

Molécules et Solvants

Alors que le mot atome apparaît dès l'antiquité (atomos, qui ne peut être partagé), le mot molécule (petite masse) est beaucoup plus récent. Les premières approches des molécules datent de la Renaissance, mais le mot ne prendra son sens actuel que lorsque la structure de la matière a été connue, c'est à dire au début du XXe siècle.

L'étude de la structure électronique des atomes que nous avons étudié dans le chapitre précédent va nous permettre de décrire la structure des molécules et de comprendre leurs interactions.

1 Molécules

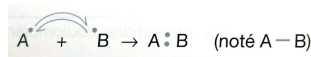
1.1 La liaison covalente dans le modèle de Lewis

Nous avons vu dans le chapitre précédent, que seuls les atomes possédant une structure électronique proche de celle des gaz nobles étaient stables. Un moyen de se rapprocher de cette configuration est de partager des électrons entre différents atomes, c'est ainsi que vont se former des liaisons chimiques stabilisant les édifices polyatomiques.

★ Liaison covalente ♡

Une liaison covalente résulte de la mise en commun de deux électrons de valence par deux atomes. Après formation de la liaison, les deux électrons appartiennent indifféremment aux deux atomes.

La forme la plus classique de liaison est :



Il existe une autre possibilité dans ce modèle où un atome donne un électron à un autre atome afin de réaliser une liaison, la liaison ainsi construite s'appelle une liaison covalente de coordination :



La formation d'une liaison covalente s'accompagne d'une libération d'énergie liée à la stabilisation du système. À l'inverse, dissocier une liaison covalente demande un apport d'énergie.

★ Énergie de liaison

Énergie à fournir à une quantité de matière donnée pour rompre la liaison existant entre deux atomes ou groupements d'atomes en phase gazeuse.

L'énergie de liaison typique est de quelques 100kJ/mol.

La transformation chimique associée est notée $AB(g) = A(g) + B(g)$ où A et B sont des atomes ou groupements d'atomes. L'énergie de liaison associée est notée D_{AB} .

Cependant au sein d'une molécule tous les atomes ne sont pas reliés entre eux, la structure géométrique des molécules est très importante : distance, arrangement, angles.

La distance interatomique dépend de la nature des atomes mis en jeu et plus généralement de la structure de l'édifice : liaison multiples, interactions locales entre groupements...

★ Longueur de liaison d_{A-B}

La longueur d'une liaison covalente entre A et B est la distance internucléaire entre les deux atomes. Elle est de l'ordre d'une centaine de picomètres (10^{-10} m)

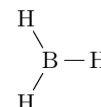
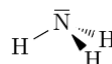
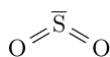
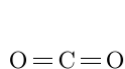
Deux atomes peuvent partager plus de deux électrons : dans le cas d'un partage de 4 électrons (deux par atomes) la liaison est dite **double** et dans les cas de 6 électrons mis en commun la liaison

est dite **triple**.

Dans le cas de **liaisons multiples** la distance interatomique est réduite et la stabilité augmentée.

Liaison	H ₃ C—CH ₃	H ₂ C=CH ₂	HC≡CH	H ₂ N—NH ₂	HN=NH	N≡N
Distance (pm)	154	134	120	145	125	110
Énergie de liaison (kJ/mol)	346	602	835	167	418	942

Arrangement spatial : les molécules s'organisent afin de gagner en stabilité, ce qui revient à minimiser leur énergie. Cela se traduit par l'apparition de structures tridimensionnelles. La molécule CO₂ est linéaire alors que la molécule SO₂ est coudée. Les doublets d'électrons non liants occupent de l'espace ce qui entraîne le caractère coudée de la molécule de dioxyde de soufre. Ou encore l'ammoniac est pyramidale alors que le borane est plan.



1.2 Représentation de Lewis

1.2.1 Principe

Modèle développé au début du XX^{ème} siècle par le chimiste américain Gilbert Lewis. L'hypothèse de base est que la formation de liaison chimique est due au partage d'électrons entre atomes. Les électrons pouvant être partagés sont ceux les moins liés au noyau et donc se trouvant le plus en périphérie : ce sont les électrons de valence qui vont définir la réactivité des atomes.

