

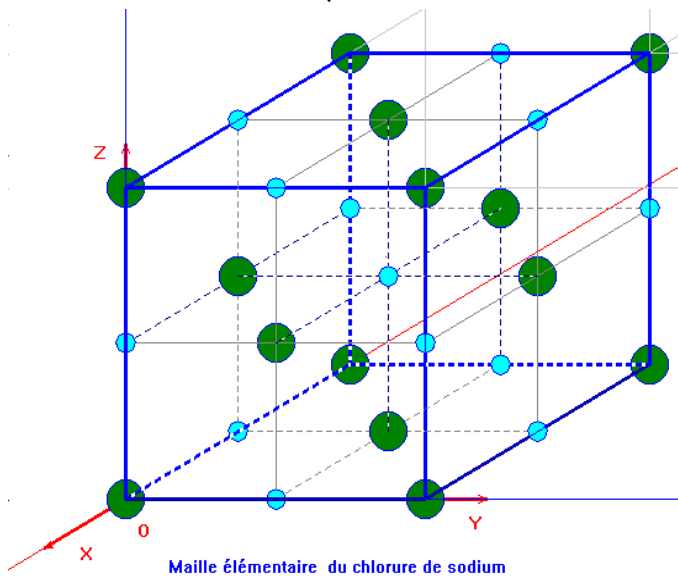
2- Grandeurs physiques liées aux quantités de matière

B - Concentration , solution électrolytique :

I- Les corps solides ioniques :

Exemple le chlorure de sodium :

Le chlorure de sodium est constitué d'un assemblage compact et ordonné d'ions sodium et d'ions chlorure. La formule statistique du cristal est NaCl. Le cristal est électriquement neutre. Il contient autant d'ions sodium que d'ions chlorure.



Cette maille élémentaire se reproduit dans les trois directions de l'espace. Chaque ion se trouve en contact avec des ions de signes contraires. Il en résulte une structure régulière dans laquelle un motif se répète à des millions d'exemplaires. Le motif est appelé maille élémentaire. On obtient un cristal à l'échelle macroscopique.

La cohésion du cristal ionique est due aux forces d'interactions électriques : les forces d'attraction électriques entre les ions de signes opposés l'emportent sur les forces de répulsions entre les ions de même signe.

II- Caractère dipolaire d'une molécule :

1)- Électronégativité d'un élément chimique :

L'électronégativité d'un élément traduit la tendance d'un atome de cet élément à attirer le doublet d'électrons d'une liaison covalent qu'il forme avec un autre atome. Plus un élément est électronégatif, plus il attire à lui le doublet d'électrons de la liaison covalent.

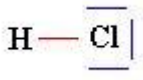
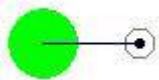
L'électronégativité varie selon la place de l'élément dans la classification périodique :

- Sur une même ligne, l'électronégativité augmente de gauche à droite.
- Dans une même colonne, elle augmente de bas en haut.

Les alcalins ont tendance à perdre des électrons, alors que les halogènes ont tendance à gagner des électrons. Ainsi, ils peuvent acquérir la structure des gaz nobles.

2)- La molécule de chlorure d'hydrogène :

Le chlorure d'hydrogène est constitué de molécules HCl dans lesquelles l'atome d'hydrogène est lié à l'atome de chlore par une liaison covalente.

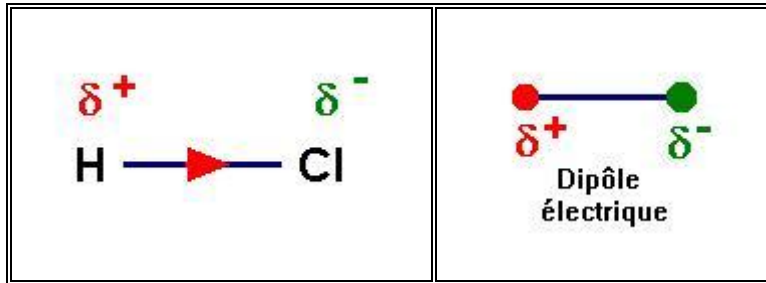
Représentation de Lewis	Caractéristiques géométriques	
		$d_{H-Cl} = 127 \text{ pm}$

Le chlore est beaucoup plus électronégatif que l'hydrogène. Il attire vers lui le doublet de liaison, on dit que la liaison $H-Cl$ est polarisée.

