



Les états de la matière

Etat solide

A l'état solide, les molécules ou les ions sont rangées dans l'espace de manière ordonnée, à des distances moyennes constantes et faibles

Etat liquide

A l'état liquide, les molécules ou les ions sont en contact mais en mouvement constant. Les distances qui les séparent sont plus grandes que dans le cas du solide

Etat gazeux

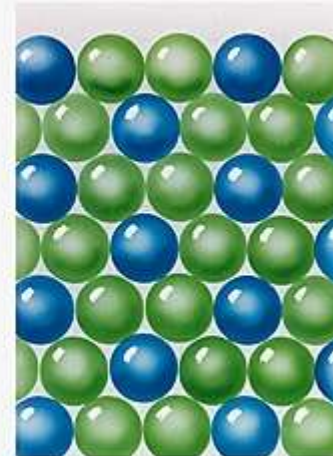
A l'état gazeux, les molécules ou les ions sont très éloignés les uns des autres et en mouvement constant



Etat gazeux



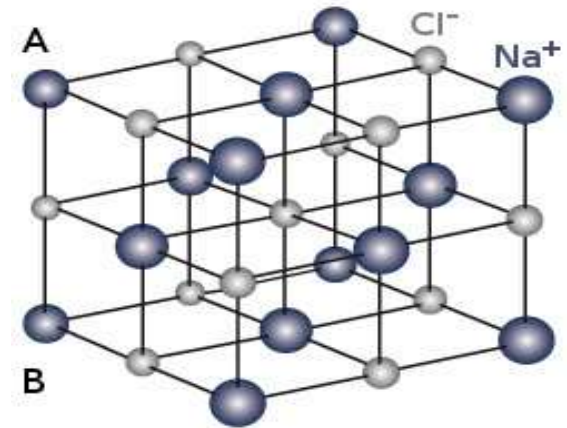
Etat liquide



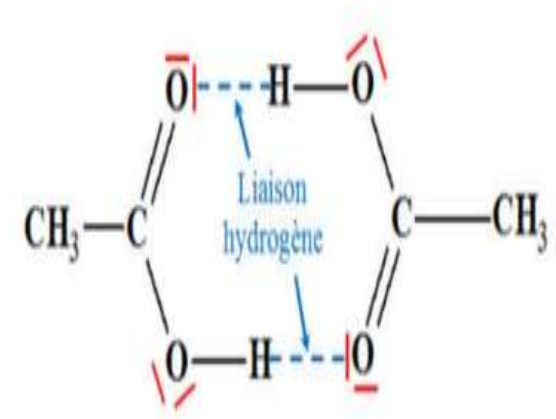
Etat solide

Solide ionique et moléculaire

Un solide ionique est constitué d'un empilement régulier d'anions et de cations dans l'espace.



Un solide moléculaire est constitué d'un empilement régulier de molécules dans l'espace





Les forces intermoléculaires

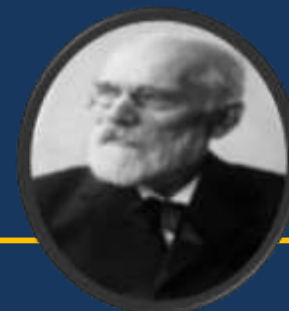
*La liaison chimique, qu'elle soit **covalente** ou **ionique**, assure la cohésion des atomes au sein des édifices moléculaires.*

*L'assemblage de ces entités microscopiques pour former les différents états de la matière, relève de forces plus faibles, qui sont les **forces intermoléculaires***



Les interactions moléculaires à connaître

Force de van der Waals



- De nature électrostatique
- Existe aussi bien dans l'état liquide que dans l'état solide
- Au passage liquide –gaz elle se rompe

Liaison hydrogène

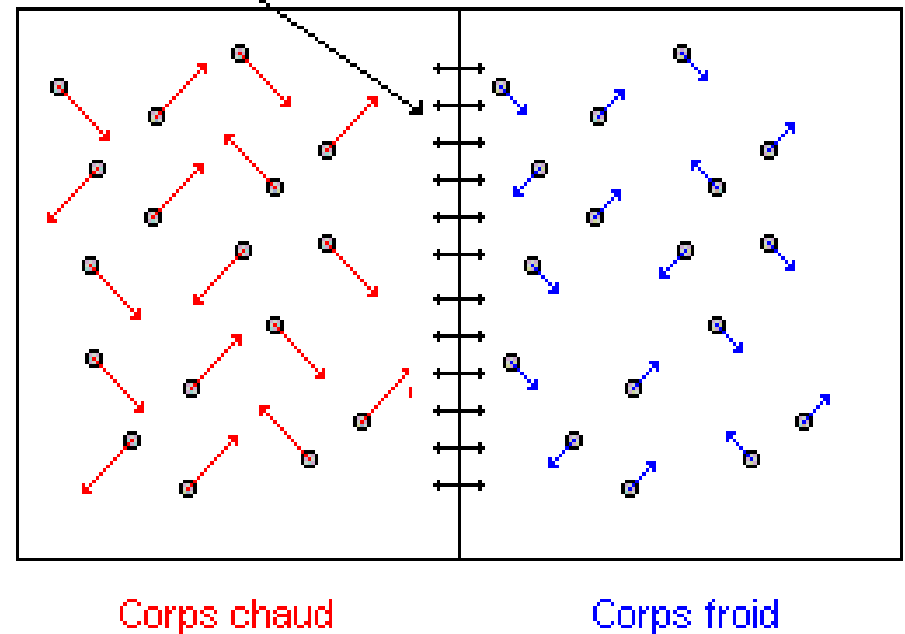
- Entre un hydrogène et un atome très électronégatif
- peut être intramoléculaire ou extra moléculaire (entre un H et un atome électronégatif appartenant à une autre molécule)
- le nombre de liaison H influe sur les températures de fusion et de vaporisation