Ce modèle est efficace pour les atomes des blocs s et p, en ce qui concerne les autres blocs les conclusions sont trop peu satisfaisantes pour être acceptables et il faut mettre au point des modèles plus élaborés que nous ne traiterons pas ici.

★ Règles du duet et de l'octet ♡

les atomes des blocs *s* et *p* tendent à compléter (au cours d'une transformation chimique) leur couche électronique externe pour atteindre 2 électrons si $Z \leq 4$, c'est la règle du **duet** ou 8 électrons (si $Z > 4$), c'est la règle de **l'octet**. Pour ce faire, un atome peut former un ion ou bien s'associer à d'autres atomes pour former une molécule, électriquement neutre. Tous ces composés possèdent 8 électrons de valence ns^2np^6 .

Remarques : La première période respecte la règle du duet. Tandis qu'il existe des composés déficients qui s'entourent de moins de 8 électrons de valence, on les représente avec une lacune électronique (rectangle vide); et des composés **hypervalents** s'entourant de plus de 8 électrons de valence (ex : S, P). Leur valence maximale correspond au double de leur nombre d'électrons de valence (chaque électron fait une liaison covalente).

Un acide de Lewis est une espèce chimique possédant au moins une lacune électronique.

Une base de Lewis est une espèce chimique possédant au moins un doublet non-liant.

Note : *Il existe des exceptions à la règle de l'octet*

- Il existe des molécules hypervalentes dans lesquelles un élément du groupe principal est lié à plus de 4 atomes, par exemple le pentachlorure de phosphore PCl₅ ou encore l'hexafluorure de soufre SF₆. Le décompte électronique donne respectivement 10 et 12 électrons pour les atomes centraux. Ceci s'explique par la participation des orbitales *d*.
- Les métaux de transition, du fait de l'apparition de la couche *d* ne respectent plus la règle de l'octet.

1.2.2 Représentation

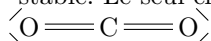
La formule de Lewis d'une molécule est la représentation des atomes qui la constituent et de ses **électrons de valence** regroupés en doublets et représentés par des tirets. ex : H— $\overset{\cdot\cdot}{\text{O}}$ —H.

★ Méthode ♥

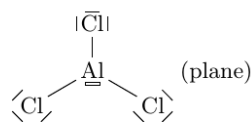
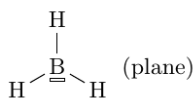
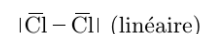
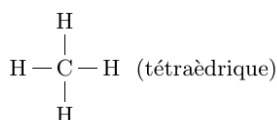
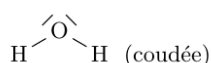
1. Dessiner tous les atomes et placer autour d'eux leurs électrons de valence.
2. Calculer le nombre de liaison covalente nécessaire à chaque atome pour respecter la règle du duet ou de l'octet.
3. Dessiner les liaisons covalentes et relier par paires les électrons de valence qui ne font pas de liaison covalente : ces liaisons intra-atome sont appelées doublets non-liants.
4. S'il existe un électron célibataire, il est représenté par un point.
5. Une fois la molécule dessinée, s'il manque un doublet d'électron à un atome pour respecter la règle de l'octet, on dit qu'il possède une lacune électronique symbolisée par un rectangle vide à côté de l'atome.

Les liaisons entre atomes peuvent être simples, doubles ou triples.

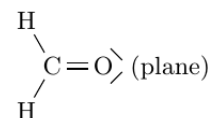
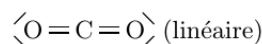
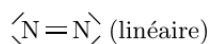
Exemple : La molécule de CO_2 possède un atome de carbone et deux atomes d'oxygène. L'atome de carbone possède 4 électrons de valence, il lui en manque 4 pour obtenir une configuration stable. L'atome d'oxygène possède 6 électrons de valence et il lui en manque 2 pour être dans une configuration stable. Le seul choix possible pour la molécule est donc :



Représentation de Lewis de l'eau, du méthane, du dichlore, du borane et du chlorure d'aluminium



Représentation de Lewis du diazote, du dioxyde de carbone et du méthanal.



1.2.3 Charges Formelles

La formation de liaisons covalentes par un atome peut se traduire par une perte ou un gain d'électrons par rapport à l'atome isolé, la charge générée est inscrite sur l'atome qui la porte.

