

## LC 14 - Liaisons Chimiques

Niveau : Lycée

Prérequis : Atomes et configuration électronique, électronégativité, règles du duet et de l'octet

Biblio :

- Hachette 1ère générale

- Ressources numériques 1ère STL :

<https://spcl.ac-montpellier.fr/moodle/course/view.php?id=58>

- Wikipédia

- Pour certains schémas de Lewis :

<https://sbarbati.wordpress.com/2011/11/18/lewis-et-points-cest-tout/>

Plan :

- I. Liaisons chimiques intramoléculaires : pourquoi les atomes créent-ils des liaisons ?
  - A. Règles de stabilité atomique
  - B. Energie de liaison
- II. Liaisons chimiques intramoléculaires : comment les atomes vont-ils s'assembler ?
  - A. Conventions d'écriture des schémas de Lewis
  - B. Méthode de construction d'un schéma de Lewis d'une molécule
  - C. Dédurre la géométrie spatiale du schéma de Lewis : théorie VSEPR
- III. Liaisons chimiques intramoléculaires : quel types de liaison entre les atomes ?
  - A. Electronégativité et partage des électrons
  - B. Liaison polarisée et charges partielles
  - C. Liaison métallique
  - D. Lien entre le type de liaison et certaines propriétés des matériaux
- IV. Exemple d'une liaison chimique intermoléculaire : le pont hydrogène

## NOTES

Introduction

Tout est constitué d'atome.

- I. Liaisons chimiques intramoléculaires : pourquoi les atomes créent-ils des liaisons ?
  - A. Règles de stabilité atomique

Rappel : règle de stabilité atomique

répartition des  $Z$  électrons sur les couches 1s, 2s, 2p ...

Couche de valence : pour  $Z \leq 18$ , celle de nombre  $n$  le plus élevé

Ex :  ${}^7\text{N} : (1s)^2(2s)^2(2p)^3$ ;  ${}^{10}\text{Ne} : (1s)^2(2s)^2(2p)^6$ .

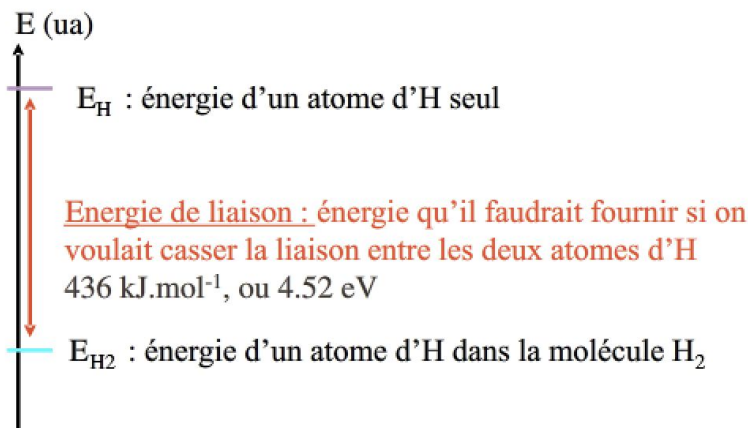
Gaz nobles particulièrement stables. Les atomes tendent à obtenir la configuration électronique de gaz noble en formant des ions monoatomiques ou des molécules.

Les atomes vont partager leurs électrons de valence pour que leur couche de valence soit celle du gaz noble le plus proche dans la classification périodique : leur couche de valence porte donc 2 ou 8 électrons (règle du duet et de l'octet).

On a donc formation de liaisons covalents obtenues par mise en commun de 2 électrons.

## B. Energie de liaison

Gagner en stabilité signifie descendre en énergie.



Cette différence d'énergie entre l'énergie de H seul et l'énergie de H dans  $H_2$  correspond à l'énergie de liaison.

