

# Leçon n°1 : Liaisons chimiques (niveau lycée)

Corentin Lemaire

## Prérequis

- Configuration électronique (règles de remplissage)
- Formalisme de Lewis
- Tableau périodique
- Électronégativité

## 1 La liaison covalente

- 1.1 Définitions
- 1.2 Représentation de Lewis moléculaire (et ionique)
- 1.3 Géométrie des molécules - méthode VSEPR

## 2 Polarisation d'une liaison

- 2.1 Définition
- 2.2 Cas limite : liaison ionique
- 2.3 Solubilité

## 3 Exemple de liaison faible : la liaison hydrogène

- 3.1 Définition
- 3.2 Mise en évidence

## Liste des manip

- Mise en évidence de la polarité du solvant eau sur HCl (fontaine, facultatif).
- Dissolution de NaCl dans  $C_6H_{12}$  vs dans l'eau
- Mesure de température après dissolution de différents sels
- Mesure de la température de fusion de l'acide fumarique et de l'acide maléïque

# Introduction

- Ce cours se place après le cours sur la configuration électronique des atomes et des ions
- Pourquoi les atomes forment-ils des liaisons, par exemple pour former des molécules ? Notamment parce que la liaison chimique stabilise le composé.
- On peut distinguer deux types de liaisons, selon l'énergie nécessaire à la rupture de cette liaison :
  - Les liaisons fortes (ici on présentera la liaison covalente et un cas particulier la liaison ionique). L'énergie de liaison est entre 200 et 1000 kJ/mol.
  - Les liaisons faibles, comme les interactions de Van der Waals. On présentera la liaison hydrogène. L'énergie de liaison est inférieure à 50 kJ/mol.

## 1 La liaison covalente

### 1.1 Définitions

### 1.2 Représentation de Lewis moléculaire (et ionique)

### 1.3 Géométrie des molécules - méthode VSEPR

## 2 Polarisation d'une liaison

### 2.1 Définition

### 2.2 Cas limite : liaison ionique

### 2.3 Solubilité

## 3 Exemple de liaison faible : la liaison hydrogène

### 3.1 Définition

### 3.2 Mise en évidence

## Définitions

Une liaison covalente est une liaison chimique issue de la mise en commun d'un ou plusieurs électrons de valence

Dans le formalisme de Lewis, les électrons ainsi mis en commun forment un doublet liant, alors que les électrons de valence non-mis en commun forment des doublets non-liants. Une même liaison peut comporter plusieurs doublets liants, on parle alors de liaison double ou triple.

La formation d'une liaison permet à l'atome de s'approcher de la configuration électronique du gaz noble le plus proche : c'est un effet stabilisant. Pour la plupart des éléments rencontrés, on vérifiera la règle du duet ou de l'octet.

L'énergie d'une liaison covalente est de l'ordre de 150 à 500 kJ par mole (1,6 à 5,2 eV par liaison).

## 1 La liaison covalente

### 1.1 Définitions

### 1.2 Représentation de Lewis moléculaire (et ionique)

### 1.3 Géométrie des molécules - méthode VSEPR

## 2 Polarisation d'une liaison

### 2.1 Définition

### 2.2 Cas limite : liaison ionique

### 2.3 Solubilité

## 3 Exemple de liaison faible : la liaison hydrogène

### 3.1 Définition

### 3.2 Mise en évidence

<https://barbati.fr/2011/11/18/lewis-et-points-cest-tout/>

Méthode générale :

- 1 compter les électrons de valence + charges formelles
- 2 calculer le nombre de doublets
- 3 choisir un atome central (en général celui qui gagne le plus d'électrons)
- 4 former les liaisons, multiples si nécessaire

Exemples :  $CH_4$  et  $H_2O$



## 1 La liaison covalente

### 1.1 Définitions

### 1.2 Représentation de Lewis moléculaire (et ionique)

### 1.3 Géométrie des molécules - méthode VSEPR

## 2 Polarisation d'une liaison

### 2.1 Définition

### 2.2 Cas limite : liaison ionique

### 2.3 Solubilité

## 3 Exemple de liaison faible : la liaison hydrogène

### 3.1 Définition

### 3.2 Mise en évidence

VSEPR = Valence Shell Electons Pairs Repulsion

Explication de  $AX_nE_p$  : distinction figure de répulsion et géométrie de la molécule. Présenter tableau des géométries