Cette charge est définie par : $C_f = n_v - n_{v,mol}$, avec n_v le nombre d'électrons de valence de l'atome isolé et $n_{v,mol}$ le nombre d'électrons de valence attribués dans l'édifice moléculaire.

La somme des charges formelles portées par les atomes dans le schéma de Lewis est égale à la charge globale de l'édifice.

Charge formelle de l'ion hydroxyde et oxonium.

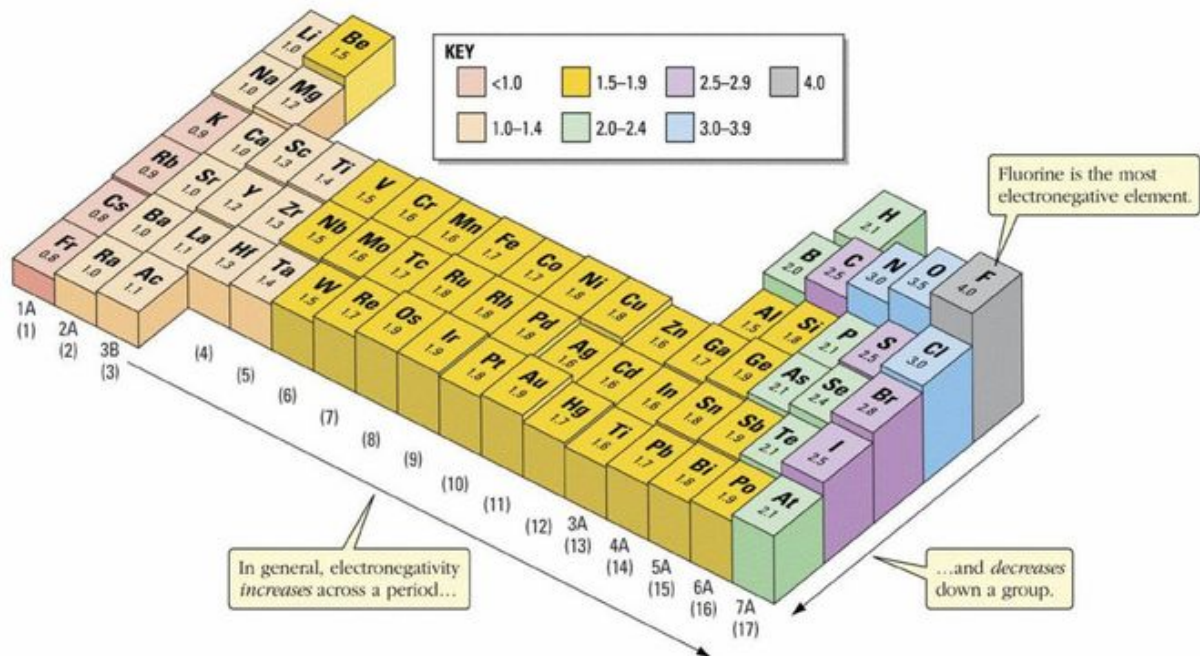


1.3 Polarité

Les charges présentent dans une molécule n'occupent pas les mêmes régions de l'espace, ainsi il peut apparaître au sein de certaines molécules un moment dipolaire électrostatique.

★ Électronégativité ♡

La capacité d'un atome à attirer des électrons vers lui est caractérisé par une grandeur nommée électronégativité (EN). Dans le tableau périodique, l'EN augmente de gauche à droite dans une ligne et de bas en haut dans une colonne (gaz nobles exclus).



Électronégativité de Pauling

1.3.1 Moment dipolaire de liaison

★ Définition ♡

Une liaison covalente est dite polarisée si les deux atomes de la liaison ont des EN différentes : les électrons de la liaison sont attirés par l'atome le plus EN. Exemple : $\text{HCl} : \text{H} \delta^+ \cdot e - \text{Cl} \delta^- \cdot e$. avec $0 < \delta < 1$, le pourcentage d'ionicté de la liaison.