Transfert thermique

Lorsque deux corps de températures différentes sont en contact, le corps le plus froid reçoit de l'énergie du corps le plus chaud par transfert thermique.

La température du corps chaud diminue et la température du corps froid augmente.

Chocs multiples qui provoquent la propagation de l'énergie du corps chaud vers le corps froid



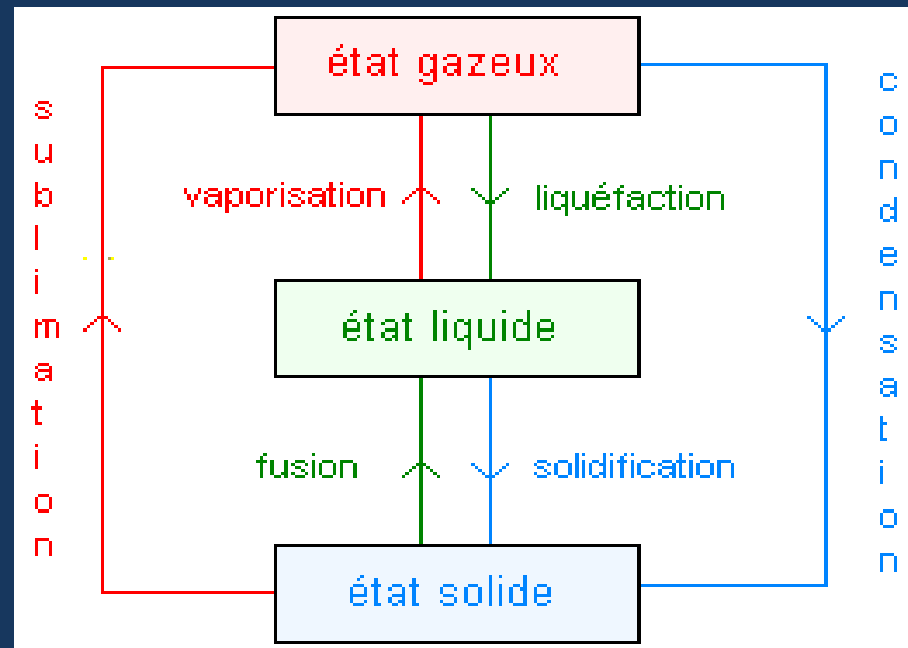


Changement d'état

*Un changement d'état a lieu à **température constante**.*

énergie molaire de changement d'état

On appelle énergie molaire de changement d'état l'énergie reçue ou cédée par une mole de corps pur transformé

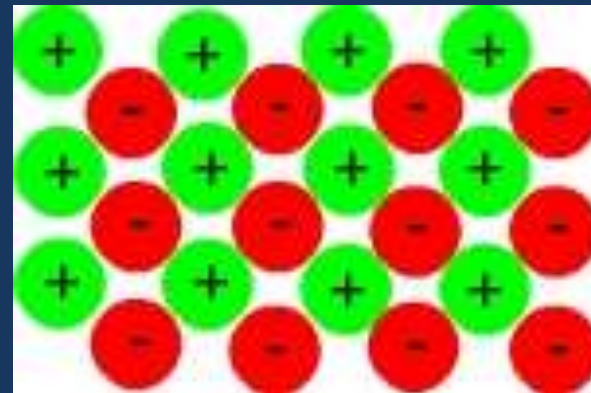




Les solides ioniques

C'est un empilement ordonné de **cations** et d'**anions** dont la cohésion est assurée par la force électrostatique d'attraction qui existe entre eux

