

# Chapitre 9 : Structure des espèces chimiques

## Partie 1 : Révisions de seconde

### I) Configuration électronique d'un atome

#### I-1 définition

Les électrons qui gravitent autour du noyau d'un atome, se répartissent en couches électroniques notées  $n = 1, n = 2, n = 3$  etc. À chaque couche  $n$ , correspond des sous-couches appelées  $s, p, d$  etc.

La configuration électronique d'un atome décrit la répartition des électrons dans les différentes sous-couches électroniques.

$n = 1$     ~~1s~~  
 $n = 2$     ~~2s 2p~~  
 $n = 3$     ~~3s 3p 3d~~  
 $n = 4$     ~~4s 4p 4d 4f~~  
 $n = 5$     ~~5s 5p 5d 5f ...~~  
 $n = 6$     ~~6s 6p 6d ... ..~~

Règle de remplissage : suivant le nombre d'électrons on remplit les couches et les sous couches électroniques en s'aidant du schéma suivant (règle de Klechkowski).

- les sous couches **s** (1s, 2s 3s...) peuvent recevoir au maximum **2 électrons**
- les sous couches **p** au maximum **6 électrons**
- les sous couches **d** au maximum **10 électrons**
- les sous couches **f** (4f, 5f) au maximum **14 électrons**

On commence à remplir la sous couche 1s. Quand elle est saturée à 2 électrons, on remplit la 2s. Quand elle est saturée à 2 électrons on commence à remplir la

2p. Quand elle est saturée avec 6 électrons, on commence à remplir la 3s etc.

Exemple :

Numéro de la couche	Nom de la couche	Nombre d'électrons maximum dans les sous-couches
1	K	S (2 électrons)
2	L	S (2 électrons)
		P (6 électrons)
3	M	S (2 électrons)
		P (6 électrons)

**Ordre de remplissage des sous-couches électroniques :**  
**1s 2s2p 3s3p**

- l'atome de chlore possède 17 électrons quelle est sa configuration électronique ?

#### I-2 électrons de valence

Pour les atomes de numéro atomique  $Z < 19$ , les électrons appartenant à leur dernière couche électronique ' $n$ ' sont appelés **électrons de valence**.

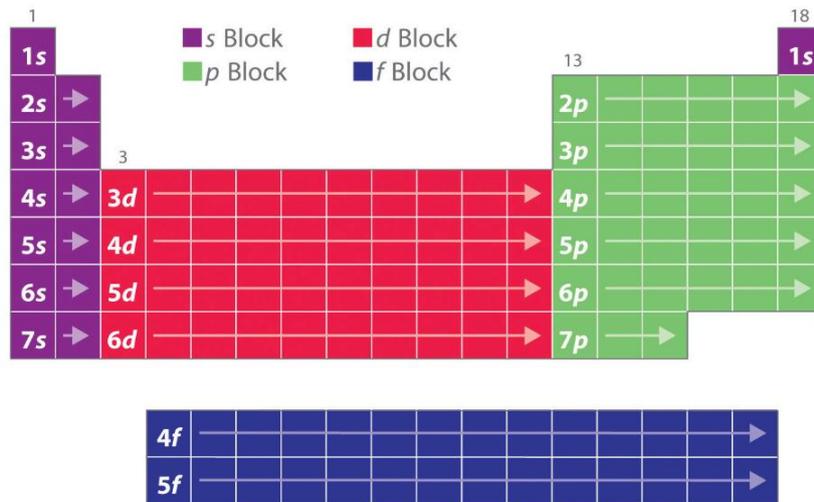
Exemple : l'atome de chlore possède ..... électrons de valence puisque sa couche  $n =$  ..... ne comporte que.....électrons. Ce sont les électrons de valence les plus éloignées du noyau qui vont se lier aux électrons de valence d'autre atome pour former des molécules.

Atomes	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence
Hélium : $Z = 2$			
Magnésium $Z = 12$			
Argon $Z = 18$			



La première période (ou première ligne) correspond à la couche  $n = \dots$ . Elle correspond aux éléments ne possédant qu'une sous-couche  $\dots$ . La seconde période correspond à la couche  $n = \dots$  soit les sous-couches  $\dots$  et  $\dots$ .