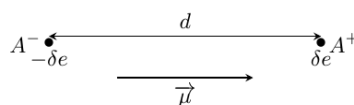
L'atome le plus électronégatif noté A^- possède une charge partielle négative $\delta^- \cdot e$ (excès d'électrons). L'atome le moins électronégatif (noté A^+) possède une charge partielle positive $\delta^+ \cdot e$ (déficit d'électrons).

★ Moment dipolaire

Grandeur vectorielle associée à une dipôle électrostatique, son unité est le Debye (D).

$$\vec{\mu} = \delta e A^- A^+$$

Sa norme est $\mu = \delta e d$ avec d la distance entre A^- et A^+ . Le moment dipolaire est un vecteur orienté de la charge négative vers la charge positive.



Au sein d'une molécule porteuse de liaisons polarisées, on peut localiser deux « centres géométriques » de charges partielles positives ou négatives G^+ et G^- . S'ils ne coïncident pas, la molécule est **polaire**, sinon, elle est **apolaire**.

On peut aussi dire qu'une molécule est polaire si elle porte un moment dipolaire.

Ordre de grandeur : L'ordre de grandeur d'un moment dipolaire de molécule est $\mu = \delta ed \approx 1,6 \times 10^{-19} \times 10^{-10} = 10^{-29} \text{C.m}$

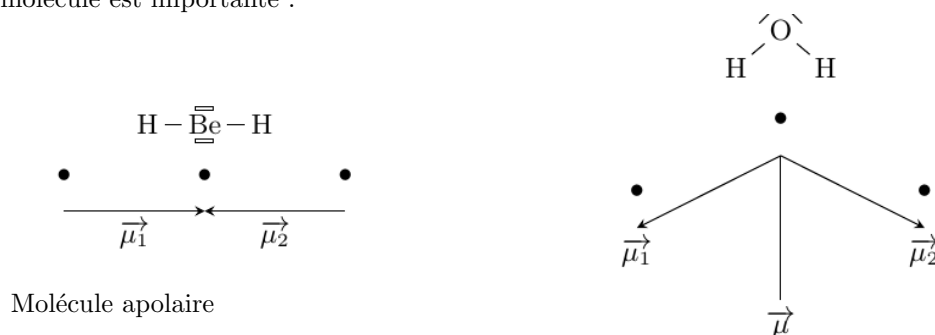
C'est pour avoir des ordres de grandeur de l'ordre de 1 qu'on utilise le Debye : $\mu(\text{H}_2\text{O}) = 1,9 \text{D}$.

Remarques : \triangleright Une molécule diatomique symétrique (H_2 , N_2 ...) est apolaire car les charges positives et négatives sont réparties de la même façon. Ainsi le barycentre des charges positives et confondu avec celui des charges négatives.

\triangleright Une molécule diatomique asymétrique (LiCl) est polaire. L'explication vient de la différence d'électronégativité des différents atomes : le chlore est beaucoup plus électronégatif que le lithium, ainsi il va attirer à lui les électrons du doublet liant ce qui décalera le barycentre des charges négatives vers le chlore (et par conséquent le barycentre des charges positives vers le lithium).

\triangleright On se rappellera que l'électronégativité du carbone et de l'hydrogène sont les mêmes, ainsi une liaison C-H est par définition apolaire.

\triangleright Le moment dipolaire d'une molécule complexe est en première approximation égale à la somme du moment dipolaire de toutes les liaisons mises en jeu dans la molécule. Dans ce cas la géométrie de la molécule est importante :



2 Forces intermoléculaires

2.1 Forces de van der Waals

Johannes Diderik van der Waals 1837–1923 : physicien, mathématicien hollandais et prix Nobel de physique 1910.

★ Forces de van der Waals ♡

On appelle interaction de van der Waals, l'interaction de deux dipôles moléculaires.

Comme il existe plusieurs façon d'obtenir des dipôles moléculaires, on décline les interactions de van der Waals en plusieurs sous-catégories.

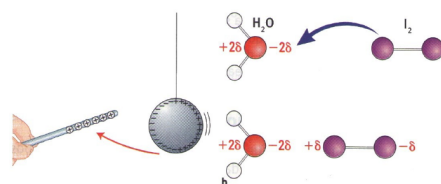
2.1.1 Interaction entre dipôles permanents

★ Interaction de Keesom

Interaction attractive existant entre deux dipôles permanents (i.e. des molécules naturellement polaires). Cette interaction possède une énergie allant de 0,5 à 3kJ/mol.