Dans un solide ionique
il y a autant de charge +
que de charge -





Les solides moléculaires

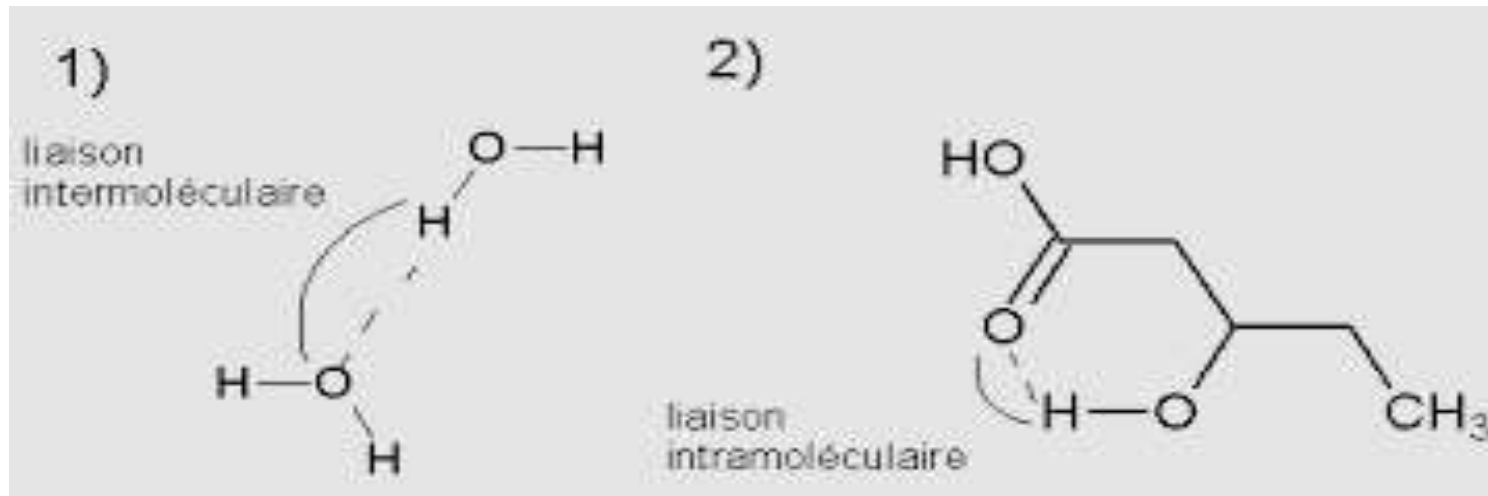
La cohésion des **solides moléculaires** repose sur des **liaisons intermoléculaires**, donc des **liaisons hydrogène** ou des liaisons de **van der Waals**.

Les liaisons hydrogènes et van der Waals ne sont pas des liaisons fortes, comme les liaisons ioniques ou covalentes. **Les solides moléculaires sont ainsi dans l'ensemble plus fragiles que les solides ioniques**. Cela se manifeste par une température de fusion plus basse.

A pression atmosphérique ordinaire, la glace fond à 0 °C.

Le pont d'hydrogène

Un pont hydrogène est une force intermoléculaire ou intramoléculaire qui se forme entre un atome d'hydrogène H relié à un atome très électronégatif (comme O, F ou N), et un atome très électronégatif porteur de doublets non liants (comme O, F ou N).





La molécule d'eau

Un petit rappel sur l'électronégativité

C'est une grandeur qui caractérise sa capacité à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison chimique avec un autre élément.

La différence d'électronégativité entre ces deux éléments détermine la nature de la liaison covalente :

- Liaison non-polaire lorsque la différence est faible
- liaison polaire quand la différence est forte
- liaison ionique quand la différence est tellement forte qu'un des éléments a attiré complètement les électrons , les atomes sont devenus des ions et portent des charges électriques entières.



Molécule polaire et apolaire

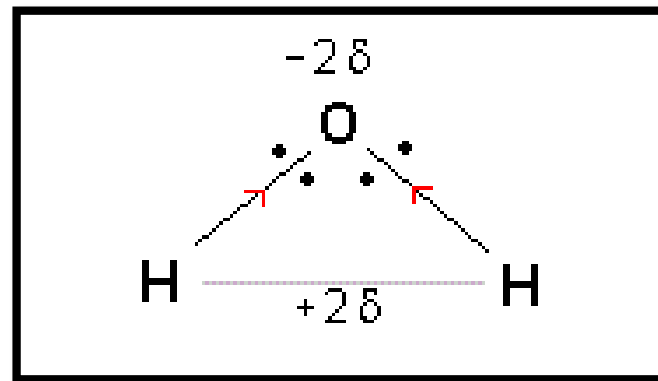
Le caractère polaire ou non d'une molécule dépend de:

- présence de liaisons polarisées
- la géométrie de la molécule.

Lorsque les charges partielles créées par les liaisons polarisées d'une molécule ne s'annulent pas globalement du fait de sa géométrie, cette molécule est dite polaire.

Une molécule qui n'est pas polaire est dite apolaire

La molécule d'eau
est polaire

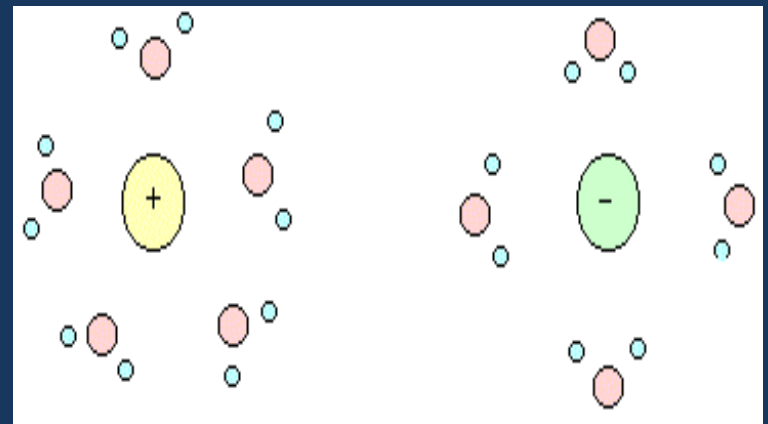




Mécanisme de dissolution d'un solide ionique

La dissolution d'un solide ionique s'effectue en deux étapes

1- Destruction du cristal par les molécules d'eau
(sous l'action des forces électriques)