Ordre de grandeur: Liaison intramoléculaire  $\rightarrow$  centaine de kJ

## II. Liaisons chimiques intramoléculaires : comment les atomes vont-ils s'assembler ?

### A. Conventions d'écriture des schémas de Lewis

- **Pour un atome :** Le schéma de Lewis d'un atome permet de représenter la structure électronique externe de l'atome.
- Le noyau et les couches électroniques internes sont représentés par le **symbole atomique**.
- Les **électrons de valence** sont représentés par des **points** s'ils sont seuls ou des **tirets** s'ils forment un doublet.
- Jusqu'à 4 électrons de valence, pas de doublets mais seulement des électrons célibataires. Au-delà de 4, les électrons supplémentaires s'ajoutent pour former des doublets.
- **Pour une molécule :** Le schéma de Lewis d'une molécule s'établit en assemblant les schémas de Lewis des atomes. Les **électrons célibataires** face à face forment alors des **liaisons covalentes**.
- Remarque importante : Une liaison covalente peut être simple ou multiple (double ou triple). Dans le cas d'une liaison double 4 électrons sont mis en commun, 6 pour une triple.

### B. Méthode de construction d'un schéma de Lewis d'une molécule

Sur l'exemple du méthanol, de formule brute  $CH_4O$ .

Configurations électroniques :

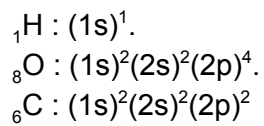
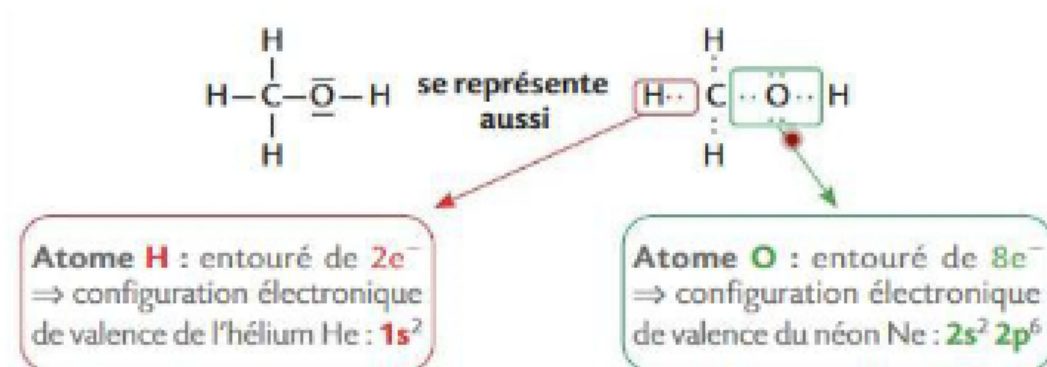
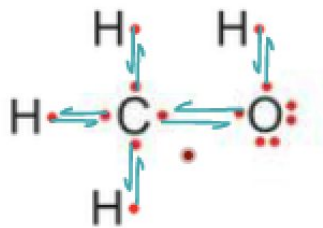
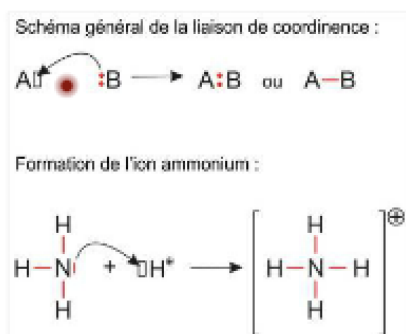


Schéma de Lewis des atomes :



Remarque :







Il existe des situations où un atome fournit les deux électrons nécessaires à la liaison covalente. La liaison covalente est alors dite "dative".



C. Dédurre la géométrie spatiale du schéma de Lewis : théorie VSEPR

Soit A un atome central donné ; n le nombre d'atomes X liés à A ; m le nombre de doublets non liants E portés par A. →  $AX_nE_m$ .

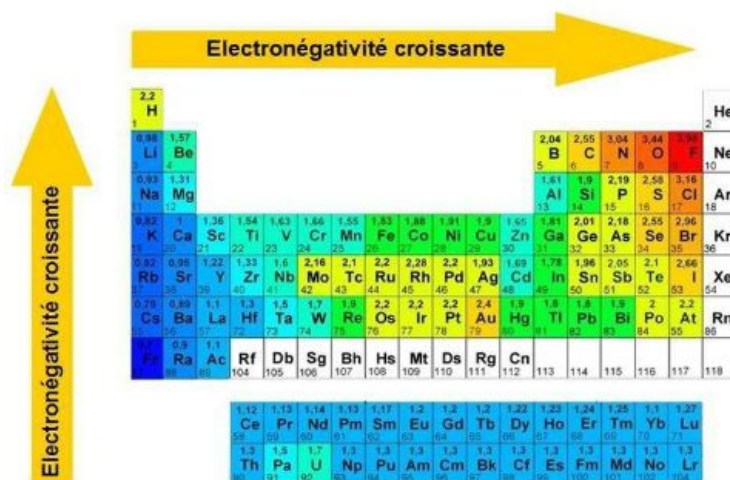
Attention pour le  $AX_2E_1 = AX_2E$ , c'est coudé.

