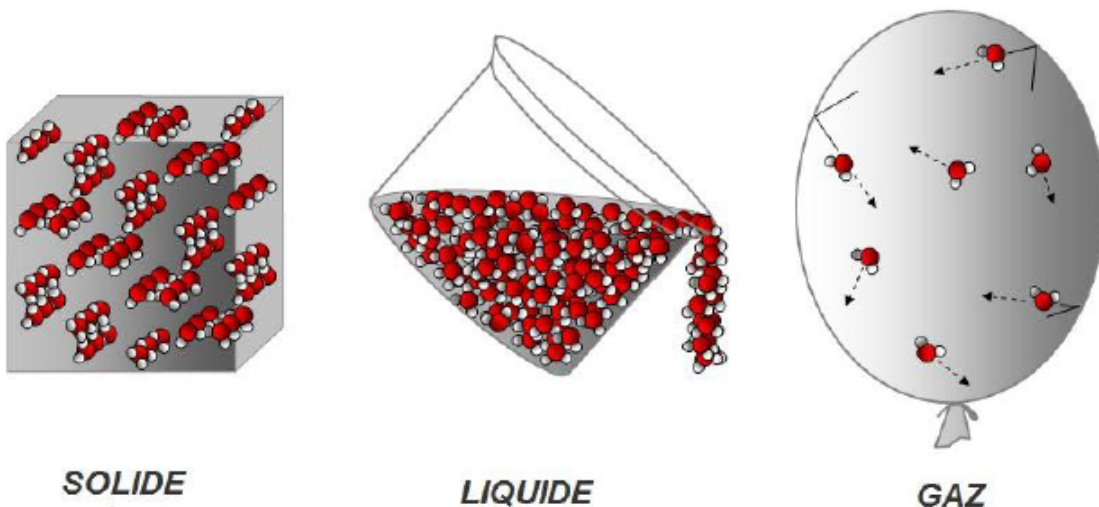


I Les états de la matière

1 Etats gazeux, liquide et solide



Définition

L'état gazeux est caractérisé par des molécules ou des ions très éloignés les uns des autres, c'est-à-dire que la distance les séparant est très supérieure à leur taille et en mouvement constant.

Définition

L'état liquide est caractérisé par des molécules ou des ions en contact les uns des autres et en mouvement constant.

Définition

L'état solide est caractérisé par des molécules ou des ions en contact les uns des autres, dans un empilement régulier et en vibration constante autour d'une position d'équilibre.

2 Solides ioniques et moléculaires

Définition

Un **solide ionique** (ou cristal ionique) est un empilement régulier d'anions et de cations dans l'espace. Il est électriquement neutre. Sa formule, dite formule statistique, indique la nature et la proportion des ions présents.

Exemple : Le solide ionique chlorure de sodium NaCl (s) est constitué d'ions Na^+ et Cl^-

Définition

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

Exemple : Le diiode I_2 (s) est constitué de molécules de diiode I_2 .

II Les molécules polaires

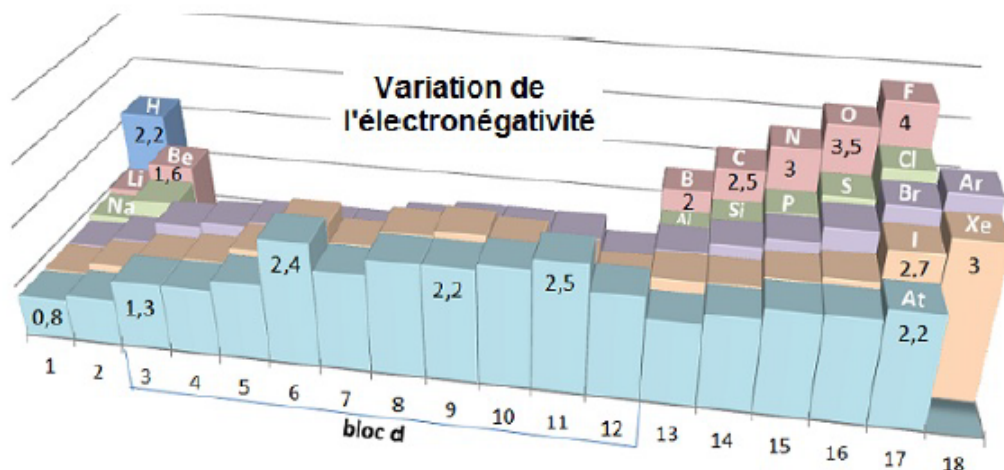
1 Polarité d'une liaison et dipôle électrique

Dans les solides moléculaires, les atomes sont liés par des liaisons covalentes. Lorsque les deux atomes sont identiques, la paire d'électrons formant la liaison est répartie de manière symétrique entre les deux atomes. Cependant, certains atomes ont plus ou moins tendance à attirer les électrons de la liaison covalente à eux : on dit que ces atomes sont plus électronégatifs.

