

Interactions intermoléculaires

Plan du cours

I	Géométrie des molécules	3
II	Polarité	4
II.1	Charge partielle	4
II.2	Moment dipolaire d'une liaison.	4
II.3	Moment dipolaire d'une molécule	5
III	Interactions entre deux molécules	6
III.1	Interactions de van der Waals	6
III.2	Liaison hydrogène	7
IV	Conséquences macroscopiques des interactions intermoléculaires	8
IV.1	Changement d'état des corps purs	8
IV.2	Solutions et mélanges	11

Ce que vous devez savoir et savoir faire

- ▷ Savoir qualitativement que la géométrie d'une molécule est contrainte par la répulsion entre doublets d'électrons.
- ▷ Expliquer l'origine physique du moment dipolaire.
- ▷ Déterminer la direction et le sens du moment dipolaire d'une liaison.
- ▷ Déterminer la direction et le sens du moment dipolaire d'une molécule dont la géométrie est fournie.
- ▷ Connaître les différents types d'interactions faibles entre molécules.
- ▷ Lier qualitativement la valeur plus ou moins grande des forces intermoléculaires à la polarité et la polarisabilité des molécules.
- ▷ Citer l'ordre de grandeur de l'énergie d'une liaison de van der Waals et d'une liaison hydrogène.
- ▷ Prévoir ou interpréter les propriétés physiques de corps purs par l'existence d'interactions de van der Waals ou de liaisons hydrogène intermoléculaires.
- ▷ Interpréter des différences de solubilité ou de miscibilité entre espèces chimiques dans un solvant.
- ▷ Expliquer qualitativement le mécanisme microscopique de mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.
- ▷ Comparer deux solvants en terme de polarité, proticité et pouvoir dispersif.
- ▷ Justifier le choix d'un solvant adapté à la dissolution d'une espèce donnée, à la réalisation d'une extraction et aux principes de la chimie verte.

Questions de cours pour les colles

- ▷ Citer un ordre de grandeur de la longueur et de l'énergie d'une liaison covalente (révision chapitre AM3), d'une liaison de van der Waals et d'une liaison hydrogène.
- ▷ Expliquer l'origine physique du moment dipolaire d'une liaison et l'illustrer sur un exemple de votre choix. L'exemple du cours est celui de la molécule H-Cl.
- ▷ Citer les différents types d'interactions faibles entre molécules, donner qualitativement leur origine physique et l'ordre de grandeur de l'énergie des liaisons faibles.
- ▷ Expliquer qualitativement le mécanisme microscopique de mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique et l'interpréter en termes de polarité, pouvoir dispersif et proticité du solvant.

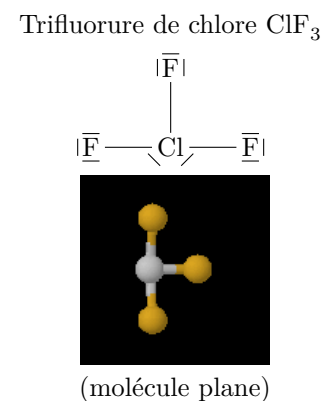
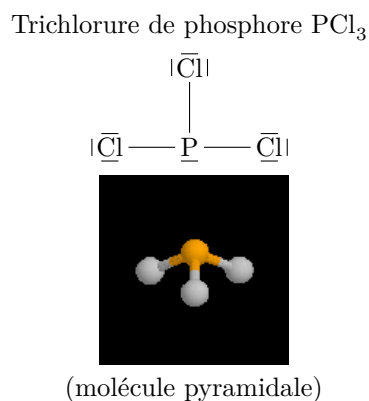
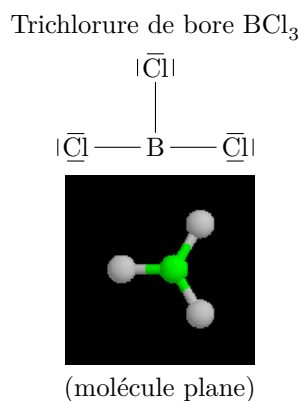
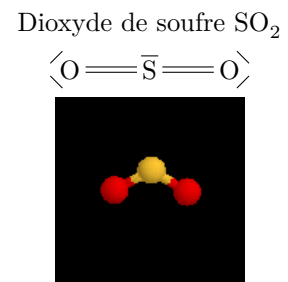
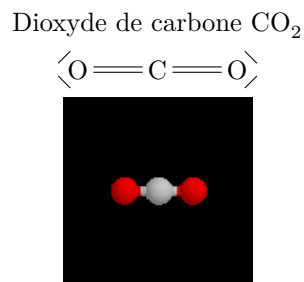
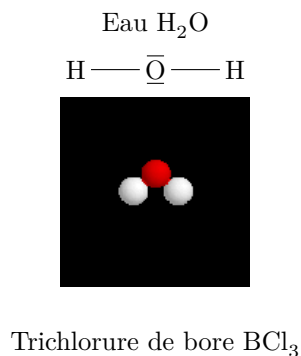
Un des objectifs principaux de la physique et de la chimie est d'expliquer comment l'architecture microscopique de la matière, c'est-à-dire l'organisation des atomes et des molécules, explique ses propriétés macroscopiques. Un bon nombre de propriétés sont dues aux interactions intermoléculaires, abordées dans ce chapitre.