Type	$AX_2$	$AX_3$	$AX_3E$	$AX_4$	$AX_4E$	$AX_4E_2$
n+m	2	3	3	4	4	4
						
Géométrie	Linéaire	Triangulaire plane	Triangulaire pyramidale	Tétraédrique	Pyramide à base triangle	Plane courbée
Exem- ples	$BaCl_2, CO_2$	$SO_3, CO_3^{2-}$	$SO_2, Cl_2O$	$CH_4, POCl_3$	$NH_3, H_3O^+$	$H_2O, H_2S$

### III. Liaisons chimiques intramoléculaires : quel types de liaison entre les atomes ?

#### A. Electronégativité et partage des électrons

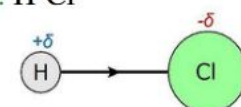
électronégativité  $K_i$  = capacité d'un atome à attirer à lui les électrons de la liaison covalente. Plus  $K_i$  est grand, plus l'atome capte les électrons.



#### B. Liaison polarisée et charges partielles

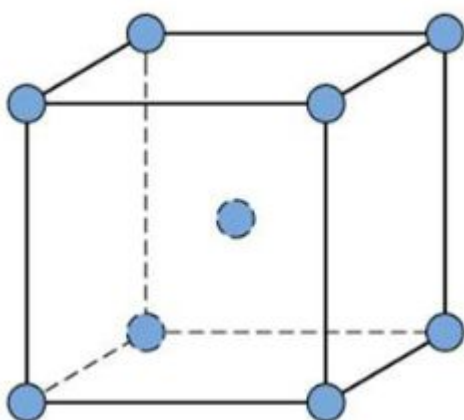
•  $\Delta\chi \leq 0,5$  : la liaison est covalente. Les atomes se partagent de façon égale les électrons. **Ex** : liaison C-H ( $\Delta\chi = 2,55 - 2,2 = 0,35 \leq 0,5$ ).

•  $0,5 \leq \Delta\chi \leq 1,7$  : la liaison covalente est polarisée : c'est une liaison iono-covalente. Les atomes ne se partagent pas de façon égale les électrons : ils sont déplacés vers l'atome le plus électronégatif. Celui qui a la plus forte électronégativité prend une charge partielle  $\delta^-$  et celui qui a l'électronégativité la plus faible prend une charge partielle  $\delta^+$ . **Ex** : H-Cl



•  $1,7 \leq \Delta\chi$  : la liaison est ionique. Il n'y a plus réellement de liaison. **Ex** : NaCl :  $Na^+ - Cl^-$

#### C. Liaison métallique



Na cristallise en cubique centré.

Configuration électronique : Na : [Ne] (3s)<sup>1</sup>.

Un électron à partager entre 8 voisins → délocalisation → électron libre

La liaison est métallique.

(NB : Programme scientifique lycée (première ou term à vérifier) )

D. Lien entre le type de liaison et certaines propriétés des matériaux

Liaisons intramoléculaires : liaisons fortes, énergies de liaison élevées.

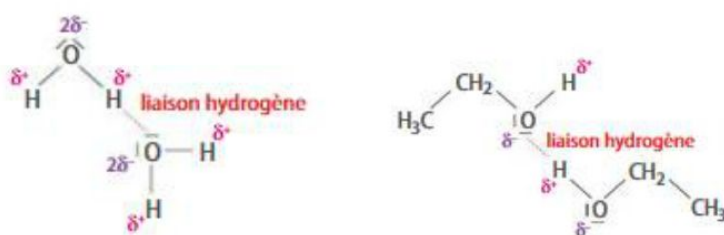
Ex : H-H : 436 kJ.mol<sup>-1</sup>

Liaison covalente/ iono-covalente/ ionique : liaison dirigée → matériau isolant.