Dans ce cas, le doublet d'électron n'est pas localisé entre les deux atomes mais il est plus fortement attiré par un atome que par l'autre : Il se forme alors un dipôle électrique : c'est un ensemble de deux charges électriques q , égales et de signes contraires, placées à une distance fixe l'un de l'autre. La liaison est alors appelée liaison covalente polarisée.

L'électronégativité varie avec la place d'un élément dans la classification périodique.

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



Le fluor (F) est l'élément le plus électronégatif et le césium (Cs) est l'élément le moins électronégatif.

Une liaison est polarisée si les deux atomes ont des électronégativités différentes. Plus la différence d'électronégativité est importante, plus la liaison est polarisée.

2 Polarité d'une molécule

Une molécule diatomique constituée de deux atomes identiques est apolaire.

Une molécule diatomique constituée de deux atomes différents est polaire.

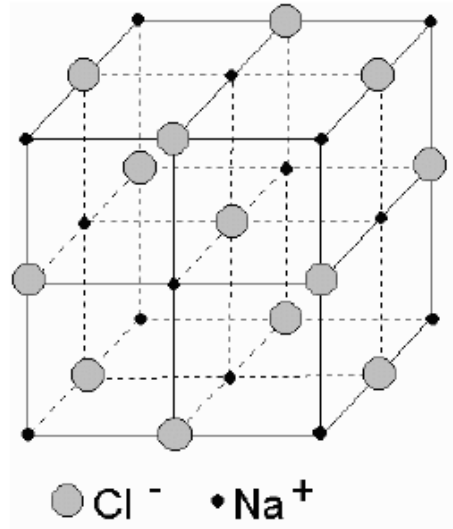
Une molécule polyatomique est polaire :

- si elle présente une liaison polarisée.
- et si le barycentre de ses charges négatives n'est pas confondu avec celui de ses charges positives.

III Cohésion des solides

1 Les solides ioniques

Dans un cristal ionique, chaque ion s'entoure d'ions de signes opposés. La cohésion des solides ioniques est assurée par une interaction électrostatique selon la loi de Coulomb. L'empilement des ions est tel que les attractions électriques entre anions et cations soient maximales et les répulsions entre ions de même charge minimales. Les ions d'un solide ionique étant fixes, il est un isolant électrique.



2 Les solides moléculaires

La cohésion des solides moléculaires est assurée par deux types d'interactions intermoléculaires :

- les interactions de Van der Waals ;
- les liaisons hydrogène.

a Les interactions de Van der Waals

Définition

Les interactions de Van der Waals sont des interactions entre dipôles électriques.

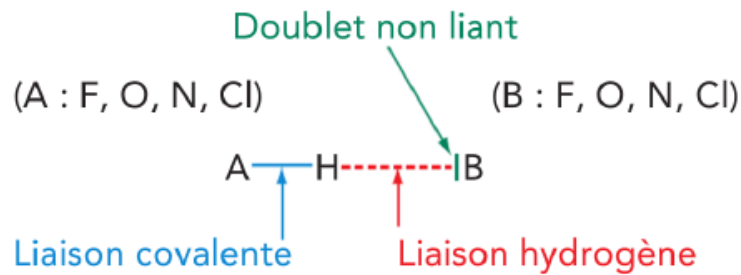
Exemple :