La meilleure preuve de l'existence de forces entre les molécules est l'existence de phase condensées, solides ou liquides, qui prouve qu'il existe des forces attractives qui maintiennent les molécules. L'existence de ces forces a également été observée dans les gaz à la fin du XIX^e siècle par Johannes van der Waals, qui leur a donné son nom.

I - Géométrie des molécules

Généralement, la géométrie des molécules est déterminée par spectroscopie, dont les principes physiques reposent sur la polarité des molécules. On raisonne ici à l'envers, puisque l'on va partir de résultats sur la géométrie des molécules pour comprendre la notion de moment dipolaire.

Exemples :



Observations :

Espace 1

Généralisation :

La géométrie d'une molécule est celle qui minimise les forces de répulsion entre doublets d'électrons, c'est-à-dire celle pour laquelle les distances entre doublets sont maximales.

Corollaire :

Espace 2

Ces observations ont été formalisées en 1957 par le chimiste canadien Ronald Gillespie, qui a établi des règles empiriques permettant de déterminer la géométrie de molécules simples en fonction du nombre de doublets entourant l'atome central.

II - Polarité

II.1 - Charge partielle

Raisonnons pour fixer les idées sur une molécule diatomique de chlorure d'hydrogène,



Rappelons les propriétés essentielles décrites au chapitre précédent :

- ▷ du point de vue de la *configuration électronique*, le doublet liant est considéré comme complètement partagé, et tout se passe donc comme si l'atome d'hydrogène et l'atome de chlore avaient une couche externe pleine ;
- ▷ du point de vue de la *charge électrique*, nous avons dit que les deux électrons du doublet liant sont considérés comme passant « autant de temps » autour de chaque atome, ou autrement dit comme si chaque atome possédait un électron en propre : il n'y a donc pas lieu de faire apparaître de charge formelle.

Ce deuxième aspect mérité d'être un peu nuancé : comme le chlore est plus électronégatif que l'hydrogène ($\chi_{\text{Cl}} = 3,16 > \chi_{\text{H}} = 2,20$), alors les électrons du doublet liant ont tendance à passer « un peu plus de temps » autour de l'atome de chlore qu'autour de l'atome d'hydrogène.

↪ Du fait de la différence d'électronégativité, le chlore est un peu plus chargé dans la molécule qu'au niveau atomique et l'hydrogène un peu moins.

↪ Tout se passe comme si chaque atome portait une **charge partielle**, inférieure à la charge d'un électron.

Les charges partielles sont d'autant plus grandes que les électronégativités sont différentes.

Une charge partielle est inférieure à la charge élémentaire, on la note $\pm\delta e$
où $0 \leq \delta \leq 1$ est appelé **pourcentage ionique de la liaison**.

Notation :

Espace 3

Remarque : La notation $\delta\pm$ est universelle, et ne préjuge en rien de la valeur de δ . Conventionnellement, les représentations de Lewis des molécules font apparaître des charges formelles (donc entières), mais pas de charges partielles (fractionnaires).

