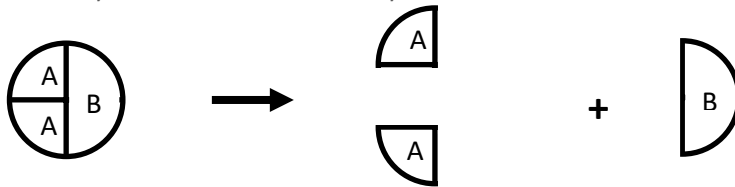
Rq :

- notations $C(C_nA_m)$ et $[X]$: conventions différentes pour le soluté et les ions.
- La concentration molaire en soluté apporté et celle des ions en solution sont liées. Le tableau d'avancement permet de trouver ce lien.

Ex : Dissolution de n_0 moles de Na_2SO_4 , sulfate de sodium, dans un volume V d'eau.



$$C(Na_2SO_4) = \frac{n_0}{V} \quad [Na^+] = \frac{2n_0}{V} = 2C(Na_2SO_4) \quad [SO_4^{2-}] = \frac{n_0}{V} = C(Na_2SO_4)$$



2. Caractéristiques d'une solution ionique

a. Solution électriquement neutre

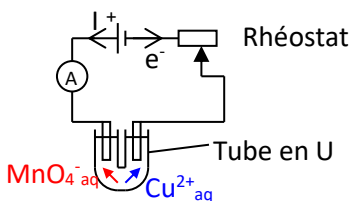
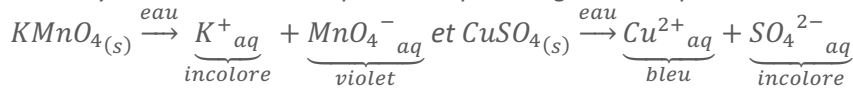
Une solution ionique est constituée d'ions issus d'un solide ionique électriquement neutre. Elle est donc elle-même électriquement neutre.

b. Solution conductrice

Bien qu'électriquement neutre, une solution ionique est constituée d'ions mobiles, qui peuvent donc circuler en son sein. Un courant électrique est constitué de charges électriques qui circulent. Une solution ionique est donc conductrice d'électricité.



Ex : Electrolyse d'une solution aqueuse de permanganate de potassium et de sulfate de cuivre (II).



Observations :

On a quatre types d'ions en solution.
L'ampèremètre indique la présence d'un courant électrique dans le circuit.
Il y a séparation des couleurs qui montre que les ions Cu^{2+}_{aq} (cations) vont dans le sens du courant, alors que les ions $MnO_4^-_{aq}$ (anions) vont en sens inverse.

Rq :

- Une solution ionique est également appelée solution électrolytique.
- Au sein du solide ionique, les ions, et donc les charges électriques, sont fixes. Un solide ionique est donc un isolant électrique.