- Molécule de I - Cl : dipôle permanent
- Molécule de I₂ : dipôle instantané

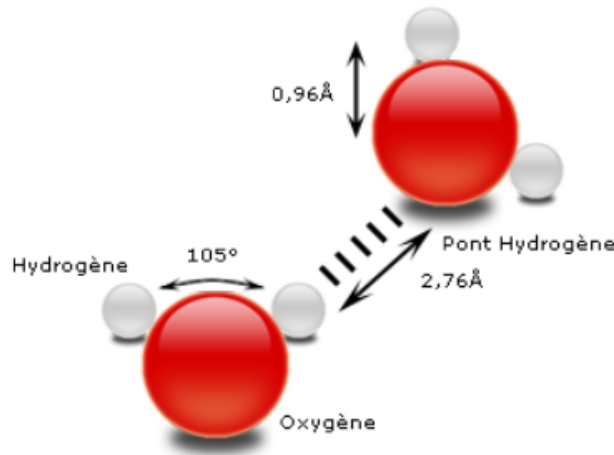
b La liaison hydrogène

Définition

Une liaison hydrogène se forme lorsqu'un atome d'hydrogène, lié à un atome A très électronégatif, interagit avec un atome B, également très électronégatif et porteur d'un doublet non liant (O, N, Cl, F). Cette liaison est notée en pointillé et les trois atomes concernés sont alignés.



Ex : Liaison hydrogène entre deux molécules d'eau :



La liaison hydrogène correspond, ici, à une interaction électrostatique entre l'atome d'hydrogène, qui porte un excès de charge partielle positive, et le doublet non liant d'un atome d'oxygène.

Remarques :

Les liaisons hydrogènes sont plus intenses que les liaisons de Van der Waals mais beaucoup moins intense qu'une liaison covalente. Les interactions qui assurent la cohésion des solides moléculaires sont plus faibles que celles qui assurent la cohésion des solides ioniques

IV La dissolution

1 Dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire

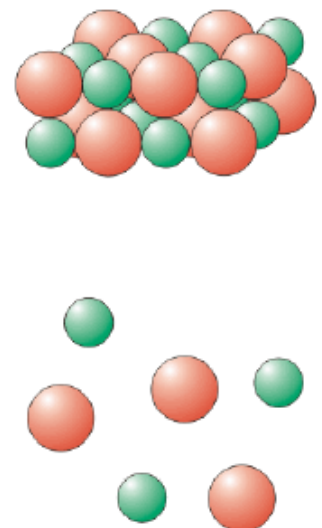
a Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

Etape 1 : dissociation du solide ionique

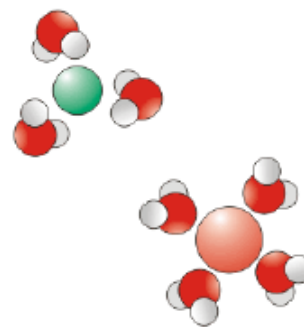
Un cristal ionique, constitué d'ions liés par des forces électrostatiques (1er schéma), en étant en contact avec l'eau commence à se dissoudre. Pour nous, à l'œil nu, il semble "disparaître" dans l'eau. En fait, le cristal est en cours de destruction : les ions sont séparés les uns des autres par le solvant. Ils se libèrent dans le liquide, chacun de leur côté : ils sont trop petits pour être visibles individuellement (2ème schéma).

Etape 2 : hydratation (ou solvatation) des ions

La molécule d'eau étant polarisée, elle s'associe aux ions positifs



par son côté Oxygène, " " négatif", et aux ions négatifs par ses côtés Hydrogène, " positif". Cela s'appelle l'hydratation (3ème schéma). Ils peuvent s'entourer de deux à dix molécules d'eau.

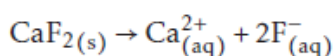
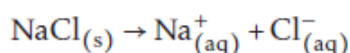


Etape 3 : dispersion des ions

Sous l'effet de l'agitation thermique, les ions hydratés s'éloignent peu à peu les uns des autres. Ils se dispersent dans le solvant.

b Equation d'une réaction de dissolution dans l'eau

Lors de la mise en solution aqueuse du solide ionique, l'eau dont nous verrons les propriétés plus loin, détruit le cristal. On écrira provisoirement par exemple :



Les ions hydratés sont notés avec le symbole (aq) en indice.

Remarque : la solvation des ions se réalise dans tout solvant polaire (eau, éthanol, acétone, ...). Le chlorure de cobalt se dissout en colorant le solvant de deux façons différentes : rouge dans l'eau, bleu dans l'éthanol. En revanche les solides ioniques sont insolubles dans les solvants apolaires : cyclohexane, dichlorométhane, toluène ...

2 Dissolution d'un solide moléculaire dans un solvant

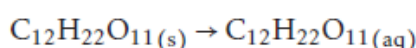
a Dissolution d'un solide moléculaire polaire

Pour s'en convaincre, il suffit de comprendre qu'il s'établit des interactions de Van der Waals entre les molécules du solvant et celles du soluté.