Liaison métallique : liaison délocalisée, électrons libres → matériau conducteur de courant.

VI. Exemple d'une liaison chimique intermoléculaire : le pont hydrogène

Ex :



La liaison hydrogène s'établit entre un atome d'hydrogène lié à un atome plus électronégatif (H porte donc une charge partielle delta +) et un doublet non liant d'un autre atome électronégatif que celui auquel l'hydrogène est lié.

Liaison intermoléculaire : liaison faible, énergie plus faible. Ex : liaison H : 4-40 kJ/mol

Conclusion

Les atomes créent des liaisons pour se rapprocher de la stabilité des gaz nobles, en copiant leur configuration électronique de valence (règle du duet et de l'octet).

Il existe différents types de liaisons entre les atomes à l'intérieur d'une molécule. Ils possèdent alors des propriétés physiques et chimiques différentes. Ce sont des liaisons fortes.

Le formalisme de Lewis permet de déterminer le nombre de liaisons que fait chaque atome, et avec la théorie VSEPR, on peut déduire la géométrie du schéma de Lewis.

A l'échelle supérieur, il existe des liaisons intermoléculaires (pont hydrogène). il en existe d'autres, qui nécessiterait un autre cours pour être présentées.

Questions :

- A quelle classe adresse t-on cette leçon?

Plutôt première STL (on voit VSEPR), seconde on voit la configuration électronique

Cela ne s'appelle pas VSEPR en première mais il y a géométrie des molécules.

En seconde ils voient la configuration électronique avec s, p, ... jusqu'au 3p, ainsi que le modèle de Lewis et géométrie en première.

Cristallo ??

Pas de mauvaises réponses, c'est surtout pour voir si on y a réfléchi avant.

Leçon un peu à cheval sur plusieurs niveaux (seconde générale, première STL)

- Réexpliquer la diapo énergie de liaison ?

Énergie de liaison elle concerne les deux atomes d'hydrogène

- Formule qui permet de calculer l'énergie de liaison en fonction de  $H$  et  $H_2$  ? Formule pour passer de kJ/mol à eV ?

kJ/mol à eV ? nombre d'avogadro avec la charge d'un électron  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ .

- Exemple d'atome qui possède une lacune ?

Bohr.

- Comment on détermine la charge positive de l'atome de Bohr ?
- Quelle est la différence symbolique entre la lacune et la charge plus ?

Lacune = manque un doublet

Charge plus = manque un électron

- Pourquoi c'est logique d'avoir  $NH_4^+$  ?

4 doublets qu'il partage avec 4 atomes d'hydrogène, donc il lui manque un électron, donc on met une charge plus.

- Principe qui donne la géométrie à partir du calcul de  $m+n$  ? A partir de la figure de répulsion.

Principe de répulsion → minimisation de la répulsion entre les doublets d'électrons et les électrons des liaisons.

→ VSEPR

- Différence entre un solide et un cristal, solide ionique et moléculaire ?

Cristal → répartition des atomes ordonnées et répété dans tout l'espace

Solide → pas forcément de structure ordonné

Solide ionique → composé d'ion → interaction ionique/électrostatique

Solide moléculaire → composé de molécule → l'interaction de VDW, liaison hydrogène et liaison covalente.

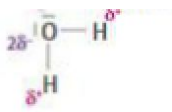
Pour des lycéens → partir de l'exemple puis faire généralité.

Leçon un peu à cheval sur plusieurs niveaux (seconde générale, première STL) ??

- Comment on présente les liaisons hydrogènes en réalité ? Est-ce qu'il y a des exceptions à la liaison à  $90^\circ$ ?

Oui pas toujours à  $90^\circ$

Cela dépend de la géométrie de la molécule et du recouvrement.



Recouvrement orbitalaire dans la liaison hydrogène.

- Est-ce que c'est toujours intermoléculaire ?

Non on a des liaisons H intramoléculaires.

-

Des différences de températures de fusion et d'ébullition entre les composés isomères.

Acide maléique et fumarique.

Trans = interaction intermoléculaire

Cis => Pont hydrogène = liaison intramoléculaire

Et donc ça change température de fusion.