On distingue les blocs 's' : 1s, 2s, 3s et les blocs p : 2p, 3p. Entourer les dans la classification.



**Dans une même colonne**, les atomes des éléments ont ..... : un électron de valence pour les atomes des éléments de la première colonne, 2 pour ceux de la seconde colonne, 3 pour ceux de la 13ième etc. Ils ont des propriétés chimiques ..... et constituent une ..... chimique. Les éléments de la dernière colonne du tableau de Mendeleïev appartiennent à la famille des **gaz nobles**. Ils sont très ..... car ils ont .....

**Exercice** : à partir de la configuration électronique (et sans regarder le tableau simplifié !) retrouver la place de

Configuration électronique	Numéro de période	Numéro de colonne	Nom de l'élément
$1s^2 2s^2 2p^5$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$			

l'éléments dans le tableau périodique :

## Partie 2 : stabilité des éléments chimiques

### I- règle de stabilité

Les **gaz nobles** sont **peu présents** dans l'atmosphère terrestre. Ce sont les éléments chimiques les plus **stables**. Ils sont **inertes** chimiquement c'est-à-dire qu'ils ne participent à aucune réaction chimique. Ils ne **forment ni ions ni molécules**.

Au cours des transformations chimiques, les atomes cherchent à gagner en stabilité. Pour cela, ils cherchent à obtenir la même configuration électronique que le gaz noble le plus proche dans la classification périodique c'est-à-dire soit 2 électrons sur leur dernière couche (règle du duet) soit 8 électrons sur leur dernière couche (règle de l'octet). Ils se transforment alors en ions ou en molécules.

### II- formation des ions monoatomiques

Au cours des réactions chimiques certains atomes vont **perdre ou gagner des électrons** pour obtenir la configuration électronique des gaz nobles.

Exemple :

1) un atome de chlore possède 17 électrons. Sa configuration électronique est  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Pour obtenir une structure électronique stable de l'octet) il va gagner un électron et se transformer en l'anion chlorure de formule  $Cl^-$ . L'anion  $Cl^-$  possède 18 électrons. Sa configuration électronique est alors identique à l'Argon :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

2) l'atome de lithium Li possède 3 électrons. Sa configuration électronique est  $1s^2 2s^1$ . Pour obtenir une configuration électronique stable il va perdre un électron et se transformer en cation lithium de formule  $Li^+$ . Le cation  $Li^+$  possède 2 électrons. La configuration électronique est alors identique à celle de l'Hélium :  $1s^2$ .

### Exercice 1

atome	Configuration électronique de l'atome	nombre d'électron à gagner /perdre ?	Configuration électronique de l'ion	Formule de l'ion
Fluor	$1s^2 2s^2 2p^5$			
Magnésium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$			
Argon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			
Aluminium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$			
Soufre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$			
Oxygène	$1s^2 2s^2 2p^4$			

**Exercice 2:** à partir du tableau, déterminer quel type d'ion ( $X^+$ ,  $X^{2+}$ ,  $X^{3+}$ ,  $X^-$ ,  $X^{2-}$ ) vont former les atomes des éléments des colonnes suivantes :

Colonne (tableau simplifié)	Type d'ion	Exemple de formule d'ion	Cation ou anion ?
1			
2			
3			
7			
8			

Les atomes des éléments d'une même colonne forment des ions monoatomiques de même charge.

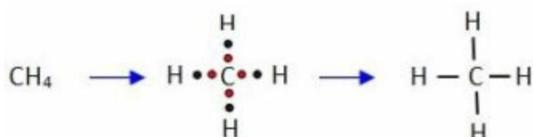
### III- formation des molécules

**Rappel :** Une molécule est constituée d'un assemblage d'atomes. Elle est électriquement neutre. Chaque molécule est représentée par une **formule brute** qui traduit sa composition. Pour écrire la formule brute d'une molécule, on écrit côte à côte les symboles des atomes qui la constituent, en précisant en indice, à droite du symbole, le nombre d'atomes.

