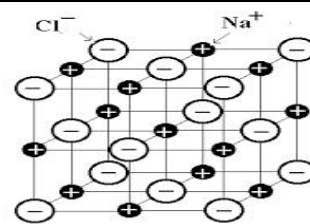


Les solutions électrolytiques et les concentrations

1-Solide ionique

Un solide ionique est un solide composé d'ions. Étant donné qu'un tel solide est toujours électriquement neutre, il associe toujours des cations et des anions dont les charges se compensent.



Exemple :

- La formule NaCl indique que le chlorure de sodium comporte autant d'ions sodium que d'ions chlorure. En effet, chaque ion ne porte qu'une charge, une charge positive pour Na^+ et une négative pour Cl^- .

2-Molécule polaire

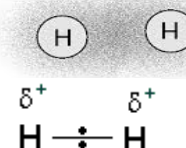
Une molécule est un ensemble d'atomes (au moins deux) identiques ou non, unis les uns aux autres par le biais de liaisons chimiques. Ces dernières sont les résultats de la mise en commun d'un certain nombre d'électrons gravitant sur la couche externe des atomes.

La liaison dite covalente simple lorsque deux atomes mettent en commun un unique électron de leur couche externe chacun.

Dans une liaison, le doublet électronique peut ne pas être partagé équitablement entre les deux atomes : l'un des deux atomes peut avoir une force d'attraction sur le nuage électronique plus grande que l'autre.

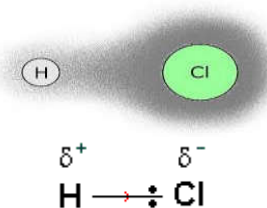
On appelle **électronégativité** cette capacité pour les atomes à attirer le nuage électronique. Ce partage inéquitable de la charge électronique transforme alors le couple atomique en dipôle. Tout se passe alors comme s'il y avait un transfert électronique partiel de l'atome le moins électronégatif vers l'atome le plus électronégatif.

lorsque la différence d'électronégativité est très faible, voire nulle, les charges partielles sont nulles ($\delta_e=0$) et la liaison est complètement apolaire : le doublet électronique est réparti équitablement entre les atomes, la liaison est dite covalente.



Si deux atomes impliqués dans une liaison de covalence sont d'électronégativités différentes, la répartition des charges est dissymétrique : les électrons de la liaison sont délocalisés vers l'atome le plus électronégatif, qui porte alors une charge partielle négative notée δ^- . L'autre atome de la liaison porte, quant à lui, une charge partielle positive notée δ^+ .

Plus les charges sont réparties de façon asymétrique, plus une liaison ou molécule sera **polaire** la liaison perd alors de son caractère covalent pour tendre vers une liaison ionique pure. Ces liaisons sont dites polarisées.



Remarque

- La polarité des molécules influe sur un certain nombre de caractéristiques physiques (températures de fusion et d'ébullition, solubilité, ...) ou chimiques (réactivité).

- **Électronégativité d'un atome** : Il s'agit de l'aptitude d'un atome, ou d'un groupe d'atomes, d'une entité moléculaire à attirer des électrons de liaison.

↑	H								He
	2,1								0
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	0
	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	0	
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	0
	0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0	0	

Echelle d'électronégativité pour quelques éléments chimiques

3-Solutions aqueuses électrolytiques

3-1-Solutions aqueuses électrolytiques

Une solution électrolytique est obtenue en dissolvant une substance appelée soluté dans un liquide appelé solvant. Le soluté peut être un solide, un liquide ou un gaz. Si le solvant est l'eau, la solution obtenue est appelée solution aqueuse.