La notion de pourcentage ionique d'une liaison permet de comprendre qu'une liaison purement covalente ($\delta = 0$) ou une liaison purement ionique ($\delta = 1$) ne sont que des cas limites, et qu'il existe en réalité une continuité entre ces deux modèles. Usuellement, on considère que

- ▷ si $\Delta\chi < 0,4$ ou $0,5$ alors la liaison est **parfaitement covalente** ;
- ▷ si $\Delta\chi > 1,7$ alors la liaison est **parfaitement ionique** ;
- ▷ dans les cas intermédiaires, la liaison est dite **covalente polarisée**.

II.2 - Moment dipolaire d'une liaison

Outre le pourcentage ionique, la dissymétrie de charge au sein d'une liaison est également décrite de façon presque équivalente par le moment dipolaire de la liaison.

Espace 4

Remarque : Comme le moment dipolaire $\vec{\mu}$ est mesurable expérimentalement par spectroscopie, cette relation sert en pratique à définir le pourcentage ionique de la liaison δ .

Par abus de langage, le moment dipolaire est parfois simplement appelé « dipôle électrique » ou tout simplement « dipôle ».

Unité :

▷ unité du système international :

Espace 5

▷ unité usuelle : le Debye D, défini tel que $1 \text{ D} = 3,335 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$.

Exercice C1 : Moment dipolaire de l'acide sulfurique

Dans une molécule d'acide chlorhydrique HCl, on mesure expérimentalement $\ell_{\text{H-Cl}} = 127 \text{ pm}$ et $\mu = 1,08 \text{ D}$. Représenter la molécule en indiquant les charges formelles, puis le moment dipolaire. Calculer le pourcentage ionique de la liaison.

Espace 6

II.3 - Moment dipolaire d'une molécule

Le moment dipolaire $\vec{\mu}$ d'une molécule est la somme vectorielle des moments dipolaires de ses liaisons.
Une molécule possédant un moment dipolaire $\vec{\mu} \neq \vec{0}$ est dite **polaire**, elle est dite **apolaire** sinon.
Par extension, l'espèce chimique (macroscopique) est également dite polaire ou apolaire.

↪ le calculer nécessite de connaître la géométrie de la molécule.

Exercice C2 : Moment dipolaire du dioxyde de carbone

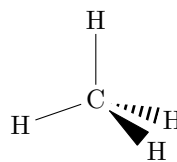
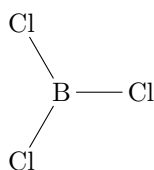
La molécule de CO_2 possède une géométrie linéaire. Représenter la molécule en indiquant les charges formelles, puis le moment dipolaire des liaisons. En déduire le moment dipolaire de la molécule.

Espace 7

Généralisation :

Espace 8

C'est le cas par exemple pour BCl_3 ou le méthane CH_4 .



Exercice C3 : Moment dipolaire de l'eau

La molécule d'eau possède une géométrie coudée, l'angle entre les deux liaisons O–H vaut environ 105° . Représenter la molécule et construire son moment dipolaire.

Espace 9

III - Interactions entre deux molécules**III.1 - Interactions de van der Waals**

Les **interactions ou forces de van der Waals** ont été découvertes par Johannes van der Waals en 1873. Ce travail a été récompensé par le Prix Nobel 1910. Elles sont de trois origines différentes qui s'additionnent. Toutes ces forces sont associées à une énergie potentielle proportionnelle à $1/r^6$ où r est la distance séparant les molécules : leur intensité diminue donc rapidement avec la distance.

Le programme est peu clair sur les connaissances que vous devez acquérir au sujet des interactions de van der Waals. Je pense (sans certitude) en dire un peu plus que nécessaire à propos des mécanismes microscopiques, et je pense (sans plus de certitude) que vous pouvez ne retenir que les résultats synthétisés paragraphe e.

a) Idée : interaction entre un dipôle et une particule chargée

Physiquement, un moment dipolaire traduit une dissymétrie de charges entre deux « extrémités » d'une molécule. Cette dissymétrie rend la molécule capable d'interagir avec d'autres charges, voir figure 1 : très schématiquement, une charge positive placée à proximité de la molécule est globalement attirée par l'extrémité chargée δ^- et globalement repoussée par l'extrémité chargée δ^+ . C'est bien sûr le contraire pour une charge négative.



Figure 1 – Interaction entre un dipôle et une charge ponctuelle.

b) Interactions de van der Waals entre dipôles permanents (Keesom)

Le mécanisme discuté précédemment se généralise aux cas d'une interaction entre deux dipôles, voir figure 2 : la charge δ^- du dipôle 2 tend à se placer derrière la charge δ^+ du dipôle 1, et réciproquement. On peut alors montrer que la position d'équilibre du dipôle 2 est celle où il est aligné avec le dipôle 1.



