

1 Comment prévoir si un solvant est polaire ?

1.1 Définitions

Une est obtenue par dissolution d'un **soluté**, ionique ou moléculaire, dans un **solvant**.

Lorsque le solvant est l'eau, la solution obtenue est une

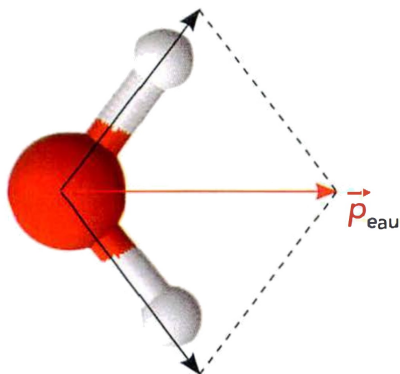
Une solution contenant des ions conduit le courant électrique : c'est une solution Elle est électriquement neutre.

1.2 Les solvants polaires

L'étude de la molécule d'eau H_2O a montré qu'elle possède un moment dipolaire non nul :



La molécule d'eau est donc polaire : $p_{eau} = 1,8 D$:

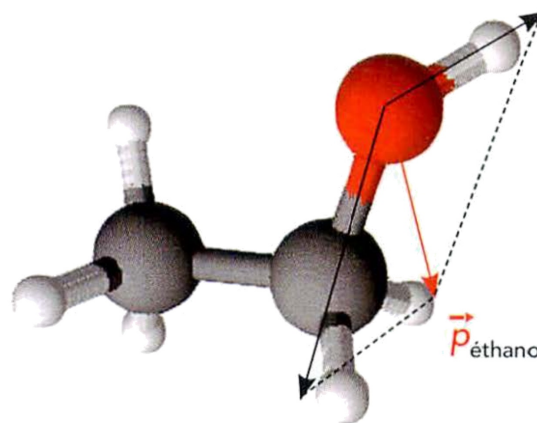


L'eau est donc un solvant

L'éthanol, de formule semi-développée



comporte une chaîne carbonée dans laquelle les liaisons $C-H$ sont faiblement polarisées, et deux liaisons, $C-O$ et $O-H$, nettement plus polarisées. La molécule d'éthanol est polaire : $p_{ethanol} = 1,7 D$:

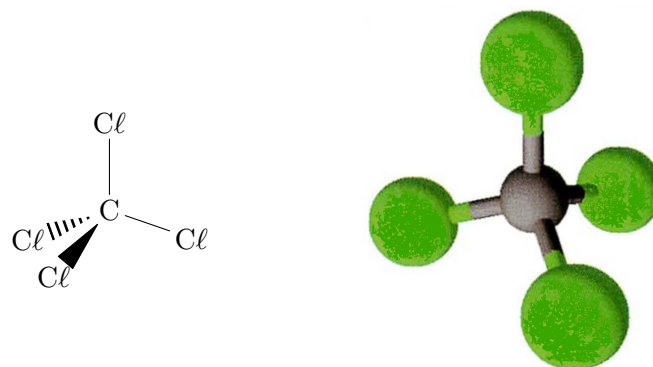


L'éthanol est donc un solvant

Un solvant constitué de molécules polaires est un **solvant polaire**.

1.3 Les solvants apolaires

La molécule de tétrachlorométhane CCl_4 comporte quatre liaisons $C-Cl$ polarisées.

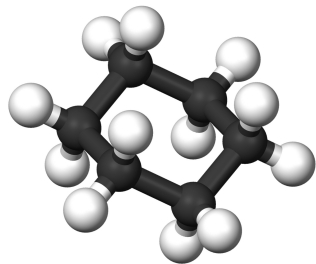


Cependant, la structure tétraédrique régulière de la molécule autour de l'atome de carbone implique que la somme vectorielle de tous les moments dipolaires est nulle. Ainsi, le tétrachlorométhane est un solvant

Un solvant, constitué de molécules apolaires, est un **solvant apolaire**.

Les liaisons $C-H$ sont faiblement polarisées. Cependant, la molécule de cyclohexane C_6H_{12} étant symétrique, la somme vectorielle de tous les moments dipolaires est

nulle.



Le cyclohexane, constitué de molécules apolaires, est un

solvant

Généralisation

Les liaisons C—H sont, en fait, très peu polarisées. Aussi, même en l'absence de symétrie de la molécule, on admettra que :

Les solvants dont les molécules ne comportent que des atomes de carbone et d'hydrogène sont **apolaires**.

2 Comment expliquer la dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire ?

2.1 Les trois étapes d'une dissolution dans l'eau

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau, solvant polaire, se déroule en trois étapes, qu'il faut connaître.

Étape 1 : Dissociation

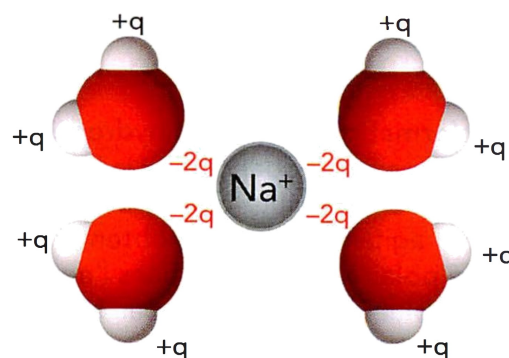
La première étape est la du solide ionique.