Ex : les molécules d'acétone (polaires) se dissolvent bien dans les molécules d'eau (polaires).

Parfois, il est nécessaire de former des liaisons hydrogène, entre les molécules du solvant et celles du soluté.

Ex : C'est le cas du saccharose (polaire) très soluble dans l'eau (polaire).



b Dissolution d'un solide moléculaire apolaire

Ex : la molécule de diiode I_2 , peu soluble dans l'eau, est très soluble dans le cyclohexane C_6H_6 , solvant apolaire.

V Effets des transferts thermiques

Agitation thermique :

Les molécules ou les ions empilés dans un état solide ne sont pas rigoureusement immobiles. Ils sont animés d'un mouvement de vibration appelé agitation thermique. Une élévation de température est liée à une augmentation de l'agitation thermique des molécules ou des ions.

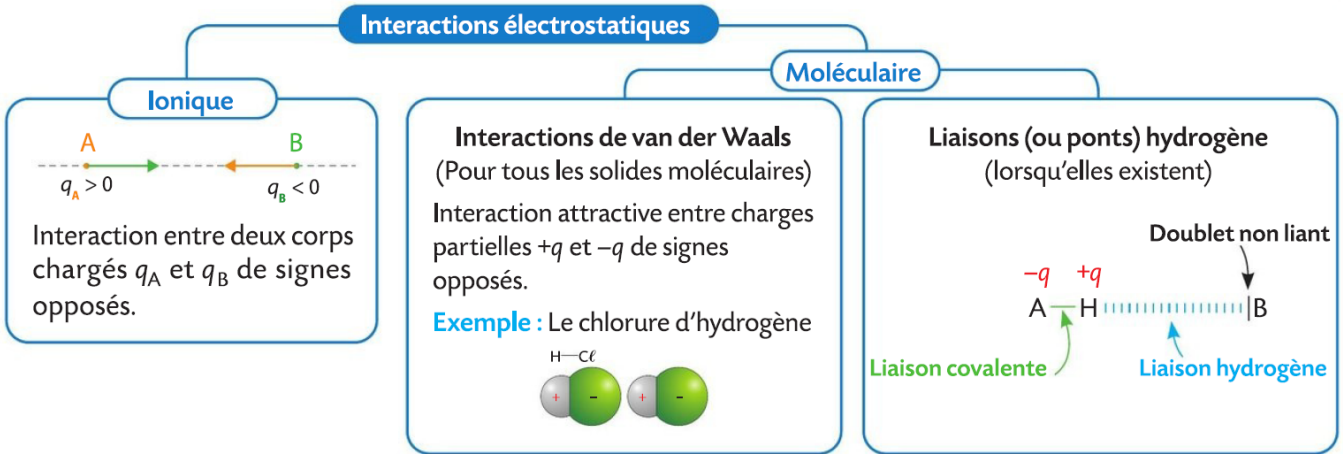
Transfert thermique et température :

Lorsque deux corps de températures différentes sont mis en contact, le corps le plus froid reçoit de l'énergie du corps le plus chaud par un transfert thermique. Le transfert cesse quand les deux corps sont à la même température.