Cette polarisation fait apparaître :

- Un excédant de charge négative, noté δ^- , sur l'atome de chlore (δ représente une charge partielle).
- Un excédant de charge positive, noté δ^+ , sur l'atome d'hydrogène.

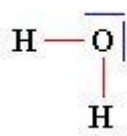
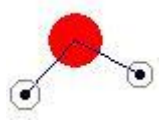
La molécule de chlorure d'hydrogène a un caractère dipolaire : elle constitue un dipôle électrique.



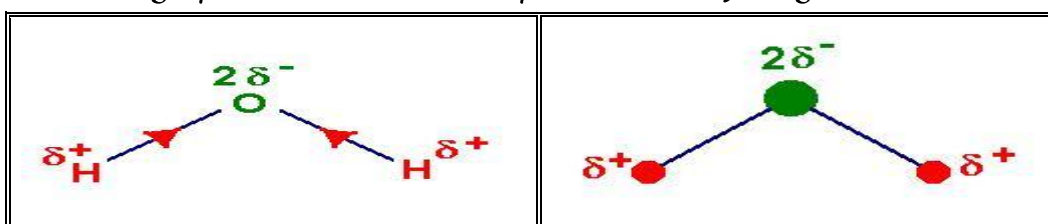
Conclusion :

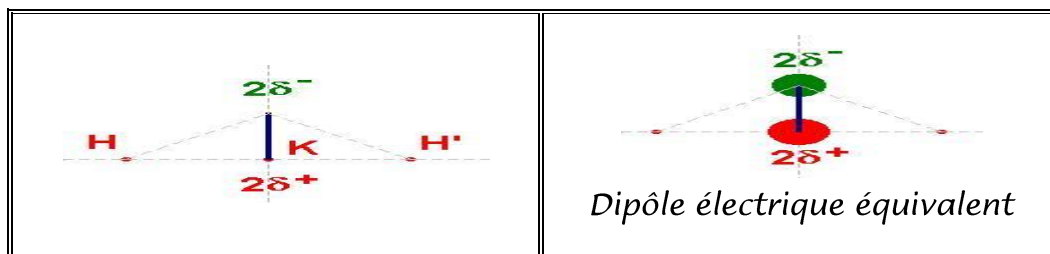
Une liaison covalente est polarisée lorsque les deux atomes liés ont des électronégativités différentes.

3)- La molécule d'eau : H_2O :

Représentation de Lewis	Caractéristiques géométriques	
		<p>Molécule coudée</p> $d_{H-O} = 96 \text{ pm}$ $\alpha = 105^\circ$

L'oxygène est plus électronégatif que l'hydrogène. Les deux liaisons covalentes $O-H$ d'une molécule d'eau sont donc polarisées. Il en résulte l'apparition de charges partielles $2\delta^-$ sur l'atome d'oxygène et d'une charge partielle δ^+ sur chaque atome d'hydrogène.





Du point de vue de la répartition des charges, les deux charges partielles δ^+ sont équivalentes à une charge unique $2\delta^+$ située au point K situé au milieu du segment HH'. C'est le **barycentre** des charges positives. (Le barycentre de 2 charges électriques q_1 et q_2 est un point de l'espace où une charge $q = q_1 + q_2$ aurait le même effet que les deux charges q_1 et q_2 qu'elle remplace.)

Comme le barycentre des charges positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges négatives, la molécule d'eau présente un caractère dipolaire. On dit qu'elle est polaire.

