

---

# LC 01 : De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière

---

Louis Usala  
13/05/22

## Bibliographie

- 📎 *Chimie physique expérimentale*, B. Fosset, C. Lefrou, A. Masson, C. Mingotaud, Hermann, p.115
- 📎 *Programme 1ère de spécialité*, [education.gouv.fr](http://education.gouv.fr)

## Prérequis

niveau 1<sup>ère</sup> de spécialité

- Tableau périodique des éléments
  - Configuration électronique, électron de valence
  - Schéma de Lewis
  - Liaison covalente
  - Cations, anions
  - Solubilité
  - Concentration molaire
  - Maths : relation de Chasles
- 🔍 Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).

## Expériences

- \* Solubilité du diiode dans l'eau et le dichlorométhane, [Fosset] p.115

## Table des matières

<b>1 Polarité d'une entité chimique</b>	<b>2</b>
1.1 Géométrie des molécules . . . . .	2
1.2 Polarisation . . . . .	3
1.2.1 Echelle d'électronégativité . . . . .	3
1.2.2 Les types de liaison . . . . .	3
<b>2 Cohésion et mélanges</b>	<b>4</b>
2.1 Cohésion des solides ioniques . . . . .	4
2.2 Pont hydrogène . . . . .	4
2.3 Solubilité . . . . .	5
2.4 Miscibilité . . . . .	5

## Présentation de la leçon

### Introduction

On a déjà vu que les atomes pouvaient se lier entre eux en formant des liaisons covalentes. De cette manière, ils forment des édifices plus gros que l'on appelle des molécules. Mais les molécules, individuellement, sont ridiculement petites (de l'ordre du nanomètre). A notre échelle, nous voyons des solides et des liquides qui sont des assemblages de molécules. S'ils existent, c'est parce que les molécules qui les composent peuvent tenir ensemble : elles doivent être liées par différents mécanismes. Puisque les liquides n'ont pas de forme fixe, les molécules qui les composent doivent pouvoir bouger les unes par rapport aux autres : elles sont liées mais de manière moins forte que les atomes au sein d'une molécule. Les solides, eux, ont une forme propre : leurs molécules doivent être attachées plus robustement que celles des liquides.

Cette leçon va nous permettre de voir comment les molécules interagissent entre elles, comment elles s'attachent pour donner les phases que l'on observe à notre échelle. On verra aussi qu'en jouant avec ces propriétés, on peut observer des comportements originaux de la matière, comme ce filet d'eau dévié sans qu'on le touche !

#### Expérience

##### Référence :

##### Matériel, description :

Frotter une tige de verre contre sa blouse et l'approcher d'un filet d'eau du robinet (ou d'une burette, à défaut).

Attention : en préparation, vérifier l'écoulement du robinet.

## 1 Polarité d'une entité chimique

Pour comprendre comment les molécules interagissent, il nous faut revenir au modèle de Lewis que l'on a déjà décrit et l'affiner un peu.

### 1.1 Géométrie des molécules

On voit bien avec le schéma de Lewis combien de liaisons se font autour d'un atome. Comment s'organisent-elles dans l'espace ? Ce sont des électrons donc ils se repoussent. Et comment peuvent-ils

être le plus loin possible les uns des autres ?

### Expérience

#### Référence :

#### Matériel, description :

Ballons de baudruche

Expliquer que le noeud du ballon représente l'atome central et le reste représente une liaison ou un doublet non-liant. Attacher 2 ballons entre eux et voir qu'ils sont le plus éloigné en étant à l'opposé l'un de l'autre. En attacher 4 et voir qu'ils ne se mettent pas en carré dans un plan mais en forme de tétraèdre.

Utiliser ces résultats pour expliquer la forme des molécules de dioxyde de carbone, de méthane et d'eau.

### Transition

On voit que certaines molécules sont symétriques et d'autres non. La forme des molécules va avoir une importance pour déterminer comment les molécules se lient. Mais pour ça il fait un élément en plus.

## 1.2 Polarisation

On le sait, une liaison covalente est une mise en commun par deux atomes d'une paire d'électrons. Mais est-ce que ce partage est équitable ?

### 1.2.1 Echelle d'électronégativité

Les atomes cherchent à adopter une structure électronique proche de celle des gaz nobles. En fonction de leur place dans le tableau périodique des éléments, ils auront d'autant plus envie de s'aligner sur une structure donnée (en début de ligne les éléments sont proches de la structure du gaz noble précédent et en fin de ligne ils sont proches de la structure du suivant). Pour quantifier cet effet, on introduit une grandeur appelée "électronégativité".