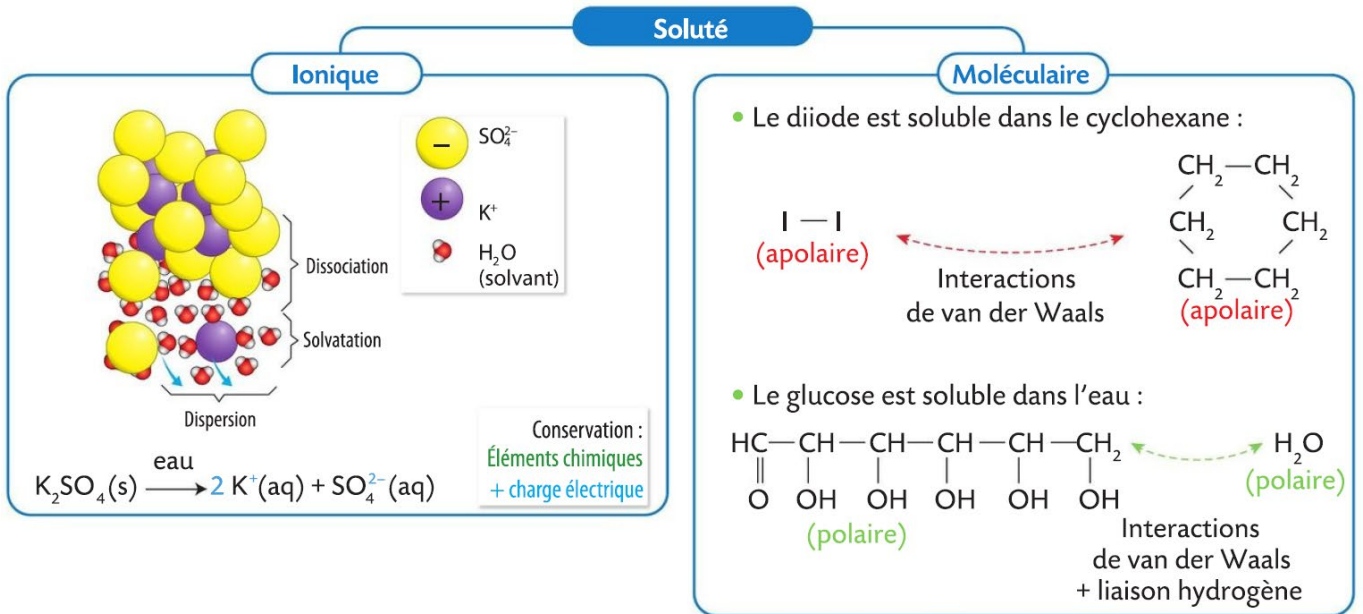
Transfert thermique et changement d'état :

Lors d'un changement d'état, la température d'un corps pur reste constante. Si un corps pur reçoit de l'énergie par transfert thermique, alors il passe à un état moins ordonné (du solide au liquide puis au gaz); il cède de l'énergie dans le cas contraire (du gaz au liquide puis au solide)

La cohésion d'un solide ionique ou moléculaire



La solubilité d'une espèce chimique

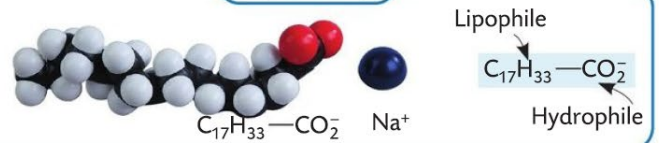


Concentration en quantité de matière des ions en solution

$$[K^+] = \frac{n(K^+)}{V_{\text{solution}}} = \frac{2n(K_2SO_4)}{V_{\text{solution}}}$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n(SO_4^{2-})}{V_{\text{solution}}} = \frac{n(K_2SO_4)}{V_{\text{solution}}}$$

Les savons



L'extraction par solvant d'une espèce en solution

Extraction

- L'espèce à extraire est plus soluble dans S_2 que dans S_1 .
- S_1 et S_2 sont non-miscibles entre eux.
- S_2 présente un danger minimal pour la santé et l'environnement.

Séparation liquide-liquide

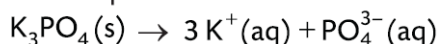
Décantation

Exercice 01

Un additif alimentaire

| Mobiliser et organiser ses connaissances ; proposer un modèle.

Le phosphate de potassium, solide blanc de formule $K_3PO_4(s)$, est utilisé dans l'industrie alimentaire comme additif. On lui assigne le code E340 (iii). L'équation de la réaction de la dissolution de ce solide ionique dans l'eau s'écrit :



- Établir la relation entre les concentrations en quantité de matière des ions et la quantité n_0 de phosphate de potassium à dissoudre.



> Échantillon de phosphate de potassium

Exercice 02

Un traitement de l'eau d'une piscine

| Mobiliser et organiser ses connaissances ; utiliser un modèle pour expliquer.

Le chlorure de sodium $NaCl(s)$ peut être utilisé dans les piscines pour produire du dichlore qui empêche le développement des bactéries. Il est constitué d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorure Cl^- .

- Expliquer la grande solubilité du chlorure de sodium dans l'eau.

Données

• Électronégativités :
 $\chi(H) = 2,2$; $\chi(O) = 3,4$.

- Modèle de la molécule d'eau :



> Piscine traitée au chlorure de sodium.