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

4)- Polarité d'une molécule :

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

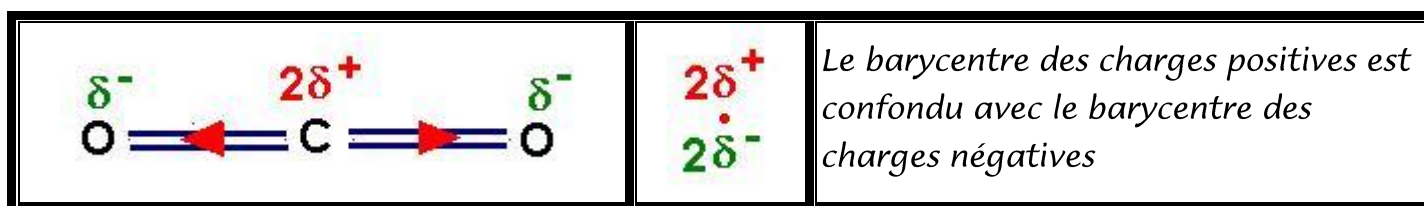
Une molécule dans laquelle le barycentre des charges positives n'est pas confondu avec le barycentre des charges négatives est polaire. La molécule constitue alors un dipôle électrique comme la molécule de chlorure d'hydrogène et la molécule d'eau.

Les molécules diatomiques dont les deux atomes sont identiques (I_2, O_2, \dots) sont apolaires (non polaires).

Une molécule dans laquelle le barycentre des charges positives est confondu avec le barycentre des charges négatives est apolaire. Exemple la molécule de dioxyde de carbone.

Représentation de Lewis	Caractéristiques géométriques	
		molécule linéaire $d_{C-O} = 116 \text{ pm}$

L'oxygène est plus électronégatif que le carbone. Les deux liaisons covalentes $O=C$ d'une molécule de dioxyde de carbone sont polarisées. Il en résulte l'apparition de charges partielles δ^- sur chaque atome d'oxygène et d'une charge partielle $2\delta^+$ sur l'atome de carbone.



III - Dissolution - Hydratation (Solvatation) des ions :

ACTIVITE 1 :

1)- Dissolution d'une espèce chimique dans l'eau :

Lorsqu'on dissout une espèce chimique dans l'eau on obtient une solution aqueuse.

L'espèce chimique dissoute est appelée soluté.

Exemples :

- Dissolution du sucre (le glucose) dans l'eau : on obtient une solution sucrée qui est une solution aqueuse qui contient des molécules de glucose dissout.
- Dissolution de chlorure de sodium dans l'eau. On obtient une solution aqueuse salée qui contient des ions chlorure et des ions sodium.

2)- Dissolution des solides ioniques :

Prenons comme exemple une solution aqueuse de chlorure de sodium. Le soluté est le chlorure de sodium, le solvant est l'eau.

La dissolution du cristal se fait en plusieurs étapes :

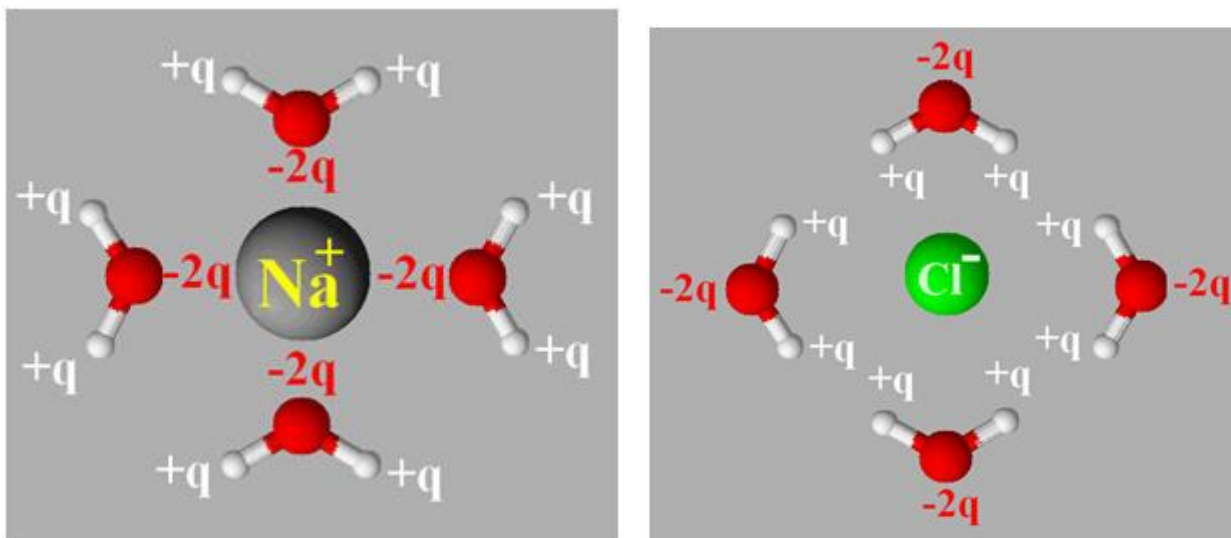
► Première étape : Dissociation du solide ionique.