#### Définition

**Electronégativité  $\chi$**  : Capacité d'un atome à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison chimique.

Chaque élément a une valeur d'électronégativité donnée. Plus il est capable d'attirer les électrons à lui et plus cette valeur est grande. Sur l'échelle de Pauling, elle est comprise entre 0 et 4.

\*Afficher un tableau périodique des éléments avec valeurs d'électronégativité. Commenter l'évolution le long d'une ligne.\*

### 1.2.2 Les types de liaison

En fonction des atomes mis en jeu dans une liaison et de leurs électronégativités respectives, on distingue différents types de liaisons.

**Cas 1** :  $|\chi_2 - \chi_1| < 0.5$

C'est le cas d'une liaison entre le carbone  $\chi(C) = 2.5$  et l'hydrogène  $\chi(H) = 2.1$ . \*Dessiner la liaison.\* Les électrons sont équitablement répartis entre les deux atomes. On parle de **liaison covalente apolaire**.

**Cas 2** :  $0.5 < |\chi_2 - \chi_1| < 2$

C'est le cas d'une liaison entre l'oxygène  $\chi(O) = 3.5$  et l'hydrogène  $\chi(H) = 2.1$ . \*Dessiner la liaison.\* Un des atomes attire plus à lui les électrons que l'autre. On parle de **liaison covalente polaire**. Puisqu'un des atomes attire plus à lui les électrons, il est chargé un peu négativement. Il n'a pas une charge négative entière : on parle de charge partielle. On la note  $\delta^-$  sur l'atome en question. Quant à l'autre, il a une charge partielle positive  $\delta^+$ . Ces charges partielles font que la liaison agit comme un aimant avec un pôle nord et un pôle sud. On le note en représentant une flèche entre les deux atomes qui va de la charge partielle négative à la positive.

#### Remarque

Quand plusieurs liaisons sont polarisées dans une molécule, leurs effets s'ajoutent. Pour la molécule de  $CO_2$ , les deux effets se compensent. Par contre, pour la molécule d'eau, la géométrie en coude fait que les deux effets s'ajoutent partiellement (relation de Chasles). La molécule entière se comporte donc comme un petit aimant !

**Cas 3** :  $2 < |\chi_2 - \chi_1|$

C'est le cas d'une liaison entre le chlore  $\chi(Cl) = 3.0$  et le sodium  $\chi(Na) = 0.9$ . \*Dessiner la liaison.\* Un des atomes attire tellement les électrons qu'il les arrache à l'autre. Les entités ne sont plus spatialement liées : ce sont des ions indépendants. On les note avec des charges totales :  $Cl^-$ ,  $Na^+$ . Ce cas ne représente une liaison qu'à l'état solide, quand les ions restent proches les uns des autres. En effet, ce sont des charges opposées donc elles s'attirent. On parle alors de **liaison ionique**.

#### Transition

Le fait que les ions s'attirent entre eux ou que les molécules interagissent comme des aimants engendre des propriétés à grande échelle.

## 2 Cohésion et mélanges

### 2.1 Cohésion des solides ioniques

Les solides ioniques sont formés de cations et d'anions aux charges opposées. Ainsi, les cations et les anions s'attirent mais les cations se repoussent entre eux tout comme les anions. En phase solide, ils s'organisent de sorte que chaque anion soit entouré de cations et que chaque cation soit entouré d'anions. \*Montrer une structure cristalline de solide ionique en photo ou sur ChimGéné.\* On remarque que, si les ions bougent un peu les uns par rapport aux autres, ils sont obligés de se rapprocher momentanément des ions de même charge. Par conséquent, ils préfèrent rester bien en place. C'est pourquoi l'organisation globale bouge peu : on obtient un solide.

### 2.2 Pont hydrogène

On a vu que dans la molécule d'eau, un hydrogène est partiellement chargé positivement. Il a donc tendance à attirer les électrons extérieurs à la molécule. Si un autre atome a des doublets non-liants, il peut les utiliser pour s'accrocher à l'hydrogène. Cette interaction est appelée **pont hydrogène**. Elle permet à deux molécules de tenir ensemble mais elle n'est pas aussi forte qu'une liaison covalente.