Exercice 03

À propos du sulfate de sodium

Le sulfate de sodium est un solide ionique de formule $Na_2SO_4(s)$. Il est souvent utilisé dans la fabrication des détergents et dans le traitement de la pâte à papier.

On prépare une solution de sulfate de sodium en dissolvant une masse $m = 2,5 g$ de $Na_2SO_4(s)$ dans de l'eau. Le volume de la solution obtenue est $V = 200 mL$.

- Quelle est la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté c et les concentrations en quantité de matière des ions $[Na^+]$ et $[SO_4^{2-}]$?
- En déduire les valeurs de $[Na^+]$ et $[SO_4^{2-}]$.

Données : masses molaires : $M_{Na} = 23,0 g \cdot mol^{-1}$; $M_O = 16,0 g \cdot mol^{-1}$; $M_S = 32,0 g \cdot mol^{-1}$.



Exercice 04

Équations de dissolution dans l'eau

Écrire l'équation de dissolution dans l'eau :

- du chlorure de sodium $NaCl(s)$;
- du chlorure de cobalt $CoCl_2(s)$;
- du chlorure d'aluminium $AlCl_3(s)$;
- du sulfate de fer (II) $FeSO_4(s)$;
- du bromure de fer (III) $FeBr_3(s)$;
- du thiosulfate de sodium $Na_2S_2O_3(s)$;
- de l'hydroxyde de sodium $NaOH(s)$;
- du sulfate d'aluminium $Al_2(SO_4)_3(s)$.

Données : noms et formules de quelques ions :

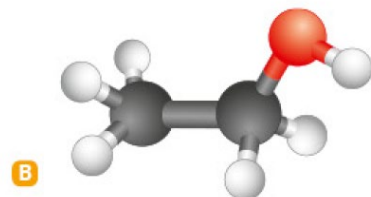
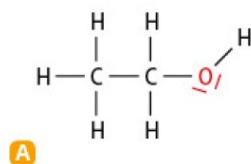
Anions		Cations	
ion sulfate	SO_4^{2-}	ion cobalt	Co^{2+}
ion bromure	Br^-	ion aluminium	Al^{3+}
ion thiosulfate	$S_2O_3^{2-}$	ion fer (II)	Fe^{2+}
ion hydroxyde	HO^-	ion fer (III)	Fe^{3+}

Exercice 05

Espèces miscibles en toutes proportions

Lorsqu'on dit que l'éthanol et l'eau sont « miscibles en toutes proportions », cela signifie que l'on peut mélanger autant d'eau et d'éthanol que l'on veut. À la fin on n'obtiendra toujours qu'une seule phase. La formule **A** et le modèle moléculaire **B** de la molécule d'éthanol sont donnés ci-dessous.

Comment justifier la très grande miscibilité de l'éthanol avec l'eau ?



Exercice 06

Mode d'action d'un tensioactif

Construire les étapes d'une résolution de problème.

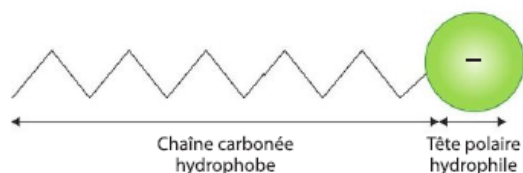
Un adolescent dépose dans le bac à linge un T-shirt particulièrement sale.



- Comment une lessive contenant des tensioactifs enlève-t-elle toutes ces taches ? Justifier à l'aide de schémas.

A Structure d'un tensioactif

Un tensioactif possède une tête hydrophile, et une longue chaîne carbonée, lipophile et hydrophobe. Son action est identique à celle d'un savon.



B Les constituants des taches

Les salissures d'origine organique (huiles, graisses, etc.) sont composées essentiellement d'espèces chimiques contenant les éléments chimiques carbone C et hydrogène H.

Les salissures d'origine minérale (terre, rouille) contiennent essentiellement de l'eau H_2O et des ions tels que les ions calcium Ca^{2+} , sodium Na^+ , hydroxyde OH^- , fer (II) Fe^{2+} ou nitrate NO_3^- .

Donnée

- Modèle de la molécule d'eau :



Exercice 07

Du soufre dans les hydrocarbures

Mobiliser et organiser ses connaissances ; exploiter des informations ; formuler des hypothèses.