Les ions sodium sont attirés par les pôles négatifs des molécules d'eau et les ions chlorure sont attirés par les pôles positifs des molécules d'eau. Ce phénomène entraîne la diminution des interactions entre les cations et les anions du cristal.

Les ions sodium et chlorure se dissocient du cristal ionique.

► Deuxième étape : Hydratation des ions.

Les ions sodium Na^+ et les ions chlorure Cl^- s'entourent d'un cortège de molécules d'eau. Ils sont hydratés.



► Troisième étape : La dispersion des ions.

Les ions hydratés se déplacent dans l'eau et s'éloignent sous l'effet de l'agitation thermique.

Ils se dispersent dans l'eau avec leur cortège respectif de molécules d'eau. Ce cortège masque en partie la charge portée par les ions et empêche l'agrégation des ions.

La dissolution d'un cristal ionique dans un solvant polaire se déroule en 3 étapes :

- La dissociation des ions du solide ;
- L'hydratation des ions ;
- La dispersion des ions dans le solvant.

En solution aqueuse, on utilise la notation simplifiée suivante pour les ions hydratés : exemple pour l'ion sodium hydraté : $\text{Na}^+ (\text{aq})$; pour l'ion chlorure : $\text{Cl}^- (\text{aq})$.

3) - Cas d'une molécule polaire :

Les molécules d'eau grâce à leur caractère dipolaire, entrent en interaction avec les molécules dipolaires. Des liaisons intermoléculaires se créent entre les molécules de soluté et les molécules d'eau. Ces liaisons affaiblissent les liaisons covalentes qui se cassent pour donner des ions. Les ions formés s'hydratent et se dispersent dans la solution.

4)- Un cas particulier : la solvation du proton :

L'ion hydrogène correspond à un proton. En solution aqueuse, le proton est lié à des molécules d'eau. On peut le représenter par la notation simplifiée suivante : $\text{H}^+ (\text{aq})$.

L'interaction entre une molécule d'eau et l'ion hydrogène est suffisamment grande pour donner une liaison assez forte pour former l'ion oxonium H_3O^+ .

IV - Équation de dissolution et formule des solutions électrolytiques :

Pour obtenir une solution aqueuse électrolytique, il faut dissoudre :

- Soit un solide ionique.
- Soit un liquide ou un gaz constitués de molécules polaires.

La dissolution d'un soluté dans l'eau est une transformation chimique due à l'interaction des molécules d'eau avec le soluté. Cette dissolution se fait en deux étapes :

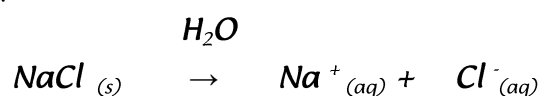
- Première étape : la dissociation du soluté (rupture des liaisons assurant la cohésion du soluté)
- Deuxième étape : l'hydratation et dispersion des ions.

La dissolution est une transformation chimique que l'on peut traduire ses étapes par une seule équation simplifiée .

Exemples :

- Préparation de la solution aqueuse de chlorure de sodium :

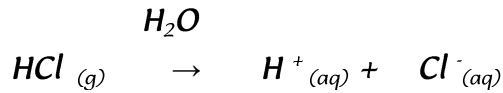
On dissout du chlorure de sodium dans l'eau. C'est une transformation chimique que l'on peut traduire par l'équation simplifiée suivante :



La formule de la solution aqueuse de chlorure de sodium : $(\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})})$

- Préparation de la solution aqueuse de chlorure d'hydrogène appelée acide chlorhydrique :

On dissout du chlorure d'hydrogène (gaz) dans l'eau.



