

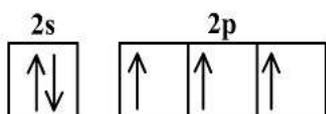
En chimie, une structure de Lewis est une représentation en deux dimensions de la structure électronique externe des atomes composant une molécule. Inventée par Gilbert Lewis, elle se base sur la topologie de la molécule.

**II-1 Représentation de Lewis d'un élément**

Les électrons de valence sont symbolisés autour de l'élément chimique par une structure dite de Lewis tels que les électrons célibataires sont représentés par des points et les doublets par des tirets deux points.

Prenons un exemple : l'azote  ${}_7N$  :

$1s^2 2s^2 2p^3$  la couche externe est celle de  $n = 2$ , on la représente ainsi :

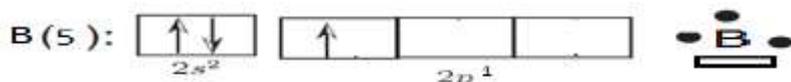


Où on compte 1 doublet et 3  $e^-$  célibataires, soit un schéma de Lewis :



Alors que les orbitaux atomiques vides sont représentés par rectangle vide

**Exemple :**



Les structures les plus répandus sont

n=1	• <b>H</b>					
n=2	• <b>Be</b> •	• <u>B</u> •	• C •	• <u>N</u> •	• O •	• <u>F</u> •
n=3		• <u>Al</u> •	• Si •	• <u>P</u> •	• S •	• <u>Cl</u> •

## II. 2 différents types de liaisons

Suivant la nature des atomes associés, on distingue différents types de liaisons

### II.2.1 La liaison covalente :

Dans la liaison covalente, chaque atome met en commun 1 électron, la liaison est répartie équitablement entre les deux atomes concernés.

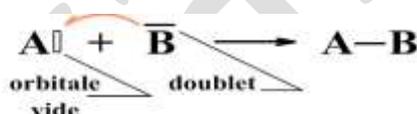


**Exemple : Le dichlore (Cl<sub>2</sub>)**



### II.2.2 La liaison dative:

Il arrive qu'une molécule se forme à partir de deux atomes dont l'un possède un doublet libre (une paire d'électrons non liant) et l'autre, une case quantique vide (un OA vide). La mise en commun de ce doublet constitue une liaison dative.



### II.2.3 La liaison ionique :

Elle peut être formée par une paire d'atomes possédant une grande différence d'électronégativité (par convention, supérieure à 1,7), elle est formée typiquement entre un non-métal (les éléments des groupes **VI<sub>A</sub>**, **VII<sub>A</sub>**) et un métal (les éléments des groupes **I<sub>A</sub>**, **II<sub>A</sub>**). Le métal donne un ou plusieurs électrons pour former un ion chargé positivement.

**Exemple :** le cas du NaCl

**Exercice 1 :** sur la base des électronégativités, déterminer la nature des liaisons suivantes : NH, NaCl, SH, CaO, KCl et SiH

On donne les électronégativités : H(2,2), O(3,5), N(3), Si(1,9), S(2,5), Cl(3,16), K(0,8), Ca(1,0)

**La solution :**

Pour déterminer la nature de la liaison, on doit calculer la différence entre les électronégativités des deux atomes associés par cette liaison

Si :  $X_A - X_B < 1,7$  il s'agit d'une liaison covalente

Et si  $X_A - X_B > 1,7$  il s'agit d'une liaison ionique

**NH** :  $X_A - X_B = 0,7$  c'est une liaison covalente

**NaCl** :  $X_A - X_B = 2,26$  c'est une liaison ionique

**SH** :  $X_A - X_B = 0,3$  liaison covalente

**CaO** :  $X_A - X_B = 2,5$  liaison ionique

**KCl** :  $X_A - X_B = 1,7$  liaison ionique

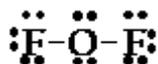
**SiH** :  $X_A - X_B = 0,3$  liaison covalente

### **II.3 Règle de l'octet**

Lors d'une représentation d'une structure de Lewis, chaque atome doit être entouré par 8 électrons (et deux électrons dans le cas d'hydrogène). Cette règle est issue de la stabilité chimique particulière que possèdent les gaz rares (caractérisée par 4 paires d'électrons de valence). En exception cette règle est applicable surtout pour les éléments du deuxième période et pour les éléments : C, O, N et F

Pour écrire la structure de Lewis d'une molécule, il faut donc utiliser les symboles de Lewis de chaque atome impliqué puis les réunir de manière telle que chaque atome possède 8 électrons périphériques.

**Exemple** : F<sub>2</sub>O



### **II.4 Comment établir une représentation de Lewis d'une molécule ?**

Pour établir la structure de Lewis d'une molécule il faut suivre les étapes suivantes :

- Etablir la configuration électronique de chaque atome
- Déterminer les électrons de valences de toute la molécule avec :
 
$$e_v = \sum e_{vi} - Z$$
 où :  $Z$  : est la charge de la molécule (avec son signe)
- Déterminer le nombre des paires d'électrons avec :
 
$$P.E = e_v / 2$$
 (les paires d'électrons sont réparties entre : liaisons covalentes, doublet libres et liaisons dative)
- Choisir l'atome central (l'atome possédant soit: le plus grand nombre d'électrons célibataires, soit le coefficient stœchiométrique le plus petit, sinon le moins électronégatif)
- Arranger les autres atomes autour de l'atome central, puis lier l'atome central avec les autres atomes via des doublets électroniques
- Il faut vérifier que chaque atome respecte la règle d'Octet
- Il faut calculer après la charge formelle de chaque atome, sachant que la structure la plus favorable est celle dont les charges formelles sont les plus proches de zéro

$$Q_i = e_{vi} - e_{nl} - (1/2)e_l$$

Avec :

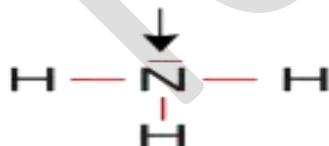
$Q_i$  : la charge formelle de l'atome  $i$

$e_{vi}$  : les électrons de valence de l'atome  $i$

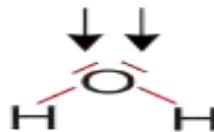
$e_{nl}$  : les électrons non liants ou les électrons des doublets libres

$e_l$  : les électrons des doublets liants ou commun

Doublet non liant



Doublets non liants



**Exercice 2 :** Donner les structures de Lewis des molécules suivantes :

$\text{BeCl}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{ClO}^{3-}$ ,  $\text{NO}^{2+}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$