Dans l'eau liquide, les molécules restent solidaires les unes des autres par ces ponts hydrogène : chaque molécule fait 2 ponts à partir des hydrogènes et 2 ponts à partir des doublets de l'oxygène.

## 2.3 Solubilité

Pour introduire un soluté dans un solvant, il faut que les molécules de soluté et de solvant aient de bonnes interactions. Ces interactions passent par le fait d'approcher des charges opposées les unes des autres. On peut reprendre ici l'analogie avec les aimants.

Pour les ions dans l'eau, évoquer et montrer les sphères de solvatation. Pour les solutés apolaires, expliquer que l'eau préfère faire des interactions avec d'autres molécules d'eau que de faire l'effort de solubiliser des molécules sans interactions favorables.

### Expérience

**Référence :** Fosset p.115

**Matériel, description :**

Comparer la solubilité du diiode (apolaire) dans l'eau et dans le dichlorométhane. Titrer une solution saturée de diiode dans chacun des solvants avec des ions thiosulfate selon la réaction



On s'attend à une solubilité de  $1.3 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$  dans l'eau et environ 15 fois plus dans le dichlorométhane.

Repérer l'équivalence par colorimétrie avec l'empois d'amidon. Attention : le titrage biphasique dans le dichlorométhane est long. On peut le faire en préparation et ne présenter que celui en phase aqueuse.

## 2.4 Miscibilité

La miscibilité fonctionne sur le même principe : deux solvants sont d'autant plus miscibles que leurs molécules ont de bonnes interactions. On constate ainsi que l'eau (polaire) n'est pas miscible avec l'huile (apolaire).

On peut favoriser les bonnes interactions entre solvants polaires et apolaires en ajoutant des tensioactifs. Ce sont des molécules dont une partie est apolaire et l'autre est polaire. On parle de molécules amphiphiles.

### Expérience

**Référence :**

**Matériel, description :**

Mettre dans 2 tubes à essai de l'eau et de l'huile. Dans l'un des deux, ajouter aussi du savon (tensioactif). Mélanger vigoureusement les deux en même temps. Observer une émulsion dans les deux. Observer le tube {eau+huile} revenir rapidement à l'état biphasique et le tube {eau+huile+savon} mettre beaucoup plus de temps.

C'est aussi le principe de la vinaigrette et des détergents.

## Conclusion

Ouvrir sur l'intérêt de prédire la miscibilité des solvants et la solubilité relative des solutés dans différents solvants pour faire des synthèses puis des séparations.

## Questions

- **Expliquer une liaison covalente pour les élèves** Liaison inter-atomique, constituée de deux électrons partagés, qui peut se dissymétriser selon l'électronégativité.
- **Et si c'est trop dissymétrique ?** Si l'écart d'électronégativité est supérieur à 2 sur l'échelle de Pauling on a une liaison ionique et plus covalente. D'ailleurs, on a en général 2 ions pas nécessairement liés. On ne parle de liaison ionique que dans un solide ionique.
- **Classer par énergies les liaisons.** Covalentes  $200-800 \text{ kJ mol}^{-1} \sim$  métalliques  $100-800 \text{ kJ mol}^{-1} \sim$  ioniques  $100 - 600 \text{ kJ mol}^{-1} >$  hydrogène  $10 - 30 \text{ kJ mol}^{-1} >$  Van der Waals  $5 - 10 \text{ kJ mol}^{-1}$ .
- **Phases solide avec molécules fixes vs Phase liquides avec des molécules en mouvement : plus de précision ?** Pour les solides ioniques, chaque mouvement d'un plan du réseau engendre un rapprochement de beaucoup de charges opposées et donc un grand coût énergétique. Pour un liquide soudé avec des liaisons hydrogène, les interactions entre molécules sont moins fortes, plus aléatoires, contrebalancées par l'agitation thermique et l'organisation est moindre. Le mouvement des molécules les unes par rapport aux autres demande moins d'énergie.
- **Comment expliquer aux élèves les deux liaisons de l'oxygène ?** Expliquer que la configuration du Néon est particulièrement stable. C'est ça qui compte. Et pour atteindre cette configuration, l'oxygène n'a besoin que de 2 électrons supplémentaires. Donc il ne fait que 2 liaisons malgré ses 6 électrons de valence.
- **Comment se repérer sur la classification périodique avec les règles de l'octet et du duet ?** Ligne 1 : duet/ Ligne 2 et 3 : octet pour ceux de droite duet pour ceux de gauche **Pour lignes après ?** Pour le bloc d on pourra pas atteindre les configurations des gaz nobles les plus proches donc vont essayer d'avoir une configuration "intermediairement" stable type "sous-couche pleines ou semi-pleines. C'est ce qui explique les nombres d'oxydation rencontrés pour les ions métalliques. On trouve aussi la règle des 18 électrons pour un complexe, analogue de la règle du duet et de l'octet.
- **Schéma de Lewis de l'eau du  $CO_2$  et du méthane en commentant. Pouvez vous parler de l'hybridation de l'atome central ?**  $SP^3$  pour le méthane et l'eau /  $SP$  pour  $CO_2$  (hybridation des orbitales  $s$  et  $p$ ) **Représentation de l'eau est-ce que ça pose pas un problème avec la réalité ?** Angle équivalent à une géométrie tétraédrique  $\approx 109^\circ$ . (Elle avait été dessinée à angle droit.) **Angles sur les autres molécules ?**  $180^\circ$  pour le dioxyde de carbone,  $\approx 109^\circ$  pour le méthane.
- **Autres échelles que celle de Pauling ?** Mulliken
- **Cas où la différence d'électronégativité est nulle ?** Diiode
- **Parler des aimants pour les molécules polarisés : normal que tu ai parlé de moments dipolaires ?** Ce n'est pas une notion au programme. Mais l'analogie est utile et intuitive même sans parler de dipôle explicitement.
- **Maille cristalline de  $NaCl$  ?** Deux CFC imbriquées : une CFC de cations et une CFC d'anions.
- **Différence entre molécule et solide ionique à expliquer à un élève** Molécule : entité composée d'atomes que l'on peut difficilement séparer. Entité qui a des propriétés physico-chimiques propres. Solide ionique : entité stable mais peut se solvater facilement dans l'eau par exemple.