2.1.2 Interaction entre dipôle permanent et induit

La présence d'un dipôle permanent peut agir sur le nuage électronique d'une molécule apolaire en le déformant. Il apparaît alors un moment dipolaire induit $\vec{\mu} = \alpha \vec{E}$ où α est la polarisabilité de la molécule et \vec{E} le champ électrique créé par le dipôle permanent.



Interaction de Debye : Interaction attractive existant entre un dipôle permanent et un dipôle induit. Cette interaction possède une énergie allant de 0,02 à 0,5kJ/mol.

2.1.3 Interactions entre dipôles instantanés

La répartition électronique suit une densité de probabilité quantique, ainsi en chaque instant il est peu probable que la répartition soit parfaitement uniforme, ainsi il existe un léger moment dipolaire. De même qu'entre des dipôles permanents, il existe une interaction entre deux dipôles instantanés.

Interaction de London Interaction attractive existant entre deux dipôles instantanés. Cette interaction possède une énergie allant de 0,5 à 30kJ/mol.

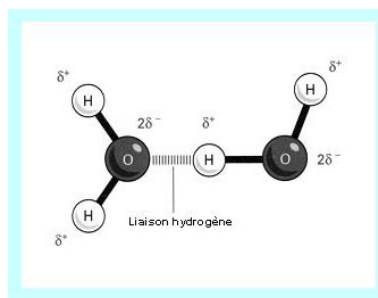
2.1.4 La liaison hydrogène

Cette interaction fait partie des interactions de van der Waals, c'est un cas très classique responsables de nombreuses propriétés d'où l'intérêt de lui donner un nom particulier.

★ Liaison hydrogène ♥

elle s'établit entre un atome très électronégatif : oxygène (ou azote ou fluor) et un atome d'hydrogène lié par une liaison covalente à un autre atome d'oxygène (ou azote ou fluor). Une liaison hydrogène possède une énergie allant de 10 à 40kJ/mol!

La liaison hydrogène est plus longue que les liaisons covalente (moins forte).



Ce type de liaison est dû à la petite taille des atomes d'hydrogène et leur tendance à se polariser positivement ce qui permet l'existence d'une interaction assez intense.

2.2 Énergie d'interaction

★ Force des liaisons ♥

Force des liaisons et interactions : Liaison covalente > liaison hydrogène > interaction de Van der Waals

L'interaction entre deux molécules possède une partie attractive d'origine l'interaction de van der Waals et une partie répulsive empêchant les molécules de s'effondrer les unes sur les autres. La partie attractive est la somme des trois contributions à l'interaction de van der Waals qui contribuent à des hauteurs différentes. Le potentiel décrivant le caractère attractif des interaction de van der Waals est le potentiel suivant :

$$U(r) = -\frac{C_K}{r^6} - \frac{C_D}{r^6} - \frac{C_L}{r^6} = -\frac{C}{r^6}$$

La partie répulsive est due à la répulsions entre les électrons et entre les noyaux. Une telle répulsion est relativement bien décrite par un potentiel de type Lennard-Jones :

$$U(r) = \frac{A}{r^{12}}$$

Ainsi l'interaction totale entre deux molécules possède le potentiel suivant :

$$U(r) = \frac{A}{r^{12}} - \frac{C}{r^6}$$

Le potentiel présente un minimum, i.e. il existe une position d'équilibre stable.

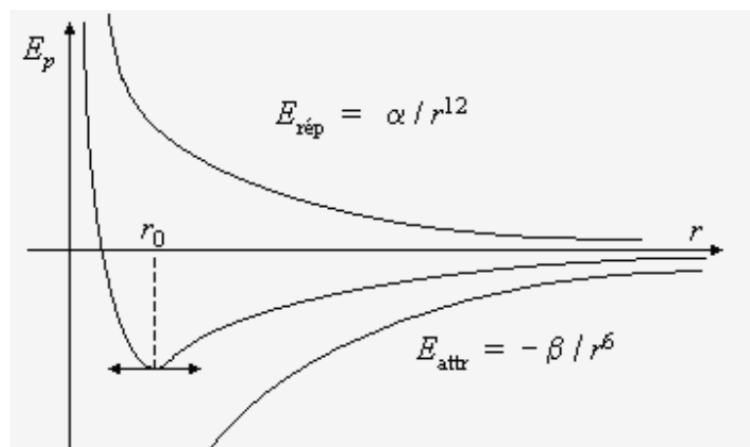


FIGURE 3: Forme du potentiel de l'interaction de van der Waals.

