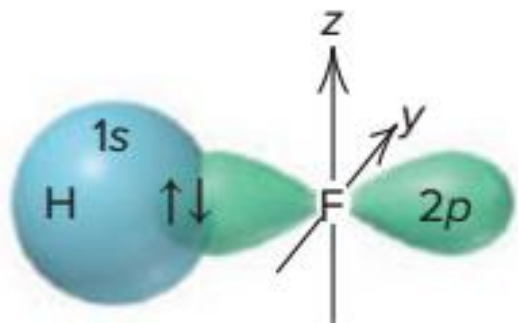


Liaison chimique

Première partie



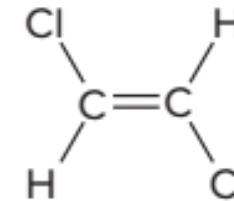
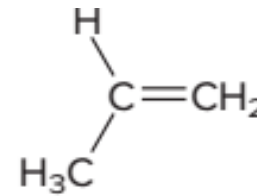
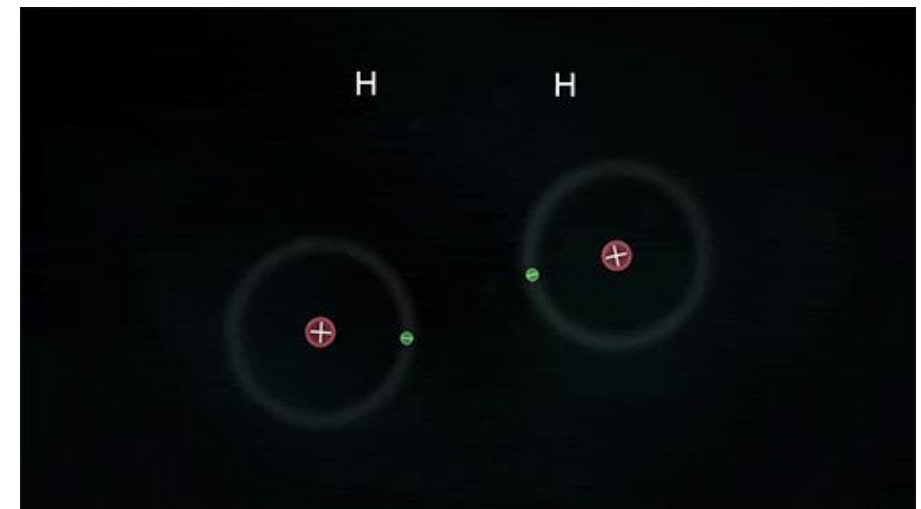
Mourad AMARA

La liaison chimique résulte de l'association de deux atomes grâce à leurs électrons de valence.

Elément bloc **p** ou hydrogène
 + \longrightarrow Liaison covalente
 Elément bloc **p** ou hydrogène

Elément bloc **S**
 (sauf l'hydrogène)
 + \longrightarrow Liaison ionique
 Elément bloc **p**

Les éléments du bloc **d** contractent des liaisons métalliques de coordination



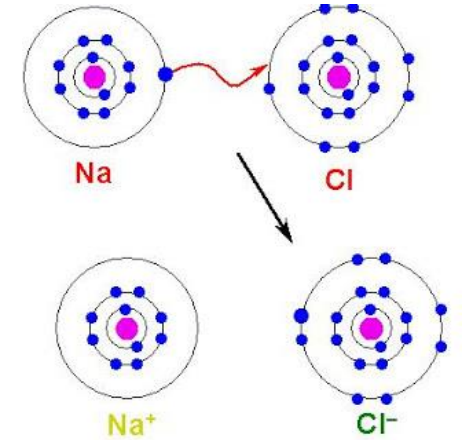
Bloc S

Bloc P

1A (1)																		7A (17)	8A (18)
	2A (2)																	H	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
Na	Mg	3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	8B (8) (9) (10)			1B (11)	2B (12)	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		

Liaison ionique

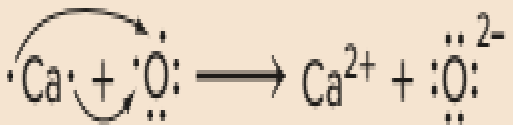
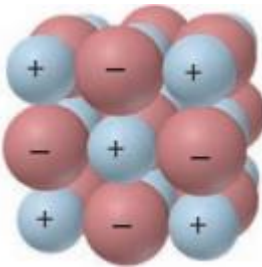
Lorsque l'écart d'électronégativité entre deux atomes est important (en général $> 1,7$ selon l'échelle de Pauling), la liaison est dite ionique et se forme entre deux éléments dans leur état ionique.