Figure 2 – Interaction de Keesom entre deux dipôles permanents.

Ce mécanisme d'interaction entre deux dipôles permanents définit l'interaction de **Keesom**, qui fait partie des interactions de van der Waals. L'énergie d'une liaison de Keesom est de l'ordre de $0,5$ à $3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Cela signifie qu'il faut $0,5$ à 3 kJ pour casser 1 mol de liaisons de Keesom.

c) Interactions de van der Waals entre un dipôle permanent et un dipôle induit (Debye)

Les molécules ne sont pas des solides mais peuvent se déformer, en particulier sous l'effet des forces de Coulomb subies par les noyaux et les électrons.

La capacité qu'a le nuage électronique d'une molécule de se déformer est quantifiée par sa **polarisabilité**, nombre sans dimension souvent noté α .
En général, une molécule est d'autant plus polarisable qu'elle est « volumineuse », ce qui est souvent équivalent à dire que sa masse molaire est élevée.

Ainsi, lorsqu'une molécule polaire se trouve à proximité d'une molécule apolaire, le nuage électronique de la molécule apolaire se déforme. La figure 3 représente très schématiquement un exemple d'une telle situation : un excès de charge négative δ^- se forme au voisinage de la charge partielle δ^+ de la molécule polaire. Finalement, la molécule initialement apolaire acquiert à son tour un moment dipolaire $\vec{\mu}_{\text{ind}}$: on parle de **moment dipolaire induit**, ou dipôle induit. Ce dipôle induit interagit alors avec le dipôle permanent de l'autre molécule comme pour l'interaction de Keesom.



Figure 3 – Interaction de Debye entre un dipôle permanent et un dipôle induit.

Ce mécanisme d'interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit définit l'interaction de **Debye**, qui fait partie des interactions de van der Waals. L'énergie d'une liaison de Debye est de l'ordre de $0,02$ à $0,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, l'effet est donc en général plus faible que celui des interactions de Keesom.

d) Interactions de van der Waals entre deux dipôles induits (London)

Enfin, même si elle est globalement apolaire, le mouvement incessant des électrons fait qu'une molécule possède toujours un moment dipolaire instantané (c'est une image : le moment dipolaire instantané est d'origine quantique). Comme attendu, ce moment dipolaire instantané est d'autant plus grand que la molécule est polarisable. Ces moments dipolaires peuvent ensuite interagir entre eux, ce qui se traduit globalement par une interaction attractive entre les molécules, appelée interaction de **London**, qui fait partie des interactions de van der Waals. L'énergie d'une liaison de London est de l'ordre de $0,5$ à $30 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, si bien que les interactions de London sont en général largement dominantes sur les deux autres, contrairement à ce que l'on pourrait croire à première vue.

e) Synthèse

Nom	Type d'interaction	Condition d'existence	Nature	Ordre de grandeur
Keesom	Dipôle permanent – dipôle permanent	Molécules polaires	Attractive	$1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
Debye	Dipôle permanent – dipôle induit	Une molécule polaire, une molécule polarisable	Attractive	$0,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
London	Dipôle induit – dipôle induit	Molécules polarisables	Attractive	$10 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

- ▷ Les interactions de van der Waals sont toujours attractives.
- ▷ L'énergie d'une liaison de van der Waals est de l'ordre de quelques kilojoule par mole, soit cent fois moins qu'une liaison covalente : on les qualifie de **liaisons faibles**.
- ▷ Plus une liaison est faible, plus la longueur de liaison est grande : deux molécules « liées » entre elles par une liaison de van der Waals sont malgré tout relativement éloignées l'une de l'autre.
- ▷ Comme toutes les molécules sont polarisables, toutes sont sujettes aux interactions de van der Waals. Plus la masse molaire d'une molécule est élevée, plus sa polarisabilité α augmente.

III.2 - Liaison hydrogène

- Il s'agit d'un cas particulier d'une interaction particulièrement forte entre un dipôle permanent et un dipôle induit.
- ▷ Le dipôle permanent est constitué d'un atome d'hydrogène lié à un atome fortement électro-négatif, c'est-à-dire d'une liaison très polaire ;
 - ▷ Le dipôle induit est constitué du doublet non liant d'un atome très petit, et pouvant donc s'approcher très près de H : en pratique, seuls les atomes d'azote, oxygène et fluor peuvent donner des liaisons hydrogène.