Par exemple, le chlorure de sodium est un solide ionique. Lorsqu'il est placé dans l'eau, les molécules d'eau, polaires, entourent le solide. Les Na^+ sont attirés par les pôles négatifs des molécules d'eau, tandis que les Cl^- sont attirés par les pôles positifs. Les interactions entre les molécules d'eau et les ions diminuent fortement les forces attractives entre cations et anions dans le solide : les ions Na^+ et Cl^- se **dissocient** du solide ionique.

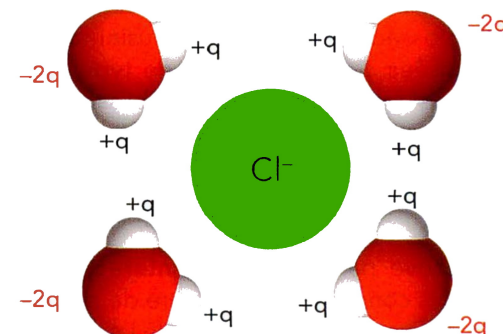
Étape 2 : Hydratation

La deuxième étape est l' des ions.

Pour continuer avec l'exemple précédent, les ions Na^+ et Cl^- s'entourent de molécules d'eau : ils sont **hydratés**.



Hydratation d'un cation. Les molécules d'eau qui entourent le cation s'orientent de sorte que l'atome d'oxygène soit plus du cation.



Hydratation d'un anion. Les molécules d'eau qui entourent l'anion s'orientent de sorte que les atomes d'hydrogène soient plus de l'anion.

Étape 3 : Dispersion

La troisième et dernière étape est la Sous l'effet de l'agitation thermique, les ions hydratés s'éloignent peu à peu du cristal ionique : ils se **dispersent** dans l'eau.

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau se déroule schématiquement en trois étapes : la **dissociation** des ions du solide, l'**hydratation** des ions et leur **dispersion** dans la solution.

2.2 Équation d'une réaction de dissolution dans l'eau

Pour indiquer que les ions sont hydratés, on indique un indice (aq) à la suite de leurs symboles.

Exemple : équation de la réaction de dissolution du chlorure de sodium $\text{NaCl}_{(s)}$:

.....

Exemple 2 : équation de la réaction de dissolution du chlorure de cobalt $\text{CoCl}_{2(s)}$:

.....

L'équation de dissolution d'un solide ionique doit respecter la conservation des **éléments** chimiques et de la **charge** électrique.

2.3 Généralisation : dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire

La dissolution d'un solide ionique, dans un solvant polaire quelconque, se déroule aussi en trois étapes : du solide ionique, des ions et de ceux-ci.

Les ions s'entourent de plusieurs molécules de solvant : ils sont *solvatés*.

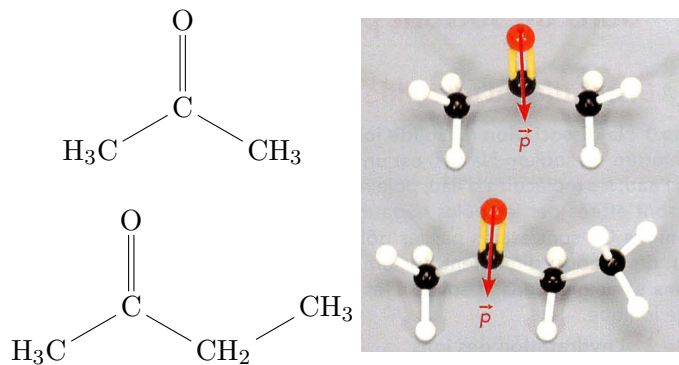
Les **solides ioniques** sont très solubles dans les **solvants polaires**. Les ions s'entourent des molécules du solvant : ils sont **solvatés**.

3 Comment expliquer la dissolution d'un composé moléculaire dans un solvant ?

3.1 Soluté polaire dans un solvant polaire

Sans formation de liaisons hydrogène

L'acétone (ou propanone) et la butanone sont deux molécules :



Si l'on ajoute goutte-à-goutte de la butanone à de l'acétone, tout en agitant, la solution obtenue est Ainsi, la butanone, **polaire**, est soluble dans l'acétone, **polaire**.

Cette solubilité s'explique par les interactions dipôle-dipôle de type qui s'établissent entre les molécules polaires du soluté et les molécules polaires de solvant.

Ce résultat est général.

Les solutés moléculaires **polaires** sont solubles dans les solvants **polaires**.

Avec formation de liaisons hydrogène

Le sucre, constitué de molécules de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11(s)}$, est très soluble dans l'eau. Le saccharose est une molécule car elle possède, entre autres, plusieurs liaisons C—O et O—H fortement polarisées.