Autre écriture : $\text{HCl}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

La formule de la solution aqueuse : $(\text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)})$ ou $(\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)})$

- Préparation d'une solution de soude. :

On dissout des pastilles d'hydroxyde de sodium. On obtient une solution aqueuse appelée soude.

L'équation de dissolution :

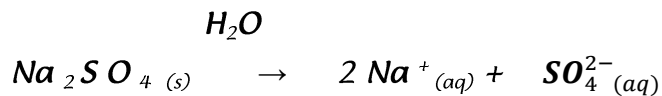


La formule de la solution : $(\text{Na}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)})$ Solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

- Préparation d'une solution de sulfate de sodium:

On dissout des pastilles du sulfate de de sodium. On obtient une solution aqueuse .

L'équation de dissolution :



La formule de la solution : $(2\text{Na}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)})$ On indique dans la formule qu'il y a deux ions sodium pour un ion sulfate.

V - Concentration molaire de soluté apporté:

La concentration molaire de soluté apporté est la quantité de matière de soluté dissoute par unité de volume de solution. Elle est notée C et s'exprime généralement en mol.L^{-1} .

$$C(S) = \frac{n(S)}{V}$$

- $C(S)$ concentration molaire de soluté apporté en mol.L^{-1} .
- $n(s)$ quantité de matière de soluté apporté en mol.
- V volume de la solution aqueuse obtenue en L.

Application 1 : On prépare une solution aqueuse de sulfate de sodium. Pour ce faire, on dissout une masse $m = 14,2 \text{ g}$ de soluté dans l'eau. Le volume de la solution obtenue est $V = 0,50 \text{ L}$. Déterminer la concentration molaire de soluté apporté .

Application 2 : On souhaite préparer un volume $V = 250,0 \text{ mL}$ d'une solution de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ de concentration molaire $C = 1,20 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer la valeur de la masse m_s de saccharose à peser.

On donne : Masse molaire du saccharose : $M_s = M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ g.mol}^{-1}$.

Remarque : On définit Concentration massique la concentration massique d'une espèce

moléculaire A d'une solution est définie par la relation suivante : $C_m(A) = \frac{m(A)}{V}$

- $m(A)$: Masse de l'espèce moléculaire A dissoute en g
- V : Volume de la solution en L
- $C_m(A)$: Concentration massique en g.L^{-1} .

En remplaçant $m(A) = n_A \cdot M(A)$ dans l'équation précédente on trouve la relation liant la concentration molaire en soluté apporté et la concentration massique : $C_m = C \cdot M(A)$

VI - Concentration molaire d'une espèce dissoute (concentration effective) :

Pour chaque espèce chimique dissoute X en solution, la concentration molaire effective en espèce dissoute est la quantité de matière de cette espèce effectivement en solution par unité de volume. Elle est notée $[X]$ et s'exprime généralement en mol.L^{-1} .

$[X] = \frac{n(X)}{V}$	<ul style="list-style-type: none"> • $[X]$ concentration molaire effective en espèce dissoute X en mol.L^{-1}. • $n(X)$ quantité de matière de l'espèce X en mol. • V volume de la solution aqueuse en L.
------------------------	---

Application 3 : Déterminer la concentration molaire effective en en ions sodium et en ions sulfate dissout de la solution précédente.

- Remarque 1 : La concentration molaire effective d'un ion dissout dans la solution peut-être différente de la concentration molaire en soluté apporté.

- Remarque 2 L'écriture $[Na_2SO_4]$ n'a pas de sens car l'espèce Na_2SO_4 n'existe pas en solution.

Application 4 : Introduire dans une fiole jaugée de 100 mL une masse $m = 2,68 \text{ g}$ de chlorure de cuivre (II) solide ; ajuster au trait de jauge avec de l'eau distillée.

- Déterminer les quantités de matière de soluté et les quantités de matière des ions en solution obtenues après dissolution complète du solide.
- En déduire la concentration molaire effective des ions dissout en solution.