

Cours n°2 : Solutions électrolytiques et concentrations

I. Quelle est la structure d'un solide ionique ?

Rappels :

Les ions sont des atomes ou des molécules qui sont chargés. Il existe deux sous familles :

- Les **cations** : les ions sont alors chargés **positivement**
- Les **anions** : les ions sont alors chargés **négativement**

Le solide ionique :

Un solide ionique est constitué d'anions et de cations régulièrement disposés dans l'espace. (cf. le sel de table : chlorure de sodium)

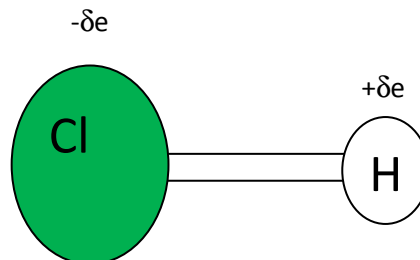
[Trouvez des exemples \(schémas\) sur le Web](#)

Chaque ion est attiré par les ions de signes opposés qui l'entourent, ce qui assure la cohésion du solide. L'ensemble est électriquement neutre.

La formule, dite formule statistique du solide, indique la nature et la proportion des ions présents sans mentionner leurs charges. Exemple : Le chlorure de Sodium, de formule statistique, NaCl.

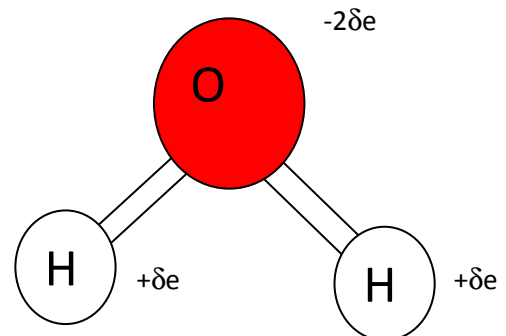
II. Qu'est-ce qu'une molécule polaire ?

1) Molécule de chlorure d'hydrogène



Dans la molécule de chlorure d'hydrogène HCl, l'atome de chlore et l'atome d'hydrogène mettent en commun un doublet d'électrons constituant ainsi une liaison covalente entre eux. Mais ce partage n'est pas symétrique. D'où l'apparition d'une charge partielle sur les atomes.

2) La molécule d'eau



L'eau, constituée de molécules polaires, est un solvant polaire.

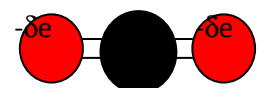
3) Caractère dipolaire d'une molécule

Une liaison entre deux atomes est polarisée si ces deux atomes sont différents.

Une molécule dans laquelle les barycentres des charges positives et négatives ne sont pas confondus est polaire.

Molécule polaire : l'eau

Molécule non polaire : le dioxyde de carbone

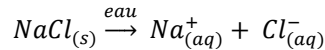


III. Comment obtenir une solution électrolytique ?

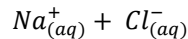
1) Dissolution de solides ioniques dans l'eau

Une solution électrolytique conduit le courant électrique, car elle contient des ions mobiles qui assurent le passage du courant.

L'équation de la réaction associée à la dissolution du chlorure de sodium (sel de table) dans l'eau s'écrit :



La solution aqueuse de chlorure de sodium est notée :



Elle ne contient pas d'entités NaCl, mais des ions solvatés mobiles (ions entourés par des molécules de solvant) : c'est une solution électrolytique.

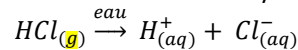
Remarque :

Lors de sa mise en solution, un solide ionique est, tant que la solution n'est pas saturée, totalement dissocié en ions solvatés.

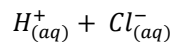
Recherchez le sens de « saturée »

2) Dissolution d'un gaz polaire dans l'eau

L'équation de la réaction associée à la dissolution du chlorure d'hydrogène dans l'eau s'écrit :



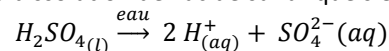
La solution aqueuse de chlorure d'hydrogène est notée :



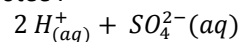
Elle ne contient pas de molécules HCl, mais des ions solvatés mobiles (ions entourés par des molécules de solvant) : c'est une solution électrolytique.

3) Dissolution de liquides polaires dans l'eau

L'équation de la réaction associée à la dissolution de l'acide sulfurique s'écrit :



La solution aqueuse d'acide sulfurique ne contient pas de molécules H₂SO₄, elle contient des ions solvatés mobiles : c'est une solution électrolytique, notée :



IV. Comment distinguer concentrations molaires apportée et effective

1) Concentration apportée

Dans une solution non saturée, la concentration molaire du soluté A apporté, ou concentration molaire de la solution en A, est notée C_(A).

$$C_{(A)} = \frac{\text{quantité } n(A) \text{ de soluté introduit}}{\text{volume } V \text{ de solution}} = \frac{n(A)}{V}$$

C_(A) : concentration molaire en mol.L⁻¹

n(A) : quantité de matière en mol

V : volume de la solution en L

2) Concentration effective

Pour l'ion X effectivement présent en solution, la concentration molaire effective est notée [X].

$$[X] = \frac{\text{quantité } n(X) \text{ d'ions présents}}{\text{volume } V \text{ de solution}} = \frac{n(X)}{V}$$

[X] : concentration en ions présents en solution mol.L⁻¹

n(X) : quantité de matière en mol

V : volume de la solution en L

3) Exemple

Considérons la molécule d'acide sulfurique : H₂SO₄.

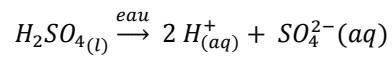
On introduit 1 mole d'acide sulfurique dans un litre d'eau.

1) Calculer la concentration apportée en acide sulfurique

2) Calculer la concentration effective en ions H⁺ et en ions SO₄²⁻

1) C(H₂SO₄) = n(H₂SO₄) / V = 1 / 1 = 1 mol.L⁻¹

2) Sachant que :



On aura : 1 mole d'acide sulfurique H_2SO_4 qui donnera après dissolution : 2 moles d'ions H^+ et 1 mole d'ion SO_4^{2-} .

Soit $n(H^+) = 2 n(H_2SO_4)$
 $n(SO_4^{2-}) = n(H_2SO_4)$

$$[H^+] = n(H^+) / V = 2 n(H_2SO_4) / V = 2 / 1 = 2 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[SO_4^{2-}] = n(SO_4^{2-}) / V = n(H_2SO_4) / V = 1 / 1 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$$

Conclusion :

La concentration de soluté apporté (1 mol.L^{-1}) n'est pas la même que la concentration en ions H^+ effective (2 mol.L^{-1}).