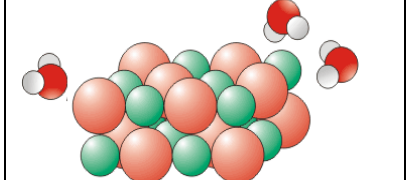
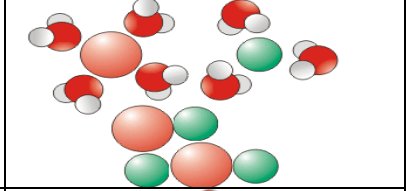
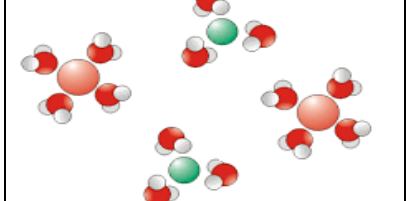
Une solution électrolytique est une solution contenant des ions. Elle conduit le courant et elle est électriquement neutre.

Le solvant est présent en grande quantité par rapport au soluté. Lorsque le soluté introduit est totalement dissout, on dit que la solution est non saturée, sinon, on dit qu'elle est saturée.

Exemple Une solution de chlorure de sodium est notée : $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

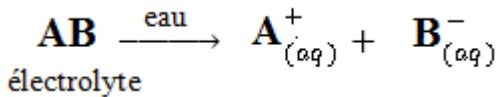
3-2-Etapes de la dissolution

La dissolution d'un composé ionique comprend trois étapes

Une dissociation Les forces électrostatiques qui s'exercent entre le solvant et les ions à la surface du cristal compensent les forces électrostatiques attractives internes du cristal sur ces ions : les ions se détachent du cristal	
Une solvation : Les ions dissociés s'entourent de molécules de solvant attirées sous l'effet des forces électrostatiques. Les ions sont solvatés. Si le solvant est de l'eau, on ajoute l'indice (aq) en indice à la formule de l'ion.	
Une dispersion : Sous l'effet de l'agitation thermique (ou par une agitation mécanique réalisée par un agent extérieur), les ions solvatés se répartissent progressivement dans l'ensemble du solvant. On obtient un mélange homogène : la solution.	

3-3-Équation chimique de la dissolution

La dissolution d'un électrolyte est une transformation chimique, on peut donc lui associer une équation chimique modélisant cette réaction en générale .



Exemples



Remarques :

Lors de l'étape de l'hydratation en solution aqueuse, les ions s'entourent de molécules d'eau. Pour indiquer qu'ils sont hydratés, on ajoute l'indice (aq) à leurs symboles.

4-Les concentrations molaires

4-1- Concentration du soluté apporté

C'est la quantité de matière de soluté apporté divisée par le volume de la solution obtenue.

$$C = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}, \text{ avec } c \text{ en mol/L, } n_{\text{soluté}} \text{ en mol et } V_{\text{solution}} \text{ en L.}$$

4-2- Concentration effective des espèces présentes dans la solution

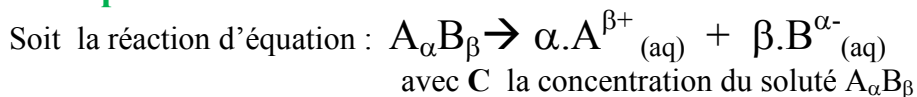
Lors de la dissolution d'espèces chimiques le soluté est souvent dissocié et donc ne se trouve plus présent dans la solution obtenue. Par contre des espèces chimiques "nouvelles" peuvent apparaître.

On emploie une notation différente pour la concentration des espèces chimiques réellement présentes dans une solution : on place le symbole de l'espèce chimique entre crochets [X].

Pour une espèce chimique X présente dans la solution, c'est la quantité de matière de X présente dans la solution divisée par le volume de la solution. $[X] = \frac{n(X)}{V_{\text{solution}}}$

[X] = avec les mêmes unités que pour le précédent.

Exemple



$$\text{la concentration des espèces chimiques (ions) est : } \begin{cases} [A^{\beta+}] = \alpha \cdot C \\ [B^{\alpha-}] = \beta \cdot C \end{cases}$$

fin