Les alcanethiols de formule générale $C_nH_{2n+1}SH$ sont présents dans les pétroles riches en soufre et doivent être éliminés au cours du processus de raffinage. Ils ont une forte odeur désagréable et sont utilisés comme additif dans le gaz de ville afin de faciliter la perception d'une fuite.



- Formuler une hypothèse sur l'évolution de la solubilité des alcanethiols dans l'eau.

Données

- Électronégativités : $\chi(H) = 2,2$; $\chi(C) = 2,6$; $\chi(O) = 3,4$; $\chi(S) = 2,6$.
- La liaison C—H est peu polarisée.
- Modèle de l'eau :



Données

Nom	Modèle	Solubilité dans l'eau ($g \cdot L^{-1}$)
Méthanethiol		23,3
Éthanethiol		6,8
Butan-1-thiol		0,6

Exercice 01

On établit un tableau d'avancement de la réaction de dissolution :

Équation chimique		$K_3PO_4(s) \rightarrow 3K^+(aq) + PO_4^{3-}(aq)$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière (en mol)		
		$n(K_3PO_4)$	$n(K^+)$	$n(PO_4^{3-})$
État initial	$x = 0$	n_0	0	0
État final	$x = x_{max}$	$n_0 - x_{max} = 0$	$3x_{max}$	x_{max}

On écrit les concentrations finales en utilisant l'expression des quantités données dans l'état final :

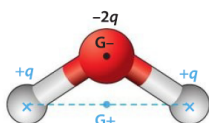
$$[K^+] = \frac{n(K^+)}{V_{solution}} = \frac{3x_{max}}{V_{solution}} = \frac{3n_0}{V_{solution}}$$

$$[PO_4^{3-}] = \frac{n(PO_4^{3-})}{V_{solution}} = \frac{x_{max}}{V_{solution}} = \frac{n_0}{V_{solution}}$$

Exercice 02

Le chlorure de sodium étant composé d'ions sodium Na^+ et d'ions chlorure Cl^- , on en conclut qu'il s'agit d'un solide ionique.

Dans la molécule d'eau, la liaison O—H est polarisée, cela entraîne l'apparition d'une charge partielle +q sur l'atome d'hydrogène et d'une charge partielle -q sur l'atome d'oxygène, car $\chi(H) < \chi(O)$.



La molécule d'eau étant coudée, les centres des charges positives G^+ et négatives G^- ne sont pas confondus : c'est donc une molécule polaire.

Un solide ionique se dissout facilement dans un solvant polaire, donc le chlorure de sodium se dissout facilement dans l'eau.

Exercice 03

23 1. L'équation de dissolution dans l'eau est :



D'après l'équation de dissolution :

$$n(Na_2SO_4) = n(SO_4^{2-}(aq))$$

$$\text{et } n(Na^+(aq)) = 2 \times n(Na_2SO_4).$$

En divisant pas V les expressions :

$$\frac{n(Na_2SO_4)}{V} = \frac{n(SO_4^{2-}(aq))}{V}$$

$$\text{et } \frac{n(Na^+(aq))}{V} = 2 \times \frac{n(Na_2SO_4)}{V}$$

$$c = [SO_4^{2-}] \text{ et } [Na^+(aq)] = 2c.$$

$$\text{Donc } [Na^+] = 2c = 2[SO_4^{2-}].$$

$$2. c = \frac{n(Na_2SO_4)}{V} \text{ et } n(Na_2SO_4) = \frac{m}{M(Na_2SO_4)}$$

$$c = \frac{m}{V \times M(Na_2SO_4)}$$

Application numérique :

$$c = \frac{2,5}{(200 \times 10^{-3} \times (2 \times 23,0 + 32,0 + 4 \times 16,0))}$$

$$= 8,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

$$\text{Donc } [SO_4^{2-}] = c = 8,8 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ et } [Na^+(aq)] = 2c = 2 \times 8,80 \times 10^{-2} = 1,8 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Exercice 04

- 13 1. $NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$
2. $CoCl_2(s) \rightarrow Co^{2+}(aq) + 2Cl^-(aq)$
3. $AlCl_3(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3Cl^-(aq)$
4. $FeSO_4(s) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
5. $FeBr_3(s) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + 3Br^-(aq)$
6. $Na_2S_2O_3(s) \rightarrow 2Na^+(aq) + S_2O_3^{2-}(aq)$
7. $NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + HO^-(aq)$
8. $Al_2(SO_4)_3(s) \rightarrow 2Al^{3+}(aq) + 3SO_4^{2-}(aq)$

Exercice 05

► Miscibilité et solubilité

15 Les liaisons C—H de la molécule d'éthanol sont très faiblement polarisées car les électronégativités du carbone et de l'hydrogène sont proches : $\chi_C = 2,6$ et $\chi_H = 2,2$ et $\Delta\chi = 0,4$.