On peut alors écrire : $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$
 $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$

On obtient donc : $\text{Na} + \text{Cl} \rightarrow (\text{Na}^+, \text{Cl}^-)$

Hormis l'hydrogène, tous les atomes appartenant aux groupes IA et IIA (1^{ère} et 2^{ème} colonne) du tableau périodique forment des liaisons ioniques avec ceux qui se trouvent placés dans les dernières colonnes du tableau périodique (bloc p), sauf exceptions.

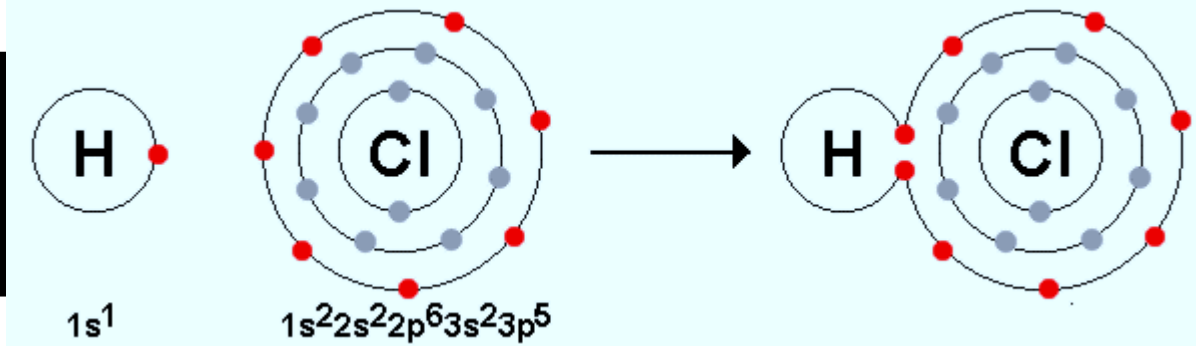


Exemples : CaO , KI , NaBr , MgCl_2 , LaCl_3 , etc.

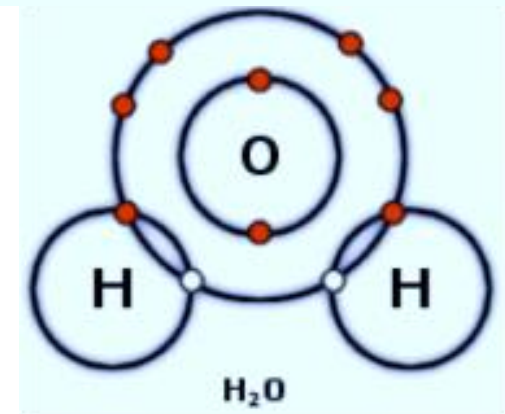
\Rightarrow

Systèmes cristallins

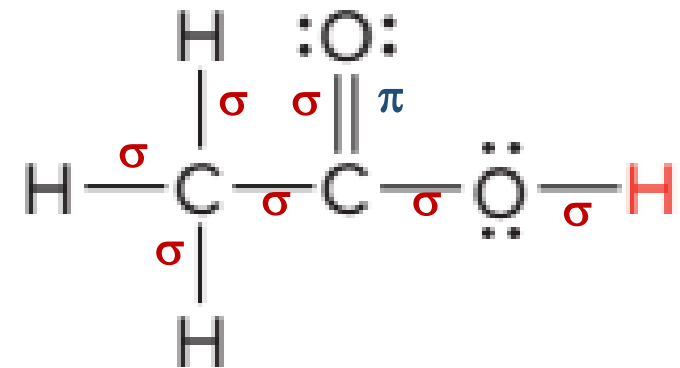
Liaison covalente



Elle constitue la mise en commun d'un électron par atome ou la contribution engendrant la création d'un ou de plusieurs doublets électroniques liants.



Ces doublets sont le résultat du recouvrement des orbitales atomiques selon un arrangement **axial** (noté σ) ou **latéral** (noté π).