Exemples :

- la molécule d'eau de formule brute  $H_2O$  est constitué de 2 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène
- la molécule de méthane de formule brute  $CH_4$  est constitué d'un atome de carbone et 4 atomes d'hydrogène

**Comment se lient les atomes au sein de la molécule ?** Au sein de la molécule, les atomes se lient grâce à des **liaisons covalentes**. Une liaison covalente entre deux atomes correspond à une mise en commun de deux de leurs électrons de valence. Ces 2 électrons forment un doublet d'électrons appelé **doublet liant**. Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes. La liaison covalente se représente par un tiret entre les symboles des deux atomes. Une liaison covalente peut être simple (2 électrons), double (4 électrons) voir triple (6 électrons).



**Exemple :** la molécule de méthane possède 4 liaisons covalentes simples représentées par 4 tirets entre les le carbone et les 4 atomes d'hydrogène.

### Pourquoi les atomes se lient-ils les uns aux autres ?

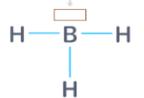
Les atomes qui ne sont pas stables chimiquement vont, grâce aux liaisons covalentes, acquérir une structure stable identique à celle des gaz nobles avec soit 2 électrons sur leur couche externe (cas de l'hydrogène, règle du duet) soit 8 électrons sur leur couche externe (règle de l'octet). Les électrons des doublets liants appartiennent aux 2 atomes.

Les doublets de la couche externe qui ne sont pas liés aux autres atomes sont appelés des **doublets non liants**. Ils appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés. On les représente par un tiret.



Une **lacune électronique** est une couche électronique **vide** pour un atome ou un ion. On peut la représenter par un rectangle.

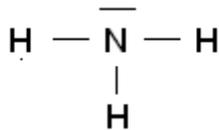
Lacune électronique



## Représentation de Lewis (schéma de Lewis)

La représentation de Lewis d'une molécule permet de représenter les doublets liants et non liants d'une molécule. Les doublets liants se représentent par un trait entre les symboles des atomes et les doublets non liants se représentent par un trait à côté du symbole de cet atome.

**Exemple** : la molécule d'ammoniaque de formule brute  $\text{NH}_3$  a pour représentation de Lewis :



Elle comporte 3 liaisons covalentes simples, donc 3 doublets liants, et un doublet non liant sur l'atome d'azote.

Chaque atome d'hydrogène possède 2 électrons ; la règle du duet est respectée

L'atome d'azote possède 3 doublets liants et un doublet non liant, il possède donc 8 électrons ; la règle de l'octet est respectée.

## Méthode pour écrire le schéma de Lewis d'un atome

### Méthode avec l'atome de soufre S (Z= 16)

- 1) Ecrire la structure électronique
- 2) Donner le nombre d'électrons de valence
- 3) Répartir autant de points que d'électron de valence autour des 4 côtés du symbole de l'atome (il faut « tourner » autour de l'atome)
- 4) A partir du 5<sup>ème</sup> électron, il faut regrouper les électrons par paire (= doublet non liants) en faisant un tiret
- 5) Le nombre d'électron qui reste est appelé électron célibataires : il représente le nombre de liaisons covalentes possibles

Atome	Hydrogène H	Carbone C	Oxygène O	Chlore Cl	Azote N	Soufre S
Couleur du modèle	blanche	noire	rouge	verte	bleue	jaune
Structure électronique						
Nombre d'électrons sur la couche externe						
Combien d'électrons manque-t-il pour suivre l'octet (duet) ?						
Nombre de liaisons covalentes						
Nombre de doublets non liants						
Schéma de Lewis						
Type de liaisons covalentes 						

**Exemples : écrire les formules de Lewis des espèces suivantes et vérifier la stabilité de ces molécules (règle de l'octet ou duet) :  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $H_2O$ ,  $CO_2$ ,  $NH_3$ ,  $CH_4$ ,  $HCl$ ,  $CH_3Cl$ ,  $HCN$ ,  $C_4H_8$**

### Schéma de Lewis d'un ion monoatomique

Même méthode que pour les atomes mais on ajoute les charges en les entourant pour ne pas confondre avec les doublets.

