

- **Prérequis** : Définition d'un atome – Structure électronique d'un atome – Définition d'une molécule – Schéma de Lewis – Doublet liant d'électrons - Doublet non liant d'électrons.

➤ Flash Test p.80

I. Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion

- Support vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=qzzT8eVyoSw> (E. Menonville)

1. Schéma de Lewis d'un atome

- Le symbole d'une entité chimique est entouré de sa couche électronique externe. Les électrons de la couche de valence sont représentés par un point s'ils sont célibataires ou par un tiret s'ils forment un doublet. On admet :
 - Que jusqu'à quatre électrons de valence, l'atome est entouré d'électrons célibataires ;
 - Qu'au-delà, les électrons supplémentaires s'ajoutent aux électrons célibataires pour former des doublets non-liants.
- Compléter le tableau suivant en entourant les électrons de la couche externe

Atome	Configuration électronique	Schéma de Lewis	Nombre de liaison possible	Nombre de doublets non liants
hydrogène ${}_1\text{H}$	$1s^1$			
carbone ${}_6\text{C}$				
Oxygène ${}_8\text{O}$				
Azote ${}_7\text{N}$				
Chlore ${}_{17}\text{Cl}$				

2. Etablir le schéma de Lewis des molécules et des ions

-
-
-
-
-
-
-
-

3. Exemples

- Compléter les exemples suivants :

Ion	Configuration électronique	Schéma de Lewis
Ion chlorure Cl^-		
Ion hydrogène H^+		
Ion oxygène O^{2-}		

- Quelle est la particularité de l'ion H^+ ?

.....

II. Géométrie des molécules ou des ions

- Support vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=ZSN0hCw3UpY> (E. Menonville)

1. Prévoir la géométrie d'une molécule ou d'un ion polyatomique

- La géométrie d'une molécule ou d'un ion polyatomique est basée sur la théorie VSEPR (R. Gillespie en 1957) :
 -
 -

2. Exemples

- Donner le schéma de Lewis de chaque entité ainsi que sa géométrie

Entité	Schéma de Lewis	Géométrie	Entité	Schéma de Lewis	Géométrie
H ₂			BH ₃ B : 1s ² 2s ² 2p ¹		
HCl			H ₂ CO		
O ₂			NH ₃		
N ₂			H ₃ O ⁺		
H ₂ O			CH ₄		
CO ₂			NH ₄ ⁺		

Q.C.M. 2 p. 89 + Ex.17-19-23-25 p.93 et +

III. Polarité d'une entité chimique

- Support vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=tuJQV6JAA8> (E. Menonville)

- Selon Pauling (1932), l'électronégativité représente la capacité d'un atome, dans une entité moléculaire, à attirer vers lui les électrons des liaisons avec d'autres atomes.
- L'atome le plus électronégatif est celui qui attire à lui les électrons de la liaison.
- Plus l'électronégativité est élevée, plus l'atome attire à lui le doublet d'électrons d'une liaison.
- Si la différence d'électronégativité est comprise entre 0,4 et 1,7, la liaison est polarisée.

H 2,2						
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,9	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16

Exemple : pour la molécule HCl, la différence est de 1,0. Le chlore plus électronégatif que l'hydrogène va attirer à lui les électrons de la liaison covalente H-Cl noté : δ^+ H-Cl δ^-

Pour savoir si une molécule est polaire ou non polaire :

-
-
-
-

➤ Q.C.M. 3 p. 89 + Ex.21-29-31-32 p.93 et +