Moment dipolaire

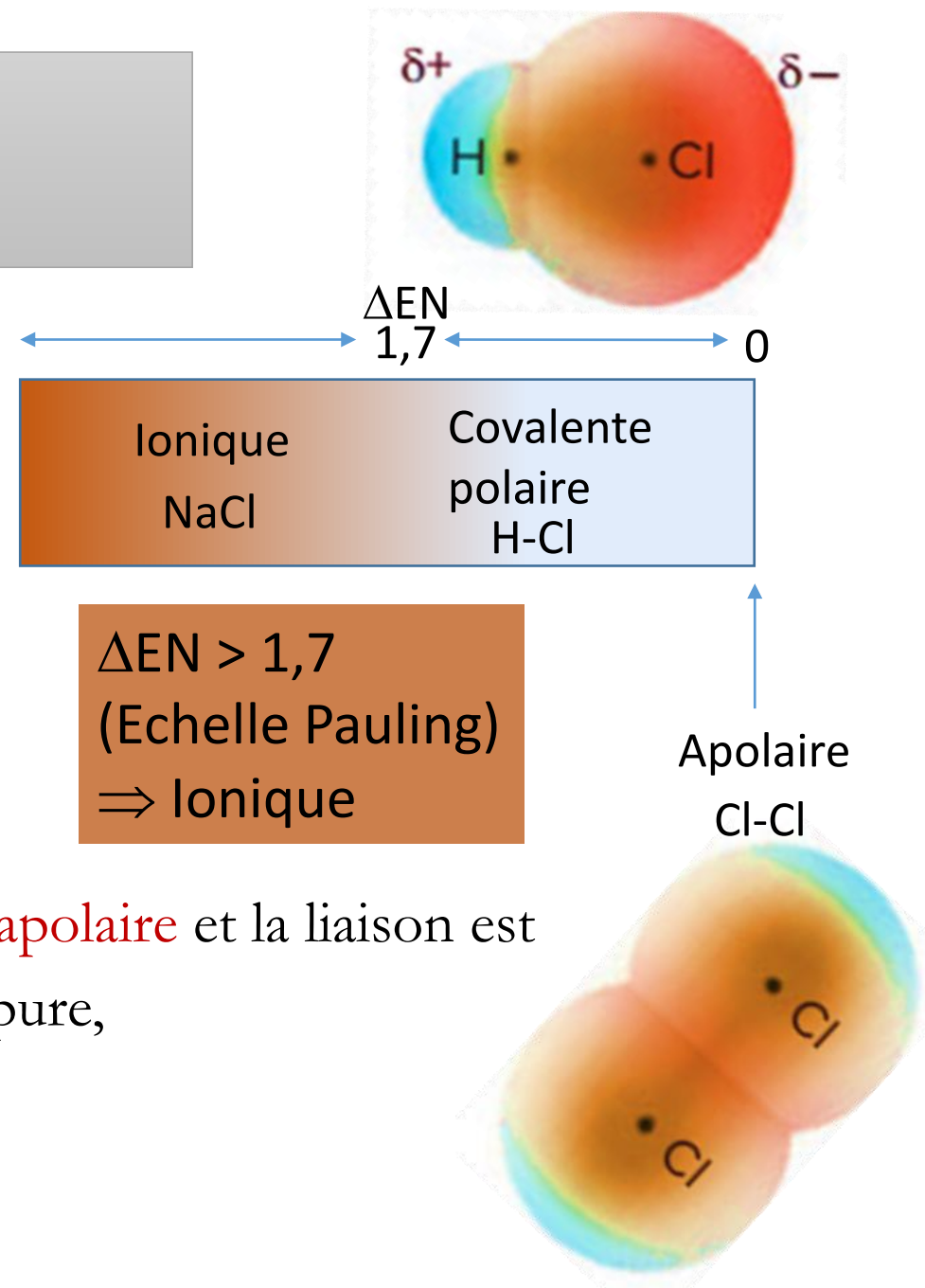
On distingue des liaisons covalentes pures et des liaisons covalentes à caractère ionique (semi-polaires ou polaires).

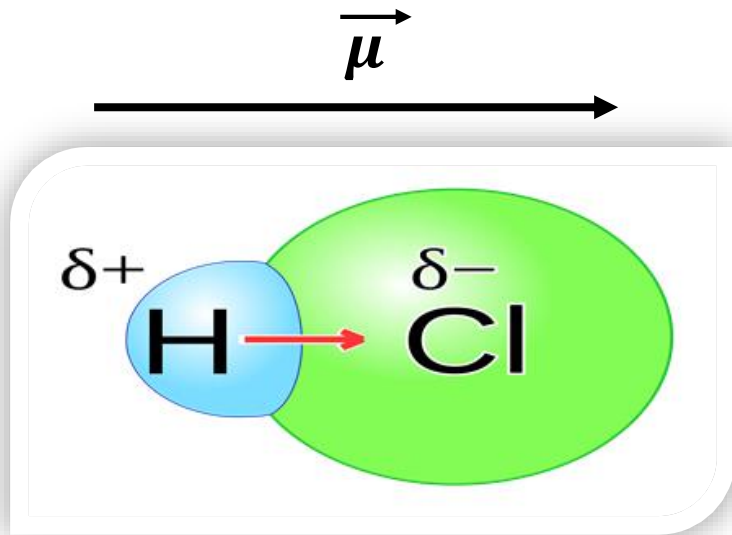
Dans la molécule **HCl**, il existe une différence d'électronégativité qui conduit à la polarisation de la liaison en **pôle positif sur l'hydrogène et pôle négatif sur le chlore**.