Exemples : ion chlorure, ion oxyde...

### Schéma de Lewis d'un ion polyatomique

Même méthode que pour les molécules mais si le doublet liant d'un atome devient un doublet liant, alors l'élément porte une charge positive.

Exemple : ion oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$

Si le doublet liant d'un atome devient un doublet non liant, alors l'élément porte une charge négative.

Exemple : ion hydroxyde  $\text{HO}^-$

Ion phosphate  $\text{PO}_4^{3-}$

Ion amidure  $\text{NH}_2^-$

### Lacune électronique :

C'est l'absence d'un doublet d'électrons par rapport à la structure électronique de l'atome du gaz noble qui suit l'élément dans le tableau périodique. On la représente par un rectangle vide à côté de l'élément.

#### Exemple :

Chlorure d'aluminium  $\text{AlCl}_3$  : il manque un doublet à l'atome d'Al : il a donc une lacune électronique.

Ion hydrogène  $\text{H}^+$ , il manque un doublet liant à l'atome de H : il a donc une lacune électronique

Ion Sodium  $\text{Na}^+$  :

## Partie 3 : géométrie des structures dans l'espace (en 3d)

### A) RÈGLE DE LA RÉPULSION DES PAIRES ÉLECTRONIQUES

**Les charges électriques de mêmes signes se repoussent.**

Dans les molécules, les doublets, qu'ils soient liants ou non liants sont chacun constitués de deux électrons, c'est à dire de deux charges négatives. Ils exercent donc les uns sur les autres des forces de répulsion.

Pour expliquer la géométrie des molécules, on considère **que les doublets liants et non liants, s'orientent dans l'espace de façon à minimiser les répulsions :**

les doublets se tiennent donc le plus loin possible les uns des autres. C'est ce que l'on appelle le « modèle de Gillespie ».

**Remarques :**

**1) cas des liaisons multiples :**

les doublets liants participants à des liaisons multiples (double ; triple .... ) sont contraintes de rester proches entre elles « elles compte pour une seule paire électronique »

**2) notation des structures géométriques**

On désigne par A l'atome central et par X les atomes quels qu'ils soient auxquels A est liés et par E les doublets non liants entourant l'atome central A

On indique en indice à droite :

- de X le nombre d'atomes liés à l'atome central

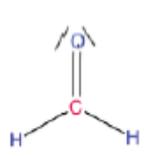
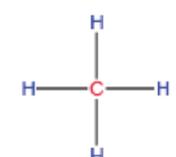
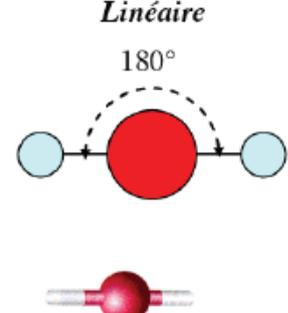
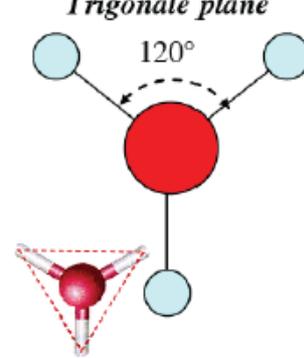
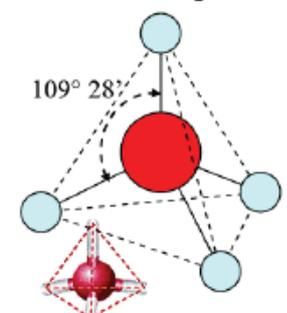
- de E le nombre de doublets non liant (l'indice 1 n'est pas écrit il est sous entendu)