2.3 Conséquences macroscopiques des interactions

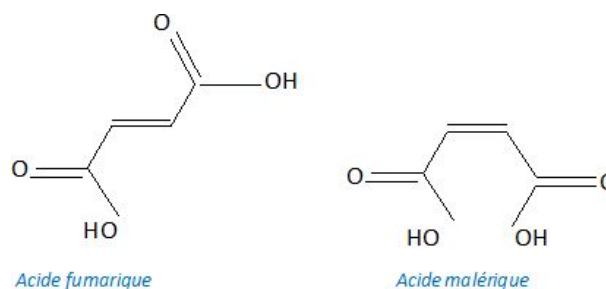
2.3.1 Température de fusion et d'ébullition

L'existence de liaisons intermoléculaires rend la fusion et l'ébullition plus coûteuse en énergie car il va falloir rompre plus de liaisons afin de modifier la structure de la matière.

▷ Gaz nobles : plus un atome possède un nuage électronique étendu plus il sera polarisable et donc interagira avec ses voisins par l'intermédiaire de dipôles instantanés (interaction de type London).

▷ Généralisation : plus une molécule est grosse plus elle est polarisable, ainsi ses températures de fusion et d'ébullition augmente.

Exemples Les acides fumariques et maléïques sont deux isomères qui possèdent des propriétés chimiques différentes. Une partie de ces différences est liée à la présence ou non d'une liaison H interne à la molécule : l'acide fumarique peut faire de nombreuses (4) liaisons H avec d'autres molécules d'acide fumarique, le solide obtenu est très stable et son point de fusion est autour de 300°C. À l'inverse, l'isomère Z ou acide maléïque peut établir une liaison H intramoléculaire et 2 liaisons H extramoléculaires, le solide est moins stable et son point de fusion est autour de 140°C.



2.3.2 Réactivité

Les acides maléïque et fumarique sont des diacides. L'établissement d'une liaison H intramoléculaire dans l'acide maléïque protège l'un des hydrogènes des réactions acido-basique, ainsi le second pKa de l'acide maléïque est plus grand que celui de l'acide fumarique.

2.3.3 Organisation spatiale

Les liaisons hydrogènes influencent l'organisation spatiale des molécules en les liant les unes aux autres comme dans la glace d'eau par exemple. Mais aussi en formant des liaisons intra-moléculaires qui vont priver les molécules de certains degrés de rotation comme c'est le cas de l'acide maléïque.

C'est aussi en partie les liaisons hydrogènes qui assurent la structure en double hélice de l'ADN.

Les liaisons hydrogènes peuvent aussi être à la base de la formation de polymère comme le kevlar.

3 Solvants

Les solvants sont très courants en chimie, il peuvent servir à dissoudre des réactifs, fournir un milieu où cohabiteront les réactifs, purifier un produit... mais il est essentiel de bien choisir le solvant pour une utilisation donnée. Le choix du solvant passe par l'étude des propriétés de ce dernier.

Rôle du solvant peut-être de :

- ▷ dissoudre les réactifs et permettre la rencontre des molécules réagissantes,
- ▷ purifier et isoler un produit.

Il existe différents types de solvant : les solvants moléculaires (formés de molécules), les solvants ioniques... Les solvants peuvent donc eux aussi être polaires ou apolaires.

3.1 Caractéristiques d'un solvant

3.1.1 La permittivité relative

★ Interaction électrostatique ♥

La force d'interaction exercée par une charge A , q_A sur une charge B , q_B distantes de r dans un milieu autre que le vide s'écrit :

$$\vec{F} = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r} \frac{q_A q_B}{r^2} \vec{u}_{AB}$$

avec ϵ_0 la permittivité diélectrique du vide et ϵ_r la permittivité relative du milieu (=1 dans le vide).