2- Solvation des ions

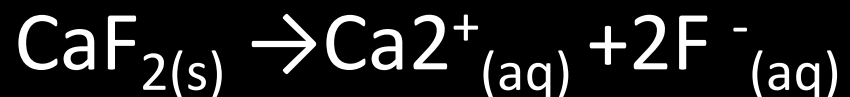
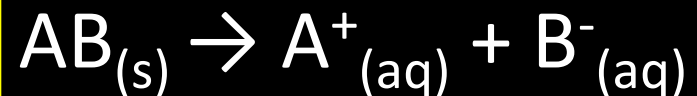
Les ions sont entourés d'un cortège de molécules de solvant qui les isole les uns des autres.

Lorsque le solvant est l'eau la solvation est appelée hydratation.
Les ions hydratés sont notés avec le symbole (aq) en indice



Equation de dissolution

Soit $AB_{(s)}$ un solide ionique constitué de cations A^+ et d'anions B^-
L'équation de dissolution dans l'eau du solide $AB_{(s)}$ s'écrit :





Cas du fluorure de calcium

CaF_2

Une fois dans l'eau le solide se dissocie complètement sous l'effet de la solvation et nous aurons que les ions F^- et Ca^{2+} dans la solution



Concentration initial du solide ionique au moment de la mise en solution

Car chaque molécule de CaF_2 apporte deux ions fluorures en solution



Les solvants apolaires

Un solvant apolaire est un solvant dont le moment dipolaire résultant est nul.

Il peut donc s'agir d'une molécule ne comportant aucun groupement polaire (exemple: cyclohexane) ou d'une molécule comportant des groupements polaires mais dont la géométrie fait que le moment dipolaire s'annule, comme dans le cas du tétrachlorure de carbone.



Application 1

Rappel sur le moment dipolaire

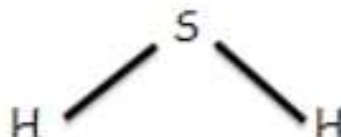
Le moment dipolaire d'une molécule est une mesure vectorielle de sa polarité, résultant d'une séparation des charges positives et négatives. Il est calculé comme le produit de la charge partielle et de la distance qui les sépare $q \cdot d$. la molécule a un moment dipolaire net si les moments des liaisons ne s'annulent pas en raison de sa géométrie, ce qui rend la molécule polaire

1. Pour les trois molécules suivantes :

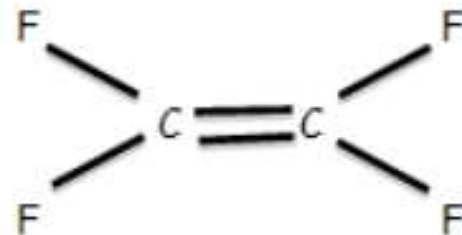
Bromure d'hydrogène :



Sulfure d'hydrogène :



Tétrafluoroéthylène :



Application 1

- Attribuer à chaque atome les charges partielles positives et négatives (notées $+q$ et $-q$) éventuelles.
- Représenter sans souci d'échelle les vecteurs des moments dipolaire associés à chaque liaison entre atomes.
- En déduire la représentation du vecteur du moment dipolaire associé à la molécule.
- Indiquer si la molécule est polaire ou pas en justifiant votre réponse.

Données: Br plus électronégatif que H, S plus électronégatif que H, F plus électronégatif que C.

2. La solubilité du dioxyde de carbone (de géométrie linéaire) dans l'eau est de $0,04 \text{ mol.L}^{-1}$. Celle du dioxyde de soufre (de géométrie coudée) dans l'eau est de 2 mol.L^{-1} .

- Représenter la formule développée de la molécule de dioxyde de carbone et celle de la molécule de dioxyde de soufre.
- Ces molécules sont-elles polaires ou apolaires ? Justifier vos réponses.
- Comment expliquer leur différence de solubilité dans l'eau ?

Donnée supplémentaire : O plus électronégatif que C et S.



Application 1

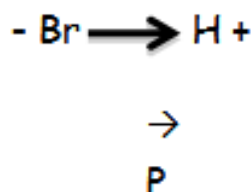
3. Solubilité du méthanol :

- a) Représenter la formule semi-développée du méthanol.
- b) Quelles sont les interactions qui peuvent expliquer la dissolution de la molécule de méthanol dans l'eau ?
- c) Le méthanol est-il plus ou moins soluble que le méthane dans l'eau ? Justifier votre réponse.