exemple

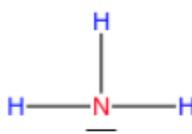
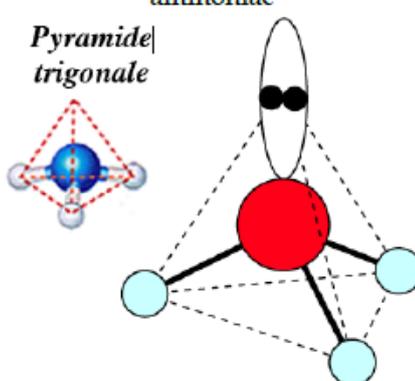
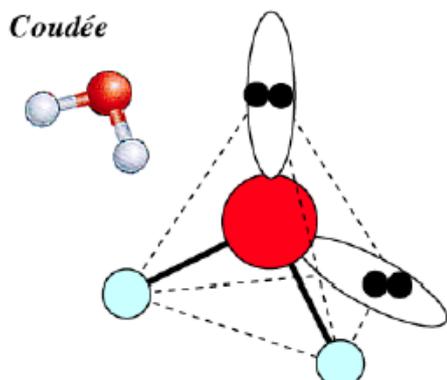
**AX<sub>3</sub>E** signifie que l'atome central est lié à 3 autres atomes et que l'atome central possède un doublet non liant

### B) EXEMPLES

**1) Molécules sans doublets non liants sur l'atome central :**

Structure géométrique	AX <sub>2</sub>		AX <sub>3</sub>	AX <sub>4</sub>
Exemples formule de Lewis de molécules	<chem>H-C#N</chem>	<chem>O=C=O</chem>		
noms	Acide cyanhydrique	Dioxyde de carbone	méthanal	méthane
Géométrie de la molécule	<p style="text-align: center;"><i>Linéaire</i></p> <p style="text-align: center;">180°</p> 		<p style="text-align: center;"><i>Trigonale plane</i></p> <p style="text-align: center;">120°</p> 	<p style="text-align: center;"><i>Tétraédrique</i></p> <p style="text-align: center;">109° 28'</p> 

2) Molécules avec des doublets non liants sur l'atome central :

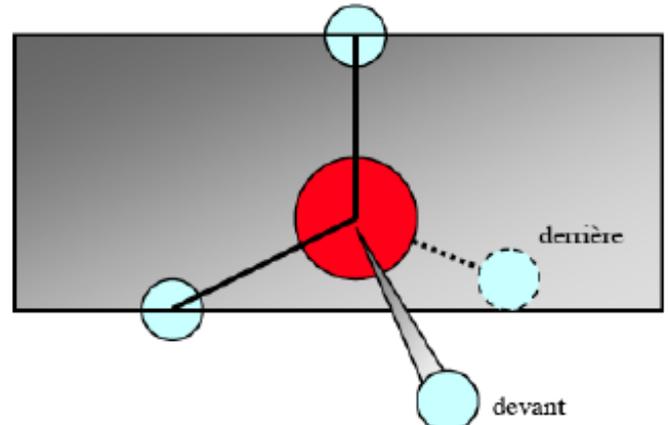
Structure géométrique	$AX_3E$	$AX_2E_2$
Exemples formule de Lewis de molécules		
noms	ammoniac	Eau
Géométrie de la molécule	<p><i>Pyramide trigonale</i></p> 	<p><i>Coudée</i></p> 

**C) REPRÉSENTATION DES MOLÉCULES TRIDIMENSIONNELLES : LA REPRÉSENTATION DE CRAM.**

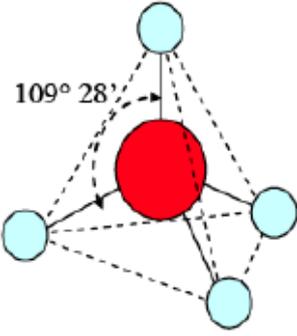
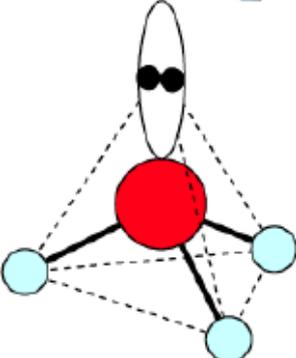
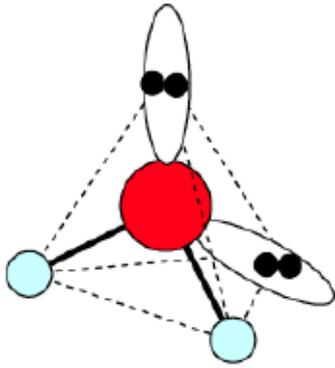
Elle est utilisée pour représenter les molécules tridimensionnelles et que l'on souhaite représenter sur une feuille de papier, c'est à dire en deux dimensions.