Trans (opposé)

Cis (du même côté)

- Expériences à présenter
- D'où vient le critère sur l'électronégativité et qu'en pensez vous ?

Critère empirique, ça reste approximatif.

Ce sont des barrières floues

La liaison est covalente quand les électrons sont partagés de manière égales.

La liaison est polarisée quand un atome attire à lui une partie des électrons de la liaison.

Eviter de commencer avec la règle de différence d'électronégativité (comme c'est assez flou, il faut pas que les élèves admettent ça comme une règle incontournable)

Différence d'électronégativité → liaison polarisée.

Entre le C et H → 0,4 d'écart alors que l'on considère qu'ils ne sont pas polarisés, et certains manuel scolaire il prenne des critères à 0,5 pour justifier le carbone.

Donc a prendre avec précaution.



- Exemple de liaison dative ? Hors programme lycée.  
Complexe. Liaison de coordination.

- Définir ce qu'est une liaison chimique ?  
Interaction attractive entre deux atomes qui met en jeu des électrons. Cela assure la cohésion de la matière.  
Directionnel ou non → pas un critère pour dire que c'est une liaison chimique

Remarques :

Public bien ciblé

Modèle moléculaire et logiciel de modélisation.

Mettre des couleurs sur le diaporama.

**Montrer la connaissance du programme en parlant de l'enseignement scientifique →  
On voit la cristallographie dans l'enseignement scientifique.**

BO pour cette leçon ;

seconde :

<p><b>Le cortège électronique de l'atome définit ses propriétés chimiques.</b></p> <p>Configuration électronique (1s, 2s, 2p, 3s, 3p) d'un atome à l'état fondamental et position dans le tableau périodique (blocs s et p). Électrons de valence. Familles chimiques.</p>	<p>Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental.</p> <p>Déterminer les électrons de valence d'un atome (<math>Z \leq 18</math>) à partir de sa configuration électronique à l'état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique.</p> <p>Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles.</p>
<p><b>Vers des entités plus stables chimiquement.</b></p> <p>Stabilité chimique des gaz nobles et configurations électroniques associées. Ions monoatomiques.</p> <p>Molécules. Modèle de Lewis de la liaison de valence, schéma de Lewis, doublets liants et non-liants. Approche de l'énergie de liaison.</p>	<p>Établir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.</p> <p>Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique.</p> <p>Nommer les ions : <math>H^+</math>, <math>Na^+</math>, <math>K^+</math>, <math>Ca^{2+}</math>, <math>Mg^{2+}</math>, <math>Cl^-</math>, <math>F^-</math> ; écrire leur formule à partir de leur nom.</p> <p>Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés (<math>Z \leq 18</math>).</p> <p>Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison.</p>

première :



A) De la structure à la polarité d'une entité	
Schéma de Lewis d'une molécule, d'un ion mono ou polyatomique. Lacune électronique.	Établir le schéma de Lewis de molécules et d'ions mono ou polyatomiques, à partir du tableau périodique : $O_2$ , $H_2$ , $N_2$ , $H_2O$ , $CO_2$ , $NH_3$ , $CH_4$ , $HCl$ , $H^+$ , $H_3O^+$ , $Na^+$ , $NH_4^+$ , $Cl^-$ , $OH^-$ , $O^{2-}$ .
Géométrie des entités.	Interpréter la géométrie d'une entité à partir de son schéma de Lewis. <i>Utiliser des modèles moléculaires ou des logiciels de représentation moléculaire pour visualiser la géométrie d'une entité.</i>

Première STL :

Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion. Théorie VSEPR.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Interpréter ou établir le schéma de Lewis de molécules ou d'ions contenant des doublets liants, doublets non-liants, doubles liaisons, triples liaisons.</li> <li>- Utiliser la théorie VSEPR pour déterminer la géométrie d'espèces de formules chimiques <math>AX_nE_m</math>, avec <math>n+m \leq 4</math>, l'atome central étant donné.</li> <li>- Écrire des formes mésomères des ions nitrate et carbonate pour interpréter leur géométrie.</li> </ul> <p><b>Capacité numérique :</b> utiliser un logiciel de représentation moléculaire pour visualiser une molécule.</p>
---	---