Ordres de grandeur de permittivité relative à 25°C

Solvant	cyclohexane	Éther	Acétate d'éthyle	Cyclohexanone	Acétone	Éthanol	Méthanol	eau
ϵ_r	2,0	4,2	6,0	18,3	20,7	24,8	32,7	78,5

★ Solvant Dissociant et non dissociant

Un solvant est dit non dissociant si des paires d'ions peuvent exister en son sein, un solvant est dit dissociant si les paires d'ions sont séparées en son sein. Dans l'ensemble on considère qu'un solvant de $\epsilon_r < 10$ est non dissociant et de $\epsilon_r > 30$ est dissociant.

Applications : : Dissociation du sel Soit un ion Na^+ de rayon 0,24nm en contact avec un ion Cl^- de rayon 0,18nm dans l'eau de permittivité relative $\epsilon_r = 78,5$.

1. Calculer l'énergie d'interaction électrostatique relative aux deux ions.
2. Calculer l'énergie thermique $k_B T$ avec la constante de Boltzmann $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23}$ J/K à température ambiante.
3. Comparer les deux valeurs d'énergie et interpréter.

3.2 Polarité d'un solvant

Nous avons vu que l'interaction entre des dipôles permanents ou des dipôles instantanés est plus forte que l'interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit. Il en est de même pour les solvants, des molécules fortement polaires interagiront plus avec un solvant fortement polaire tandis que des molécules apolaires interagiront plus avec un solvant apolaire.

★ Définition et propriétés

Un solvant polaire est un solvant composé de molécules polaires.

Un solvant apolaire solvate efficacement une molécule apolaire, un solvant polaire solvate efficacement une molécule polaire.

Expérience : Diode dans différents solvants.

3.3 Solvant protique

★ Définition

Un solvant protique est constitué de molécules potentiellement donneuses de protons H^+ . Un solvant aprotique ne possède pas cette propriété.
Les molécules donneuses de proton sont souvent les molécules possédant un proton engagé dans une liaison très polarisée (ex : O-H).

Remarques : Un solvant protique pourra établir des liaisons hydrogènes. Ainsi l'eau, les alcools ou les acides carboxyliques sont des solvants protiques.

Exemples de solvants

- Solvants polaires protiques : eau, alcools, acides carboxyliques...
- Solvants polaires aprotiques : DMSO (diméthylsulfoxyde), DMF (diméthyl-formamide), propa-none...
- Solvants apolaires aprotiques : cyclohexane, hexane, toluène, éthers-oxydes...

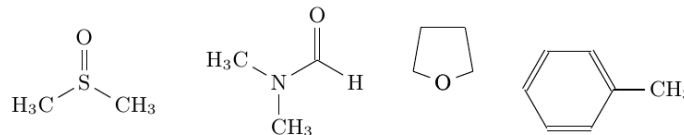


FIGURE 9: Structure du DMSO, DMF, THF (tétrahydrofurane) et toluène.

3.4 Dissolution d'un composé ionique : solvation

★ Dissolution solides ioniques ♥

Un solvant polaire est nécessaire pour dissoudre un solide ionique. La dissolution se déroule en trois étapes :

- Dissociation des ions : les interactions électrostatiques entre les ions et le solvant affaiblissent les interactions coulombiennes assurant la cohésion du solide : les ions se séparent
- Solvation (hydratation) : chaque ion s'entoure de plusieurs molécules de solvant attirées sous l'effet de forces électrostatiques. Les ions sont solvatés (ou hydratés).
- Dispersion : les ions solvatés se répartissent dans la solution, ils sont dispersés.

Cette étape de solvation consiste en l'établissement d'interactions attractives stabilisant les ions. Dans le cas de l'eau, le dipôle (de moment dipolaire μ) que forme chaque molécule d'eau vient s'aligner dans le champ électrostatique \vec{E} généré par l'ion solvaté ; cette interaction possède une énergie $U = \vec{\mu} \cdot \vec{E}$.

Dans d'autres cas c'est l'établissement de liaisons hydrogènes qui pourront entraîner la solvation.