On n'utilise pas une perspective cavalière, mais une autre représentation plus simple.

**1) Exemple d'une molécule tétraédrique**

<p>La molécule est représentée de sorte que</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- trois des cinq atomes soient dans le même plan : l'atome central et deux atomes périphériques.</li> <li>- Les deux autres atomes périphériques se retrouvent alors hors du plan : l'un devant et l'autre derrière.</li> <li>- Les paires non liantes sont représentées par un tiret.</li> </ul>		
<p><b>Par convention, on représentera par :</b></p>		
<p>Un trait plein correspond à une liaison dans le plan de représentation</p>	<p>Un triangle en contours pleins correspond à une liaison qui pointe vers l'avant du plan de représentation</p>	<p>Un triangle hachuré représente une liaison qui pointe vers l'arrière du plan de représentation</p>
		

2) exemples connaitre

Nombre de paires non liantes autour de l'atome central :	1	2	3
Exemples de molécules :	<b>CH<sub>4</sub></b>	<b>NH<sub>3</sub></b>	<b>H-O-H</b>
Noms :	<i>méthane</i>	<i>ammoniac</i>	<i>eau</i>
Géométrie de la molécule :	<p><b>Tétraédrique</b></p>  	<p><b>Pyramide trigonale</b></p>  	<p><b>Coudée</b></p>  
Représentation de Cram :			

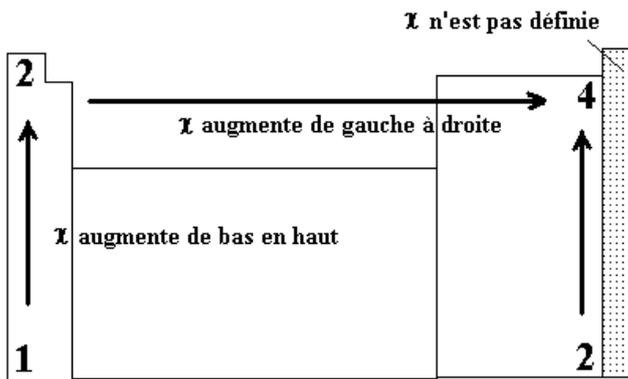
Nombre d'atomes liés et/ou de doublets non liants autour de l'atome	Formule brute	Formule de Lewis	Représentation de Cram	Modèle moléculaire	Géométrie de la molécule
	CH <sub>4</sub>				
	NH <sub>3</sub>				
	H <sub>2</sub> O				
	CHO 2				
	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>				
	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>				

# Partie 4 – Polarité des molécules

## 1) Notion d'électronégativité

**L'électronégativité** (noté avec la lettre grecque « khi »  $\chi$ ) traduit la tendance naturelle d'un atome à attirer à lui les électrons

H 2.20																	B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98
Li 0.98	Be 1.57											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16					
Na 0.93	Mg 1.31															Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66					
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	Hg 2.00	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2					
Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.28	Pt 2.28	Au 2.54	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2						
Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus					
		*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27				
		**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.3				



L'électronégativité (de symbole  $\chi$ ) est liée à la position de l'élément dans le tableau périodique :

- elle augmente de ..... dans une même ligne et de ..... dans une même colonne.
- elle est ..... pour les gaz nobles qui ne font pas de liaisons chimiques avec d'autres atomes.
- ❖ Les atomes ..... facilement des électrons (*en haut à droite du tableau périodique*).
- ❖ Les atomes ..... (ou électropositifs) ..... facilement des électrons (*en bas à gauche du tableau périodique*).