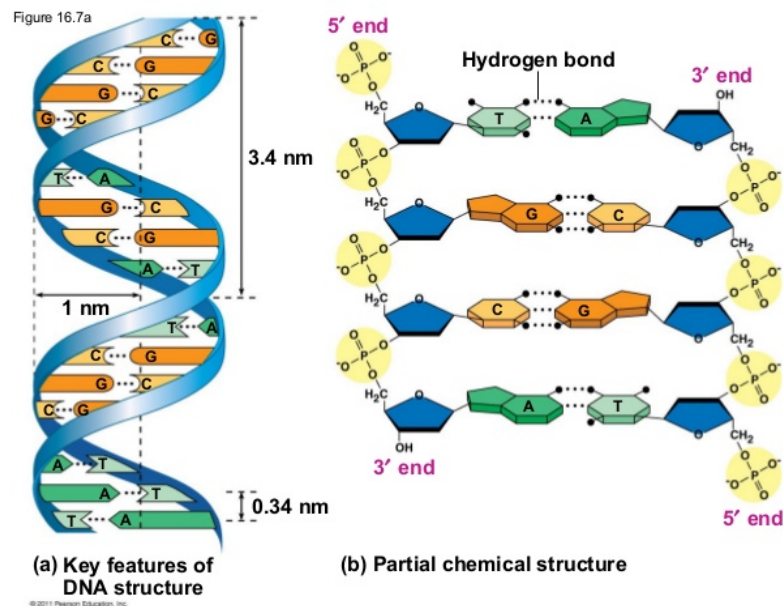
Notation : en traits pointillés.



L'énergie d'une liaison hydrogène est de l'ordre de quelques dizaines de $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, soit dix fois plus qu'une liaison de van der Waals typique et dix fois moins qu'une liaison covalente. Une liaison hydrogène est environ deux fois plus longue qu'une liaison covalente.

Une liaison hydrogène est plus forte qu'une liaison de van der Waals mais moins qu'une liaison covalente, il est donc logique que la longueur de liaison soit intermédiaire entre les deux.

Remarque culturelle : La structure en double hélice de l'ADN s'explique entre autres par des liaisons hydrogène entre les acides aminés des deux brins.



La **proticité** d'une espèce chimique traduit sa capacité à former des liaisons hydrogène. Une espèce est qualifiée de **protique** ou **protogène** si elle peut former des liaisons hydrogène, et d'**aprotique** dans le cas contraire.

Un solvant protique est presque toujours polaire, mais la réciproque n'est pas vraie : un solvant polaire peut être aprotique.

IV - Conséquences macroscopiques des interactions intermoléculaires

IV.1 - Changement d'état des corps purs

Un **corps pur** est un échantillon macroscopique de matière ne contenant qu'une seule espèce chimique. Les interactions entre molécules d'un corps pur permettent d'interpréter qualitativement les températures de changement d'état.

- **Interprétation microscopique de la température**

Espace 11

Remarque : Ce n'est pas un résultat complètement généralisable, et en particulier il ne faut pas chercher à comparer deux corps pur différents.

- **Interprétation microscopique des changements d'état**

Les molécules sont d'autant plus proches qu'elles sont liées. Schématiquement,

- ▷ les molécules sont plus fortement liées les unes aux autres dans une phase solide que dans une phase liquide que dans une phase gazeuse ;
- ▷ lorsqu'il y a changement d'état d'une phase ordonnée vers une phase moins ordonnée, cela signifie que les liaisons entre les molécules ont été rompues.

- **Interprétation des températures de changement d'état en termes d'interactions**

Espace 12

- **Interpréter des observations en termes d'interactions intermoléculaires**

Méthode : Pour interpréter des observations expérimentales en termes d'interactions intermoléculaires, il faut d'abord identifier les interactions qui peuvent exister entre les molécules considérées puis analyser en quoi elles permettent d'interpréter l'observation. Il se peut qu'elles aient des effets opposés : c'est dans ce cas l'interaction la plus énergétique qui a le plus d'effet.