Solution

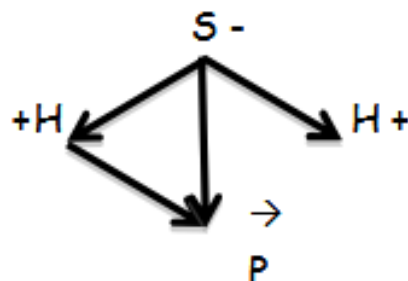
Application 1

1) Bromure d'hydrogène :



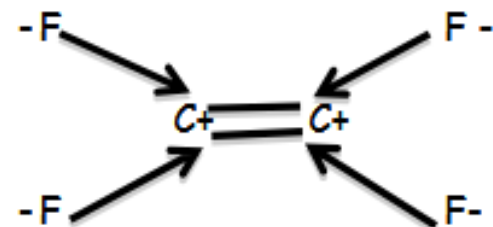
molécule polaire
(moment dipolaire non nul)

Sulfure d'hydrogène :



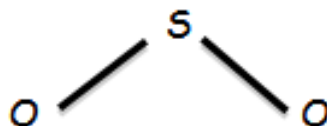
molécule polaire
(moment dipolaire non nul)

Tétrafluoroéthylène :



molécule apolaire
(moment dipolaire nul)

2) a) 1 pts



b) Dioxyde de carbone: apolaire (molécule symétrique), dioxyde de soufre : polaire (molécule coudée) 1 pts

c) Le dioxyde de soufre est plus soluble que le dioxyde de carbone : présence de liaisons de Van der Waals. 0,5 pts



Application 1

3) a) $\text{CH}_3 - \text{OH}$ 0,5 pts

b) Liaisons de Van der Waals et liaisons hydrogènes. 1 pts

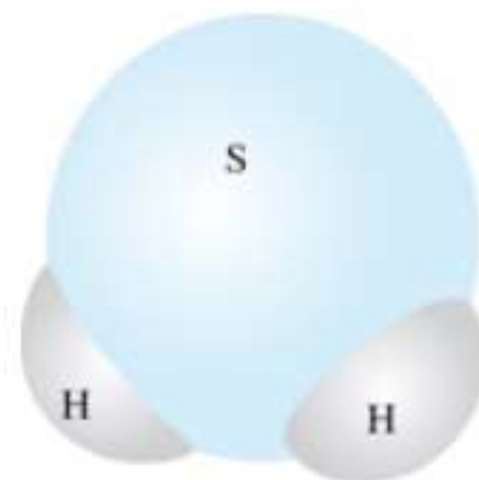
c) Le méthanol est plus soluble (absence des liaisons hydrogènes dans le cas du méthane).
1pts

ature est encore égale à 69°).

Application 2

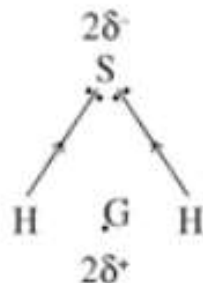
1. Le fluor F est un halogène comme le chlore. La molécule de fluorure d'hydrogène HF est-elle polaire ? Justifier.
2. La molécule de sulfure d'hydrogène H₂S est-elle polaire ?
3. Peut-on dissoudre H₂S dans l'eau ? Dans le cyclohexane ?

Données : $\chi(\text{H}) = 2,2$; $\chi(\text{F}) = 4,0$; $\chi(\text{S}) = 2,6$



Solution

Application 2



1. La liaison entre H et F est polarisée car le fluor a une électronégativité plus élevée que celle de l'hydrogène et attire le doublet d'électron de la liaison vers lui. Une charge partielle δ^- se forme sur l'atome de fluor et une charge partielle δ^+ sur l'hydrogène. Les barycentres de ces charges n'étant pas confondus, la molécule de HF est polaire.

2. La liaison entre le soufre S et l'hydrogène H est polarisée car $\chi(\text{S}) > \chi(\text{H})$. Une charge partielle δ^- se forme donc sur S.

De même, une charge partielle δ^+ se forme sur l'hydrogène. La molécule de H_2S n'ayant pas une géométrie linéaire, le barycentre des charges partielles positives (situé en G) n'est pas confondu avec celui des charges négatives (sur S). H_2S est donc une molécule polaire.

3. H_2S est un composé polaire, il se dissout donc dans un solvant polaire comme l'eau. Il ne se dissout pas dans un solvant apolaire comme le cyclohexane.