Exemple :  $CH_4$  et  $H_2O$

## 1 La liaison covalente

### 1.1 Définitions

### 1.2 Représentation de Lewis moléculaire (et ionique)

### 1.3 Géométrie des molécules - méthode VSEPR

## 2 Polarisation d'une liaison

### 2.1 Définition

### 2.2 Cas limite : liaison ionique

### 2.3 Solubilité

## 3 Exemple de liaison faible : la liaison hydrogène

### 3.1 Définition

### 3.2 Mise en évidence

- Charges partielles
- Moment dipolaire
- Important pour les solvants : exple de l'eau

### Mise en évidence de la polarité

- 2 tubes à essai
- Cyclohexane, eau, NaCl
- On essaye de dissoudre le sel dans chacun des solvants, on montre que le cyclohexane (non polaire) solubilise peu le sel.

## 1 La liaison covalente

### 1.1 Définitions

### 1.2 Représentation de Lewis moléculaire (et ionique)

### 1.3 Géométrie des molécules - méthode VSEPR

## 2 Polarisation d'une liaison

### 2.1 Définition

### 2.2 Cas limite : liaison ionique

### 2.3 Solubilité

## 3 Exemple de liaison faible : la liaison hydrogène

### 3.1 Définition

### 3.2 Mise en évidence

- Quand la différence d'électronégativité est forte (1,7), la liaison est très polarisée
- Souvent sous forme cristalline
- On peut montrer un modèle cristallo : par exemple  $\text{CaF}_2$  ( $\text{F}^-$  forme un réseau cubique et  $\text{Ca}^{2+}$  occupe la moitié des sites cubiques)

## 1 La liaison covalente

### 1.1 Définitions

### 1.2 Représentation de Lewis moléculaire (et ionique)

### 1.3 Géométrie des molécules - méthode VSEPR

## 2 Polarisation d'une liaison

### 2.1 Définition

### 2.2 Cas limite : liaison ionique

### 2.3 Solubilité

## 3 Exemple de liaison faible : la liaison hydrogène

### 3.1 Définition

### 3.2 Mise en évidence

Description du procédé de solubilisation :

- 1 rupture de la liaison ionique (dissociation)
- 2 solvatation de chacun des ions
- 3 dispersion

La rupture de la liaison chimique est endothermique, la solvatation est exothermique (faire un schéma des niveaux d'énergie).

On peut le montrer en dissolvant de la Soude et du NaCl dans de l'eau (on prend la même quantité de matière).



## 1 La liaison covalente

- 1.1 Définitions
- 1.2 Représentation de Lewis moléculaire (et ionique)
- 1.3 Géométrie des molécules - méthode VSEPR

## 2 Polarisation d'une liaison

- 2.1 Définition
- 2.2 Cas limite : liaison ionique
- 2.3 Solubilité

## 3 Exemple de liaison faible : la liaison hydrogène

- 3.1 Définition
- 3.2 Mise en évidence

Il s'agit d'une liaison entre une charge partielle  $\delta+$  d'un proton et une charge partielle  $\delta-$  d'un autre atome (halogène, azote ou oxygène notamment). L'énergie d'une liaison hydrogène est de l'ordre de 10 à 40 kJ par mole (0,1 à 0,4 eV par liaison). On la trouve notamment dans l'eau, ce qui explique la stabilité de l'eau liquide à température ambiante, ou encore dans l'ADN, la liaison H fait tenir les deux brins ensemble (Guanine-Cytosine et Adénine-Thymine).

## 1 La liaison covalente

- 1.1 Définitions
- 1.2 Représentation de Lewis moléculaire (et ionique)
- 1.3 Géométrie des molécules - méthode VSEPR

## 2 Polarisation d'une liaison

- 2.1 Définition
- 2.2 Cas limite : liaison ionique
- 2.3 Solubilité

## 3 Exemple de liaison faible : la liaison hydrogène

- 3.1 Définition
- 3.2 Mise en évidence

On peut voir apparaître les manifestations des liaisons H dans les spectres (élargissement des raies alcools en IR, déblindage en RMN). On peut aussi mesurer la température de fusion de deux stéréoisomères : l'acide fumarique (287 °C) et l'acide maléique (131 °C). Les bancs Köfler d'enseignement ne permettent pas de mesurer le point pour le premier.

- La compréhension des liaisons chimiques est la base de toute la chimie : elles conditionnent l'état des molécules et leur réactivité.
- Importance en chimie analytique : spectroscopie, réactions de dosages...
- On peut les comprendre de différentes manières : approche de Lewis, orbitales, électrostatique,...