Exercice C4 : État physique des dihalogènes dans les CNTP (extrait écrit PT 2016)

Dans les CNTP, le difluor et le dichlore sont des gaz, le dibrome un liquide et le diiode un solide. Interpréter ces propriétés physiques par l'analyse des interactions intermoléculaires.

Rappel : les CNTP désignent les « conditions normales de température et de pression », à savoir 273 K et 1 atm. La « normalité » est définie par convention.

Espace 13

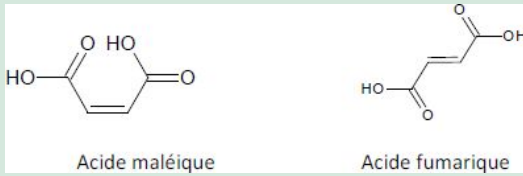
Exercice C5 : Températures d'ébullition de composés hydrogénés sous 1 bar

Le tableau ci-dessous indique l'évolution de la température d'ébullition $T_{\text{éb}}$ de plusieurs molécules sous 1 bar. Ces molécules comptent un atome central entouré uniquement d'atomes d'hydrogènes, et sont classées en fonction de la place de l'atome central dans le tableau périodique.

Période	2 ^e	3 ^e	4 ^e	5 ^e
Colonne 14	CH ₄ -161 °C	SiH ₄ -112 °C	GeH ₄ -89 °C	SnH ₄ -52 °C
Colonne 16	H ₂ O 100 °C	H ₂ S -60 °C	H ₂ Se -41 °C	H ₂ Te -1 °C

- 1 - Pourquoi est-il nécessaire de préciser « sous 1 bar » ?
- 2 - Interpréter l'évolution de $T_{\text{éb}}$ au sein de la colonne 14.
- 3 - Interpréter l'évolution de $T_{\text{éb}}$ au sein de la colonne 16, en particulier l'anomalie de l'eau.
- 4 - Interpréter la différence entre la colonne 14 et la colonne 16.

Exercice C6 : Acide fumarique et maléique



Les acides fumarique et maléique sont deux diastéréoisomères géométriques (stéréoisomères Z et E), mais leurs températures de fusion sont très différentes :

$$T_{\text{maléique}}^{\text{fus}} = 130\text{ °C} \quad \text{et} \quad T_{\text{fumarique}}^{\text{fus}} = 287\text{ °C}$$

Interpréter.

Espace 15

IV.2 - Solutions et mélanges

a) Rappels des définitions

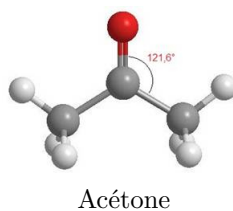
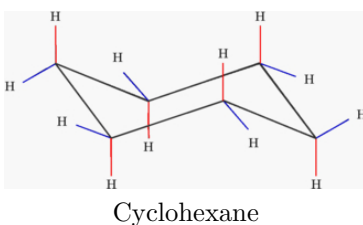
- L'opération consistant à regrouper en une même phase de deux espèces chimiques initialement dans deux phases différentes est appelée
- ▷ **dissolution** si les deux phases sont d'états physiques différents (p.ex. liquide et solide) ;
 - ▷ **mélange** si les deux phases sont de même état physique (p.ex. deux liquides).

Dans le cas d'une dissolution, les espèces sont dites **solubles** (ou insolubles), dans le cas d'un mélange elles sont dite **miscibles** (ou non-miscibles).

On appelle **solution** un mélange dans lequel l'un des constituants, appelé **solvant**, est en très large excès par rapport à tous les autres, appelés **solutés**.

b) Solubilité et miscibilité

• Critère de solubilité ou miscibilité : analyse à partir d'exemples

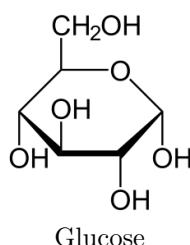


Solvants :

- ▷ eau :
- ▷ acétone $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$:
- ▷ cyclohexane C_6H_{12} :

Solutés :

- ▷ diiode solide :
- ▷ sulfate de cuivre CuSO_4 solide :
- ▷ anisole :
- ▷ glucose :



	Soluté ionique p.ex. $\text{CuSO}_{4(s)}$	Soluté polaire protique p.ex. glucose	Soluté polaire aprotique p.ex. anisole	Soluté apolaire p.ex. $\text{I}_{2(s)}$
Solvant polaire protique p.ex. eau				
Solvant polaire aprotique p.ex. acétone				
Solvant apolaire p.ex. cyclohexane				

Des résultats analogues se retrouvent dans le cas de la miscibilité de deux liquides.