La liaison C—O est polarisée car $\chi_C = 2,6$ et $\chi_O = 3,4$ et $\Delta\chi = 0,8$.

La liaison O—H est polarisée car $\chi_O = 3,4$ et $\chi_H = 2,2$ et $\Delta\chi = 1,2$.

L'atome d'oxygène porte deux charges partielles négatives et le carbone et l'hydrogène portent une charge partielle positive.

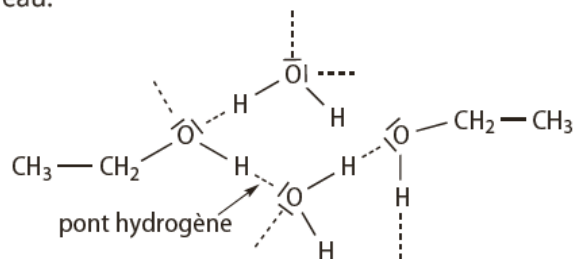
En raison de la structure de la molécule d'éthanol, la position du barycentre des charges partielles positives G^+ n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives G^- , la molécule est donc polaire.

L'eau est aussi une molécule polaire, il existe donc, entre les molécules d'eau et d'éthanol des

interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés.

De plus des ponts hydrogène peuvent se former entre les atomes d'hydrogène et d'oxygène des deux molécules.

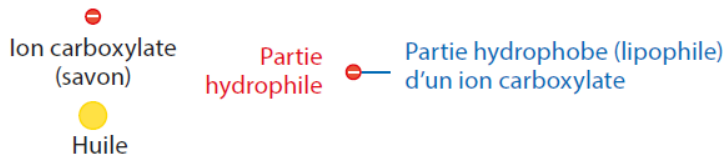
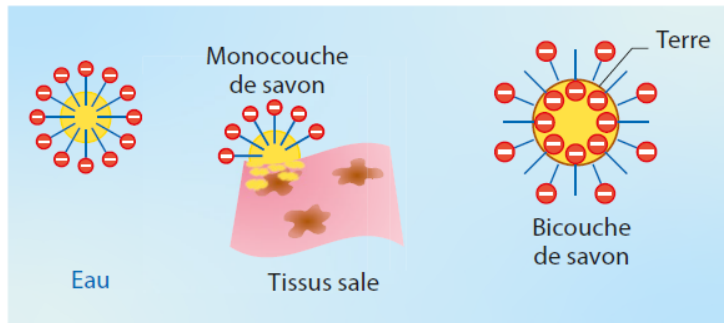
Ces deux types d'interactions attractives (interactions entre charges partielles et ponts hydrogène) expliquent la grande miscibilité de l'éthanol dans l'eau.



Exercice 06

Mode d'action d'un tensioactif

Le tensioactif, grâce à sa tête hydrophile et sa chaîne carbonée lipophile, peut enlever les taches de graisse ou d'huile en formant une monocouche et celles de rouille ou de terre, en formant une bicouche (voir schéma suivant).



Une monocouche de savon entoure une goutte d'huile (hydrophobe)
Une bicouche de savon entoure une salissure de terre (hydrophile)

Exercice 07

27 Du soufre dans les hydrocarbures (20 min)

Les alcanethiols sont apolaires compte tenu des faibles différences d'électronégativité entre les atomes constitutifs. De plus, l'atome d'hydrogène porté par le soufre ne peut pas être engagé dans une liaison hydrogène.

La molécule d'eau possède des liaisons O-H polarisées et, vu la géométrie de la molécule, le barycentre des charges partielles positives et négatives ne sont pas confondus : la molécule d'eau est polaire et elle peut réaliser des liaisons hydrogène grâce au H porté par O et aux doublets non-liants portés par O.

Les alcanethiols sont donc très peu solubles dans l'eau. La longueur de la chaîne carbonée des alcanethiols joue sur le caractère hydrophobe des alcanethiols : plus la chaîne carbonée est longue et moins l'alcanethiol est soluble dans l'eau.