Exemple : la molécule **Cl₂** est **apolaire** et la liaison est considérée comme covalente pure,

$\Delta EN \uparrow \Rightarrow$ La polarité d'une liaison \uparrow

$C-F > C-Cl > C-Br > C-I$





Cette polarité de la liaison permet la création d'un **moment dipolaire (μ)**, un vecteur traduisant la direction des électrons de l'atome le moins électronégatif vers l'atome le plus électronégatif.

Calcul du moment dipolaire.

$$\mu = \delta \cdot d$$

Telles que δ est la charge partielle $< e = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{C}$ et d la distance interatomique (en mètre).

Le moment dipolaire μ peut également être exprimé en Debye, avec $1\text{D} = 0.33 \cdot 10^{-29} \text{C.m}$

Le caractère ionique (χ) peut être calculé en pourcentage de la charge portée par l'atome par rapport à une charge totale d'un électron.

$$\chi = \frac{\delta}{e} \cdot 100$$

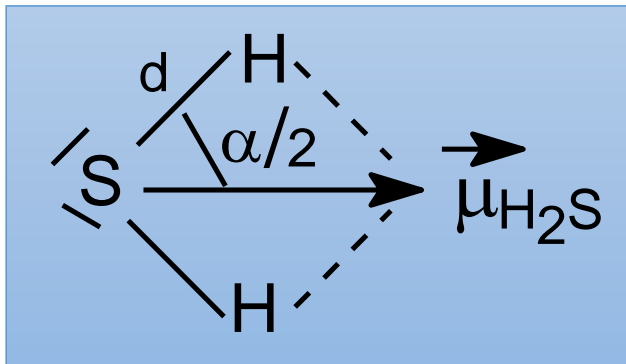
Dans le cas des molécules poly atomiques, la polarité dépend essentiellement de la géométrie et de l'arrangement des liaisons polarisées. **Le moment dipolaire total est déterminé grâce à une somme vectorielle des moments des liaisons.**

D'une manière générale, l'équation suivante permet de réaliser les calculs :

$$\mu_T = 2\mu_{\text{liaison}} \cdot \cos \frac{\theta}{2}$$

où θ est l'angle entre les deux liaisons.

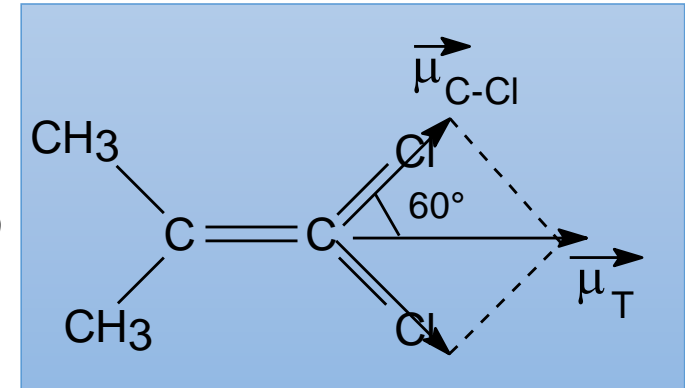
Ex1.



$$\mu_{H_2S} = 2\mu_{HS} \cdot \cos \frac{\alpha}{2}$$

Ex2.

$$\mu_{C-Cl} = 1,7D$$



$$\cos 60 = \frac{\mu_T}{2\mu_{C-Cl}} \Rightarrow \mu_T = 2 \cdot \mu_{C-Cl} \cos 60 = 1,7D$$

Exemple :

Quel est le **pourcentage du caractère ionique** de N-O dans la molécule NO_2 , sachant que l'angle ONO est de 119° et la longueur de la liaison est de $1,431 \text{ \AA}$; Le moment dipolaire mesuré de cette molécule est de $1,633 \text{ D}$. $1 \text{ D} = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ C.m}$