	Liquide polaire protique p.ex. eau	Liquide polaire aprotique p.ex. acétone	Liquide apolaire p.ex. cyclohexane
Liquide polaire protique p.ex. eau			
Liquide polaire aprotique p.ex. acétone			
Liquide apolaire p.ex. cyclohexane			

Espace 16

Finalement, « qui se ressemble s'assemble ».

• Complément : interprétation microscopique

Pour comprendre schématiquement les mécanismes microscopiques, plaçons nous dans le cas de la préparation d'une solution du point de vue du soluté. Comme il est très minoritaire, après dissolution une molécule de soluté est entourée presque seulement de molécules de solvant. Ainsi, les interactions soluté-soluté sont remplacées par des interactions soluté-solvant.

↪ pour que la mise en solution ait lieu, il faut (qualitativement) que les interactions soluté-solvant soient au moins aussi fortes que les interactions soluté-soluté.

Le raisonnement est à peu près équivalent du point de vue du solvant, mais il est moins critique car même après dissolution une molécule de solvant est entourée presque seulement de molécules de solvant. Ainsi, une mise en solution est possible même si les interactions soluté-solvant sont moins favorables que solvant-solvant mais plus favorables que soluté-soluté.

• Choix d'un solvant pour une extraction liquide-liquide

Les critères de solubilité et miscibilité déterminés précédemment sont essentiels pour choisir un solvant approprié lors d'une extraction.

Le solvant utilisé pour extraire un soluté d'une phase liquide doit être tel que :

- ▷ le solvant d'extraction n'est pas miscible à la phase liquide initiale ;
- ▷ le soluté est au moins aussi soluble dans le solvant d'extraction que dans la phase liquide initiale.

Évidemment, le solvant d'extraction doit être le moins dangereux possible. Il doit également être choisi en tenant compte de son impact environnemental au sens large : toxicité, pollution, coût énergétique, recyclabilité. On parle de « **chimie verte** ».

Exercice C7 : Choix d'un solvant pour une extraction

On souhaite extraire le diiode d'une solution aqueuse, où sa solubilité vaut $0,3 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Parmi les solvants proposés ci-dessous, lequel choisir ?

Solvant	Éthanol	Éther	Chloroforme	Cyclohexane
Polarité	Oui	Oui	Oui	Non
Protocité	Oui	Non	Non	Non
Miscibilité à l'eau	Oui	Non	Non	Non
Solubilité de I_2 ($\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$)	214	250	47	28
Température d'ébullition sous 1 bar ($^{\circ}\text{C}$)	79	35	62	81
Sécurité	-	inflammable	très toxique	-

Espace 17

c) Pouvoir dispersant

Lorsque deux ions de charges opposées $\pm q$ sont séparés d'une distance r dans le vide, ils exercent l'un sur l'autre une force attractive de norme

$$F = \frac{q^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

où ϵ_0 est appelée la permittivité diélectrique du vide. Lorsque les mêmes ions se trouvent non pas dans le vide mais dans un solvant, la force qu'ils exercent est modifiée par ce solvant. Elle est toujours attractive, mais sa norme est inférieure et vaut

$$F = \frac{q^2}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r r^2}$$

où $\epsilon_r > 1$ est appelée **constante diélectrique** du solvant. On dit que l'interaction entre les ions est **écranée** (du mot « écran ») par les molécules du solvant. Ainsi, plus la constante diélectrique d'un solvant est élevée, moins la force d'attraction entre les ions est forte, et plus ils se séparent facilement. La constante diélectrique traduit donc le **pouvoir dispersant** du solvant.

Exemple : Mise en solution du solide ionique $\text{KCl}_{(s)}$, dont la dissolution forme des ions K^+ et Cl^- . Les ions sont dits sous forme d'ions libres s'ils sont très séparés et de paire d'ions s'ils sont au contraire très rapprochés.

Solvant	ϵ_r	Ions libres	Paires d'ions
Eau	78,5	100 %	0 %
Méthanol	32,6	68 %	32 %
Acide éthanoïque	6,2	0,1 %	99,9 %