## 2) Polarité des liaisons

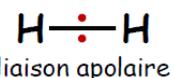
Lorsqu'il s'établit une liaison covalente entre deux atomes d'électronégativité assez ..... on dit que la liaison est polarisée :

- l'atome le plus électronégatif porte une charge électrique partielle négative notée :
- l'autre atome porte une charge électrique partielle positive notée :

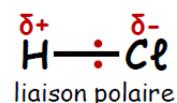
### Remarque :

Les liaisons entre atomes pourront être de trois types différents :

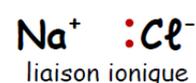
→ la liaison sera ..... c'est-à-dire non polaire, lorsqu'elle relie deux atomes identiques ou des atomes différents ayant une différence d'électronégativité faible ( $< 0,5$ ). Le doublet d'électrons de la liaison est alors équitablement réparti (liaisons H—H, Cl—Cl, C—H) ;

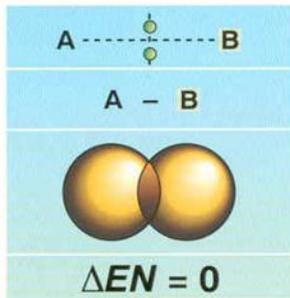


→ la liaison sera ..... lorsqu'elle relie deux atomes ayant une différence d'électronégativité moyenne ou forte ( $> 0,5$ ). Le doublet d'électrons est plus proche de l'atome le plus électronégatif (liaisons  $\text{O}^{\delta-} \text{---} \text{H}^{\delta+}$ ,  $\text{N}^{\delta-} \text{---} \text{H}^{\delta+}$ ,  $\text{C}^{\delta-} \text{---} \text{O}^{\delta-}$ ) ;

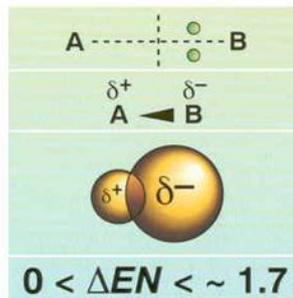


→ la liaison sera ..... lorsqu'elle relie deux atomes ayant une différence d'électronégativité très forte. L'atome le plus électronégatif a totalement capté le doublet d'électrons de la liaison et les deux atomes sont devenus des ions. La liaison n'est plus alors covalente et les ions portent des charges entières multiples de la charge élémentaire e.

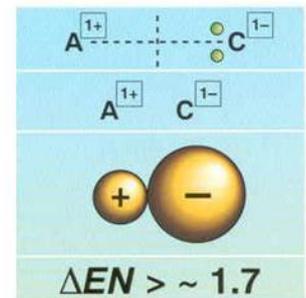




**Liaison covalente apolaire** (non polarisée ou non polaire) relie deux atomes identiques ou deux atomes ayant un  $\Delta\chi$  très faible ( $< 0,3$ ). Le doublet d'électrons partagé est équitablement réparti entre les deux atomes.



**Liaison covalente polarisée** (ou polaire) relie deux atomes ayant un  $\Delta\chi$  moyen à fort (entre 0,3 et 2,0). Le doublet d'électrons partagé est attiré par l'atome le plus électronégatif qui porte alors une charge partielle  $\delta^-$ , l'autre portant une charge  $\delta^+$



**Liaison ionique** relie deux atomes ayant un  $\Delta\chi$  très forte, ( $> 2$ ). Le doublet d'électrons est capté par l'atome le plus électronégatif et les deux atomes deviennent des ions, porteurs de charges « entières », multiples de la charge électrique élémentaire  $e$ .

### 3. Molécule polaire

On dit qu'une molécule est polaire lorsque le centre géométrique des charges partielles négatives est différent du centre géométrique des charges électriques partielles positives.

Exemples : Les molécules :  $\text{HCl}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{COCl}_2$  sont-elles polaires ou apolaires ? L'expliquer en indiquant où se situe le barycentre (« centre géométrique ») des charges partielles positives et négatives.