Remarques : \triangleright Un solvant polaire protique solvatera fortement des anions par l'établissement de liaisons H, tandis qu'un solvant polaire aprotique possédant un doublet non liant (azote, oxygène...) solvatera fortement les cations. Les solvants apolaires aprotiques solubilisent très mal les composés ioniques.

\triangleright **Un électrolyte fort** est une substance ionique (ou partiellement ionique) qui se dissout totalement sous forme d'ions solvatés. Au contraire un électrolyte faible est une substance dont la dissolution conduit à un équilibre entre espèces ioniques solvatées et composés non dissociés électriquement neutres.

3.5 Solubilité et miscibilité : Qui se ressemble s'assemble

De la même façon qu'une substance se dissout efficacement dans un solvant aux propriétés similaires (polarité, proticité...), deux solvants seront d'autant plus miscibles si ils ont des propriétés similaires. Nous retiendrons qu'en général l'eau n'est pas miscible avec un solvant organique (car non polaire).

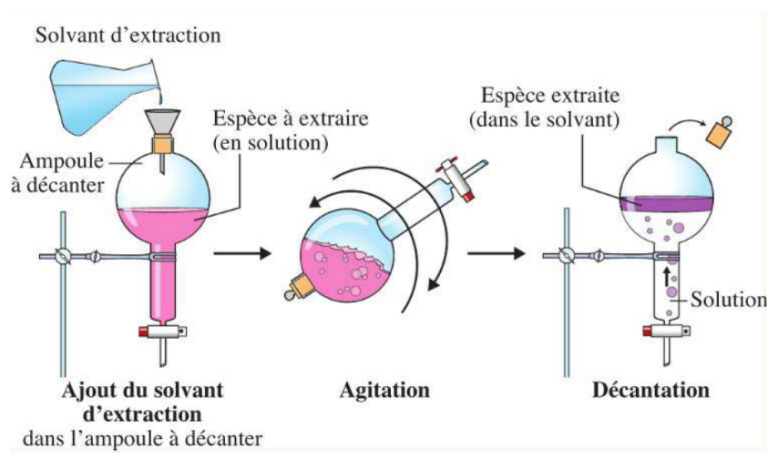
4 Choix d'un solvant et utilisation

4.1 La chimie verte

Concept apparu dans les années 1990, il vise à mettre au point une chimie plus respectueuse de l'environnement. Les solvants représentent une part importante de la pollution chimique. Ainsi nous avons vu se développer de nouveaux solvants ou de nouveaux procédés ces dernières années afin d'obtenir des déchets plus facilement traitable et/ou moins nocifs pour l'environnement autant que pour les techniciens au contact de solvant dans le cadre de leur activité professionnelle.

Remarque : Remplacement de solvant organique par l'eau, réactions sans solvants.

4.2 Extraction liquide-liquide



Cette méthode consiste à jouer sur la différence de solubilité d'une espèce chimique entre deux solvants non miscibles. L'espèce chimique est présente dans un solvant introduit dans une ampoule à décanter. Puis le solvant d'extraction (solvant dans lequel l'espèce chimique est plus soluble) est introduit afin de transférer le produit qui nous intéresse dans ce nouveau solvant.

Remarque : Souvent utilisé en fin de synthèse pour récupérer le produit pur.

4.3 Recristallisation

Méthode de purification fondée sur la différence de solubilité entre un produit à purifié et d'éventuelles impuretés. Un solvant idéal est celui dans lequel le produit est soluble à chaud et non soluble à froid tandis que les impuretés sont solubles aussi bien à chaud qu'à froid. Le produit de départ est solubilisé dans le solvant chaud puis en refroidissant le produit purifié précipitera. Remarque : Purification du paracétamol...

4.3.1 Chromatographie sur couche mince (CCM)

Cette méthode consiste à faire migrer des espèces chimiques sur une phase solide (plaque de silice, papier filtre...) qui absorbe une phase mobile (solvant éluant) par capillarité. Le solvant en montant entraînera avec lui les espèces chimiques déposées en bas de la plaque. La hauteur atteinte par une espèce chimique donnée dépendra de l'importance relative entre son interaction avec l'éluant et son interaction avec la phase solide. Par exemple un produit peu soluble dans l'éluant sera peu/pas entraîné et restera fixé à la plaque. Remarque : Identification et séparation d'espèces chimiques...