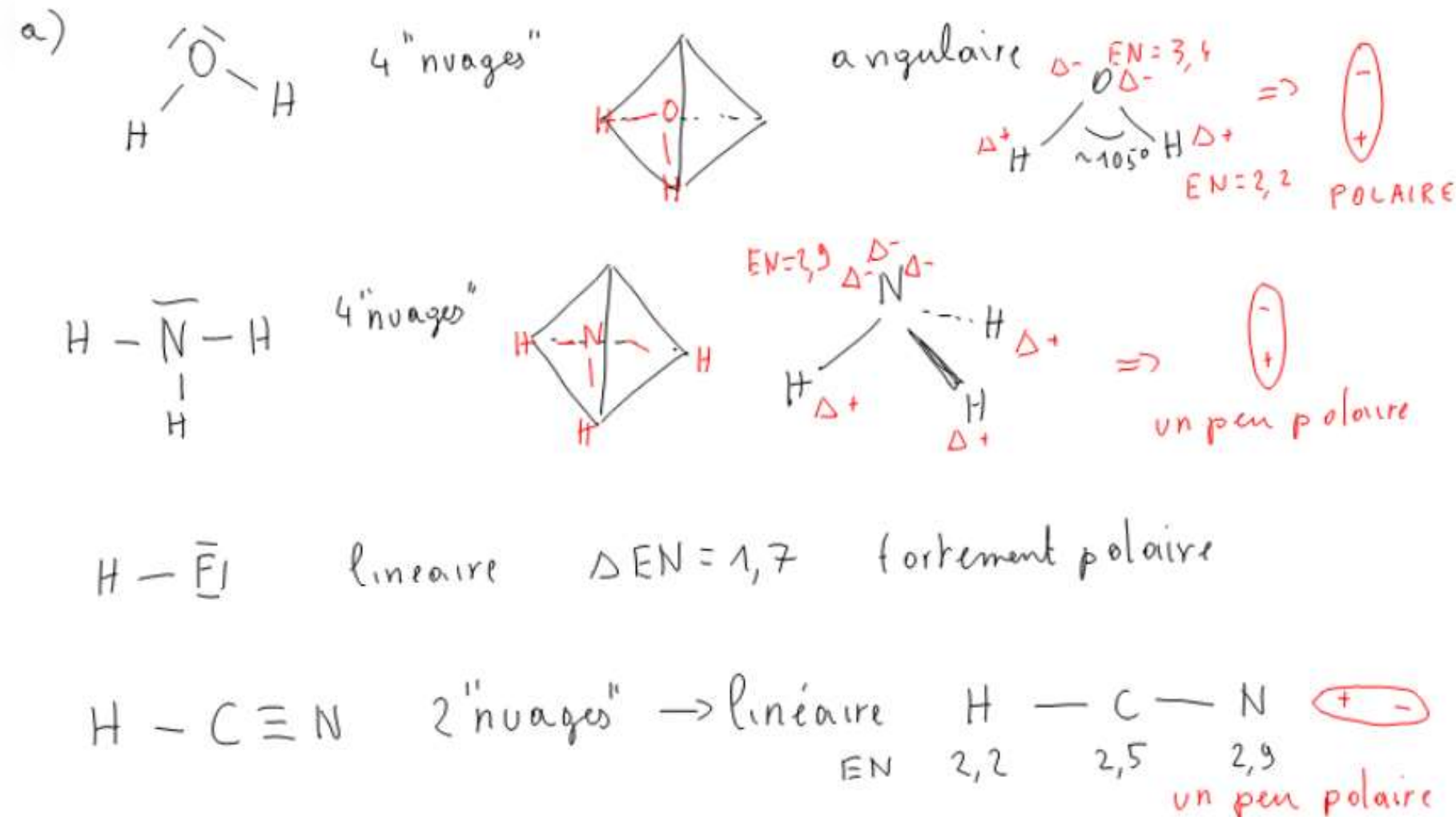
Application 3

Dessiner les formules développées de Lewis des molécules et ions suivants et déduire leur structure et leur polarité.



Solution

Application 3





Application 4

Expliquer pourquoi un jet d'eau est attiré par un bâton d'ébonite chargé négativement. Donner un exemple de substance qui ne serait pas attirée

Solution



Application 4

La molécule d'eau est polaire, le pôle + de la molécule s'oriente du côté de la charge et se trouve ainsi plus proche que le pôle négatif de la molécule, donc plus attiré car la force d'attraction électrostatique diminue avec la distance entre les charges.

CCl_4 est par contre un liquide qui n'est pas attiré car il est formé de molécules non polaires.



Application 5

Partie A : noms et formules des composés ioniques

1. Donner le nom et la formule statistique des solides ioniques constitués : (1,5pts)

- d'ions lithium Li^+ et d'ions bromure Br^-
- d'ions zinc Zn^{2+} et d'ions hydroxyde HO^-
- d'ions fer (III) Fe^{3+} et d'ions sulfate SO_4^{2-}

2. Quelle est la nature des interactions qui assurent la cohésion au sein d'un solide ionique ? (1pt)

Partie B : les étapes de la dissolution (3pts)

Nommer les trois étapes de la dissolution d'un composé ionique dans l'eau, et expliquer chaque étape par UNE phrase courte.

Partie C : équation de la dissolution (1,5pts)

Ecrire les équations de dissolution dans l'eau des espèces ioniques suivantes :

- chlorure de fer (II) $\text{FeCl}_2(s)$
- thiosulfate de potassium $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3(s)$

Solution



Application 5

Partie A : noms et formules des composés ioniques

Ions lithium Li^+ et ions bromure Br^- : LiBr

Bromure de lithium

Ions zinc Zn^{2+} et ions hydroxyde HO^- : $\text{Zn}(\text{OH})_2$

Hydroxyde de zinc

Ions fer (III) Fe^{3+} et ions sulfate SO_4^{2-} : $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

Sulfate de fer (III)

Dans un solide ionique, la cohésion est assurée par les interactions électriques entre les ions.

L'empilement des ions est tel que les interactions attractives soient maximales et les interactions répulsives minimales.

Ces interactions étant très fortes, le solide ionique est très dur et possède une température de fusion très élevée.