Correction

Déterminons d'abord le moment dipolaire de la liaison grâce à l'équation :

$$\mu_T = 2\mu_{\text{liaison}} \cdot \cos \frac{\theta}{2}$$

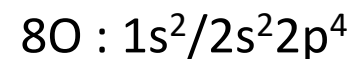
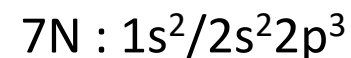
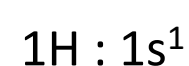
\Rightarrow

$$\mu_{\text{liaison}} = \frac{\mu_T}{2 \cos \frac{\theta}{2}} = \frac{1,633}{2 \cdot \cos \frac{119}{2}} = 1,608 \text{ D}$$

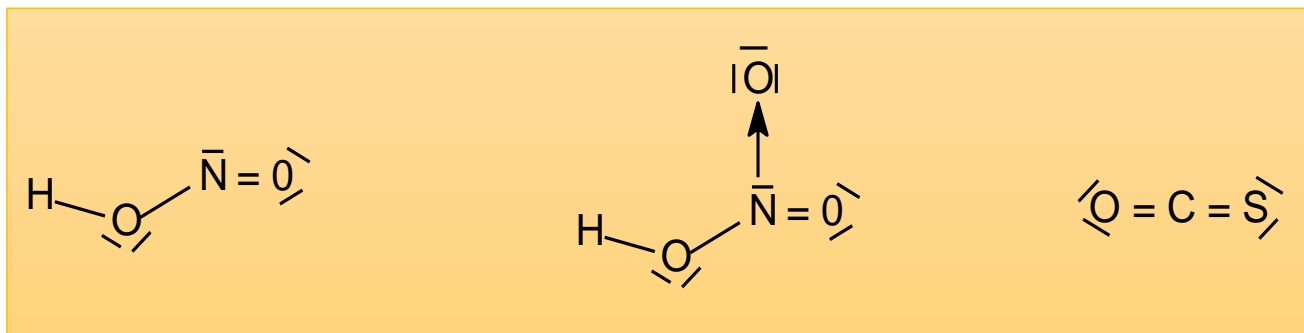
$$\text{La charge partielle est } \delta = \frac{\mu_{\text{liaison}}}{d} = \frac{1,608 \cdot 3,3 \cdot 10^{-30}}{1,431 \cdot 10^{-10}} = 3,7 \cdot 10^{-20} \text{ C}$$

$$\% = \frac{\delta}{e} \cdot 100 = \frac{3,7 \cdot 10^{-20}}{1,6 \cdot 10^{-19}} \cdot 100 = 23,12\%$$

Diagramme de LEWIS



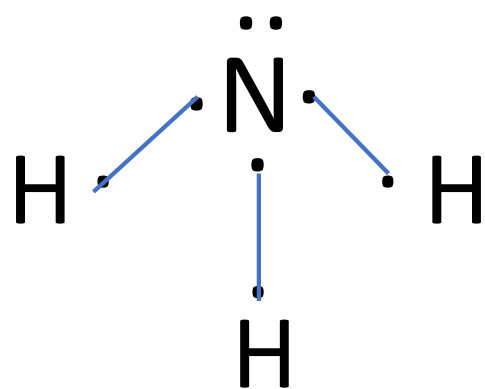
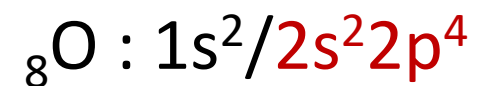
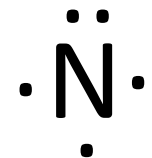
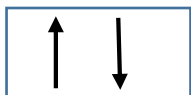
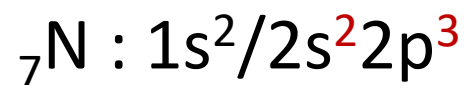
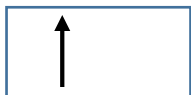
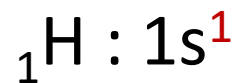
La représentation des molécules selon le diagramme de Lewis se fait autour d'un atome central.



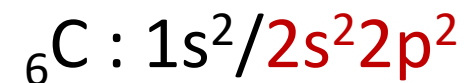
L'atome central est généralement l'atome possédant le plus grand nombre d'électrons célibataires sinon le moins électronégatif, sauf exceptions.

Les électrons de valence sont représentés par des points et les doublets par des tirets.

la règle de l'octet indique que le nombre total d'électrons sous forme de doublets liants ou doublets non liants est de 8, correspondant à une structure saturée similaire à celle des gaz rares.



Liaison de nature **covalente**
Liaison de type **σ**



A suivre