- **Montrer expérimentalement la présence de liaisons hydrogène ?** Par spectroscopie IR. Déplacement de la bande  $O - H$  à  $3000 - 3500 \text{ cm}^{-1}$ .
- **Développer : les liaisons hydrogène dans l'eau permettent à l'eau de rester liquide** Méthane gazeux à température ambiante alors que l'eau est liquide et ils ont une masse molaire similaire **Quid de l'ammoniac ?** Cas intermédiaire : fait aussi des liaisons hydrogène mais ne peut en faire que 2 fois moins que l'eau.
- **A quoi sert un solvant en chimie ?** mettre en contact les espèces, orienter les réactions, maintenir la température du milieu réactionnel **Quels sont les différents critères de choix d'un solvant ?** Proticité, polarité, miscibilité, caractère dissociant.
- **Différence entre un titrage et un dosage ?** Titrage cas particulier des dosages, on détruit la molécule à doser lors d'un titrage. Lors d'un dosage, on cherche juste à déterminer une quantité de matière / concentration sans présupposer de la méthode suivie. (Ex : la spectrophotométrie est une méthode de dosage qui n'est pas un titrage.)
- **Qu'est ce que tu voulais montrer avec les tubes à essai qui restent sur la paillasse ?** Le savon stabilise une émulsion huile-eau.
- **Points à retenir de cette leçon pour des élèves** Existence de différents types de liaisons. Conséquences sur les mélanges des espèces à l'échelle macroscopique. Application au choix de solvants.
- **Applications concrètes de cette leçon ?** Exemples liés à la solubilité et la miscibilité (huile/eau). Application thermo : salage des routes en hiver. Solubilité en fonction de la température : calcaire.
- **Tu placerais quel cours après celui-ci ?** Apporte des outils à des cours de chimie orga.
- **Question valeurs de la République : Un parent ne veut pas que son enfant assiste à un cours sur le nucléaire ?** L'objectif d'un cours n'est pas de faire une propagande mais c'est développer l'esprit critique des élèves, développer des arguments pour mieux comprendre le fonctionnement et les risques. Savoir pour quelles raisons précises on peut critiquer le nucléaire et aussi savoir quelles sont les faux arguments contre le nucléaire.

## Remarques

- Dommage pour les quelques minutes de retard et la conclusion rapide.
- Perdu du temps sur la manip qui est arrivée trop tard dans la leçon.
- Bien de montrer le pipetage parce que juste vider la burette c'est limite comme geste opératoire.
- Ne pas hésiter à gonfler l'intro pédagogique.