Application 5

Partie B : les étapes de la dissolution

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau se déroule en trois étapes :

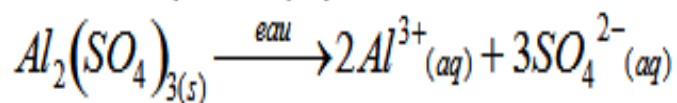
- la dissociation, durant laquelle les molécules d'eau, polaires, viennent arracher les ions à la surface du cristal par attraction électrique.
- la solvation, durant laquelle les molécules d'eau entourent l'ion décroché du cristal, toujours par attraction électrique.
- la dispersion, grandement améliorée par l'agitation de la solution, qui correspond à l'étape où les ions solvatés s'éloignent du cristal et « laissent la place » à d'autres molécules d'eau.

Partie C : équation de dissolution

- $\text{FeCl}_2 (s) \rightarrow \text{Fe}^{2+} (aq) + 2 \text{Cl}^- (aq)$
- $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 (s) \rightarrow 2\text{K}^+ (aq) + \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (aq)$

Application 6

Le sulfate d'aluminium est un solide ionique blanc de formule $Al_2(SO_4)_3$ et de masse molaire $M = 342 \text{ g.mol}^{-1}$. On l'utilise pour le traitement des eaux et en jardinage. On pèse 4,28 g de ce solide avec lequel on réalise une solution aqueuse (S_1) de volume $V_{\text{sol}} = 250 \text{ mL}$. On donne l'équation de la dissolution dans l'eau de ce solide ionique



1. Exprimer puis calculer la concentration molaire c de la solution en soluté apporté. (1pt)
2. Expliquer le rôle de l'eau lors de cette dissolution et faites un schéma de chaque ion dans cette solution aqueuse. (1pt)
3. Exprimer puis calculer les concentrations molaires effectives des ions en solution. (2pts)
4. Détailler le protocole à suivre pour préparer cette solution en précisant le matériel utilisé. (1pt)



Application 6

Pour aller plus loin :

Dans un bécher de capacité convenable, on introduit $V_1 = 25 \text{ mL}$ de la solution S_1 et $V_2 = 25 \text{ mL}$ d'une solution S_2 d'acide sulfurique ($2\text{H}^+_{\text{aq}} + \text{SO}_4^{2-}_{\text{aq}}$), dont la concentration molaire en ion sulfate est $[\text{SO}_4^{2-}] = 50 \text{ mmol.L}^{-1}$. La solution ainsi obtenue (mélange de S_1 et S_2) est une solution S' .

5. Ecrire l'équation de dissolution de l'acide sulfurique dans l'eau. (0,5pt)
6. Calculez la nouvelle concentration molaire en ions sulfate dans la solution S' . (1,5pts)

Solution

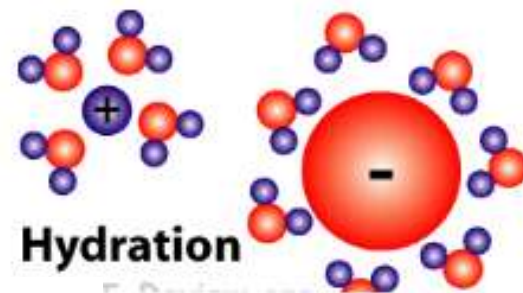
Application 6

1. Concentration c de soluté apporté dans la solution : $c_{\text{soluté apporté}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{sol}}} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M_{\text{soluté}} \cdot V_{\text{sol}}}$

$$\text{A.N. : } c_{\text{soluté apporté}} = \frac{4,28}{342 \times 0,250} = 5,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

2. L'eau, solvant polaire, va dissocier les ions du soluté ionique, les hydrater et les disperser.

3. La dissolution du soluté dans l'eau étant totale, d'après l'équation de dissolution, on peut écrire



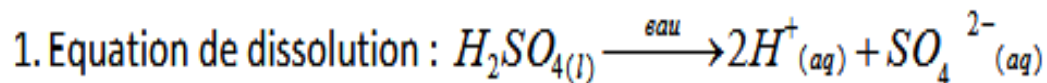
$$n(\text{Al}^{3+}) = 2 \cdot n_{\text{soluté}} \quad \text{donc} \quad [\text{Al}^{3+}] = \frac{n(\text{Al}^{3+})}{V_{\text{sol}}} = \frac{2 \cdot n_{\text{soluté}}}{V_{\text{sol}}} = 2 \cdot c \quad [\text{Al}^{3+}] = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$$

$$n(\text{SO}_4^{2-}) = 3 \cdot n_{\text{soluté}} \quad \text{donc} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n(\text{SO}_4^{2-})}{V_{\text{sol}}} = \frac{3 \cdot n_{\text{soluté}}}{V_{\text{sol}}} = 3 \cdot c \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 1,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$$



Application 6

4. Protocole : peser, à l'aide d'une balance et d'une capsule, une masse de 4,28 g de solide ionique. Verser ce prélèvement dans une fiole jaugée de 250 mL. Rincer la capsule et récupérer dans la fiole les eaux de rinçage. Ajouter de l'eau distillée dans la fiole et agiter afin de dissoudre entièrement le cristal ionique. Une fois la dissolution effectuée, ajouter de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et agiter à nouveau pour homogénéiser.