En conséquence, en plus des interactions de type , il faut compter avec les qui s'établissent entre les molécules d'eau et de saccharose.

L'équation de dissolution du saccharose dans l'eau s'écrit :

.....

Remarque : il arrive parfois que les interactions soluté-solvant soient si fortes qu'elles conduisent à la rupture de certaines liaisons covalentes du soluté. C'est le cas du saccharose, qui s'*hydrolyse* lentement en glucose et fructose.

À nouveau, on peut généraliser.

La solubilité d'un **soluté polaire** dans un **solvant polaire** est favorisée lorsque des **liaisons hydrogène** s'établissent entre les molécules de soluté et de solvant.

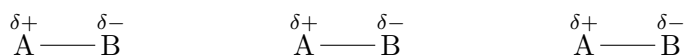
3.2 Soluté apolaire dans un solvant apolaire

Les solutés moléculaires **apolaires** ou **peu polaires** sont généralement solubles dans les **solvants apolaires**.

4 Correction des exercices du chapitre 12 (fin)

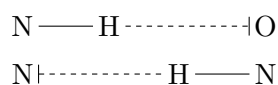
12.7 N° 19 p. 169 – Molécules polaires

1. L'atome le plus électronégatif est celui qui a tendance à accaparer les charges négatives. C'est donc B.
2. Les molécules vont se disposer de façon à ce que les interactions électriques dipôle permanent-dipôle permanent soient attractives.



12.8 N° 22 p. 169 – La molécule d'ADN

1. Thymine T face à l'adénine A.
2. Cytosine C face à la guanine G.
3. T-G et C-A sont faux.
4. Les pointillés représentent des liaisons hydrogènes, liaisons faibles entre d'une part le doublet non-liant de l'azote et l'atome d'hydrogène lié à l'azote, et d'autre part l'atome hydrogène lié à l'azote et le doublet non liant de l'oxygène :



Une liaison hydrogène n'est pas aussi intense qu'une liaison covalente. Cela permet aux deux brins de pouvoir être « ouverts », sans être eux-même détruits.

5. L'azote lié à l'hydrogène impliqué a pour propriétés d'être plus électronégatif que l'hydrogène. Quant aux atomes d'oxygène et d'azote impliqués dans la liaison d'hydrogène, ils sont plus électronégatifs et possèdent au moins un doublet non-liant.

Les brins ne seraient pas solidement attachés avec des liaisons de Van der Waals.

12.9 N° 24 p. 170 – Température de fusion

1. Pour qu'une molécule présente des liaisons polaires, elle doit comporter des atomes d'électronégativité différentes (limite $\Delta\chi > 0,3$ avec l'échelle de Pauling). Les électronégativités peuvent être trouvées dans le cours :

$$\begin{array}{l} \chi(\text{H}) = 2,2 \quad ; \quad \chi(\text{C}) = 2,5 \\ \chi(\text{N}) = 3,0 \quad ; \quad \chi(\text{Cl}) = 3,2 \end{array}$$

Ainsi, NH_3 et HCl ont des liaisons polaires.

2. CH_4 n'a pas de liaisons polaires. Et quand bien même ce serait le cas, les liaisons pointent vers les quatre sommets d'un tétraèdre dont le carbone est le centre : la parfaite symétrie de la molécule empêche celle-ci d'avoir une polarisation totale permanente (donc pas de dipôles permanents).
Sa température de fusion est très basse car aucune liaison inter-moléculaire ne vient entraver la séparation des molécules du solide. Autrement dit, il n'y a pas de liaison hydrogène, et les interactions de Van der Waals sont beaucoup plus faibles entre molécules apolaires (uniquement des dipôles instantanés).
3. La liaison $\text{H} \text{---} \text{Cl}$ est plus polaire que la liaison $\text{N} \text{---} \text{H}$:

$$\Delta\chi = 1,0 > \Delta\chi = 0,8.$$

4. L'atome d'azote peut créer une liaison hydrogène avec l'atome d'hydrogène d'une autre molécule.
En revanche, une telle liaison hydrogène n'est pas possible avec les halogènes comme le chlore Cl , et il y a là quelque chose d'assez mystérieux. Ce n'est pas possible, et personne ne sait exactement pourquoi.
5. L'ammoniac forme des liaisons hydrogène en plus des liaisons de Van der Waals. Le chlorure d'hydrogène molécule polaire forme des liaisons de Van der Waals dipôle permanent-dipôle permanent, moins intenses que les liaisons hydrogène, sa température de fusion est donc plus basse (il se vaporise plus facilement).

5 Exercices du chapitre 13

13.1 N° 4 p. 180 – Lecture de modèles

13.2 N° 5 p. 180 – Polaires ou non ?

13.3 N° 8 p. 181 – Formule d'une solution ionique

13.4 N° 10 p. 181 – Le magnésium pour le corps

13.5 N° 12 p. 181 – Équations de dissolution

13.6 N° 15 p. 182 – L'eau iodée

13.7 N° 16 p. 182 – Clou de girofle

13.8 N° 17 p. 182 – L'eau de dibrome