2. Concentration molaire en ions sulfate dans le mélange :

On détermine la quantité de matière d'ions sulfate provenant des V_1 mL de solution S_1 :

$$n_1 = [SO_4^{2-}] \cdot V_1 \quad \text{avec : } V_1 = 25 \text{ mL et } [SO_4^{2-}] = 1,50 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$$

On détermine la quantité de matière d'ions sulfate provenant des V_2 mL de solution S_2 :

$$n_2 = [SO_4^{2-}]_2 \cdot V_2 \quad \text{avec : } V_2 = 25 \text{ mL et } [SO_4^{2-}]_2 = 50 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

On en déduit :

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n_1 + n_2}{V_{\text{total}}} = \frac{[SO_4^{2-}]_1 V_1 + [SO_4^{2-}]_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

$$\text{A.N : } [SO_4^{2-}] = \frac{1,50 \cdot 10^{-1} \times 25 \cdot 10^{-3} + 50 \cdot 10^{-3} \times 25 \cdot 10^{-3}}{50 \cdot 10^{-3}} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol L}^{-1}$$



Application 7

1. Quelle force est responsable de la cohésion de la matière à l'état solide d'un cristal ionique ?
2. Calculer cette force entre deux ions Ca^{2+} et SO_4^{2-} séparés de $d = 5.10^{-9} \text{ m}$

On considère la molécule de méthanol CH_3OH

3. Donner la représentation de Lewis de la molécule
4. Quelles sont les liaisons les plus polarisées dans la molécule ? Justifier
5. La molécule est-elle polaire ? Justifier en définissant une molécule polaire
6. Définir une liaison hydrogène. Existe-t-il une liaison hydrogène entre deux molécules de méthanol ?
Représenter cette liaison entre deux molécules, si elle existe

Charge élémentaire positive : $e = 1,6.10^{-19} \text{ C}$, la constante de la force électrostatique : $k = 9.10^9 \text{ N.C}^{-2}.\text{m}^2$

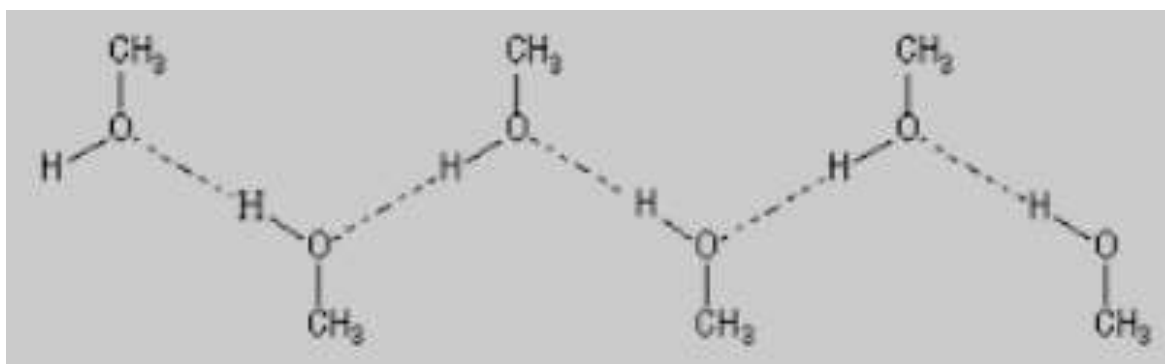
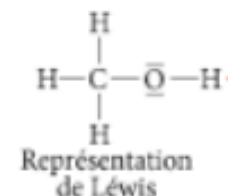
Electronégativité : $\chi(\text{C}) = 2,5$; $\chi(\text{O}) = 3,4$; $\chi(\text{H}) = 2,2$

Solution

Application 7

Correction

1. C'est la force électrique qui maintient la cohésion du cristal **0,5pt**
2. $F_e = k \frac{|q_A q_B|}{d^2}$ ici $q_A = +2e$ et $q_B = -2e$ donc $F_e = 9.10^9 * (2 * 1,6.10^{-19})^2 / (5.10^{-9})^2 = 3,69.10^{-11} \text{ N}$
1pt
3. **0,5pt**
4. Les liaisons les plus polarisées sont celles entre C et O et O et H car la différence d'électronégativité est la plus importante **1pt**
5. La molécule est polaire car les moments dipolaires des liaisons ne se compensent pas (les vecteurs moments dipolaires n'ont pas une somme nulle) **1pt**
6. Une liaison hydrogène existe entre un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif et un autre atome porteur d'un doublet non liant (ou très électronégatif) **1pt**





Application 8

Ecrire les équations de dissolution des équations-bilan suivantes :

1°-Chlorure de Cobalt, de calcium

2°-Sulfate de magnésium

3°- Nitrate de sodium, et de calcium

4°- chlorure d'ammonium

5°- Sulfate de fer (II)

6°- Chlorure de fer (III)

7°- Nitrate de Zinc

8°- Hydroxyde de zn, de cuivre, de fer (II) et (III)

9°- Nitrate de plomb

10°- Sulfate de potassium

Solution



Application 8

