



STAGE DE PRÉ-RENTRÉE (SPR)

Matière : Chimie générale

Cours du jour : Atomistique

Date du cours : Mercredi 25 Août 2021



Un diapo du
Tutorat Santé PSA



Kesako?

90 min coeff 15, le plus gros coeff avec l'UE2 !

UE1

Biochimie

QCMs de par cœur, un peu de réflexion par rapport au connaissance à faire en premier, sans perte de temps

Chimie O

QCMs d'application de connaissance, exercices de réflexion en deuxième, en prenant son temps pour ne pas faire d'erreur

Chimie G

Exercices, exercices, exercices, exercices, on applique les méthodes vues en ED et les formules et application de connaissances, doit se faire en dernier



Pourquoi c'est une matière spéciale ?

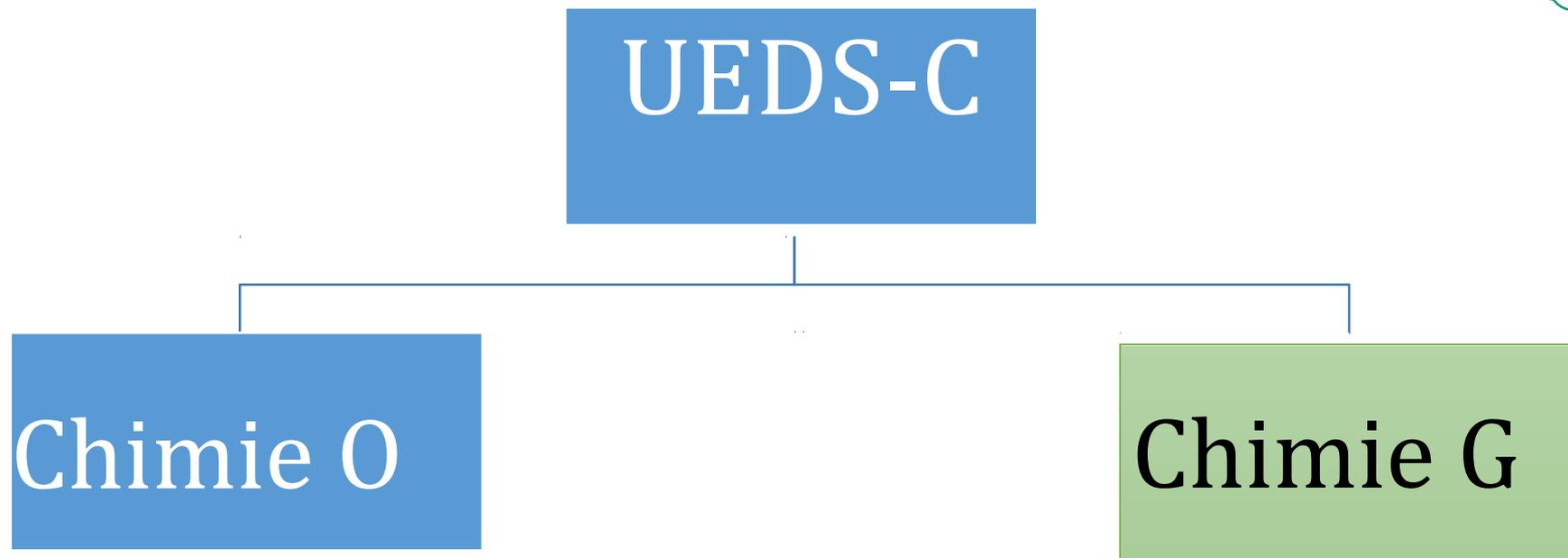
- ❖ C'est une matière avec l'un des plus **gros coeff** par rapport à son nombre de cours
- ❖ C'est la matière qui a sans doute des **QCMs qui « valent » le plus** ~ 6 QCMs pour un coefficient 3 (Anat: 50 QCM pour coeff 5). Vous devez donc leur réserver beaucoup de temps ! => 3 QCMs de chimie = membre Sup + membre Inf
- ❖ C'est l'une des matières les plus **sélectives** (avoir 0/6 ou 6/6 est tout à fait possible)
- ❖ C'est quasiment la seule à matière qui vous demandera d'effectuer du **calcul mental**



Pourquoi c'est une matière spéciale ?

- ❖ C'est la matière où aucun cadeau n'est fait le jour de l'examen : bourré de **pièges**, contre-exemple, et surtout très très fourni par rapport aux temps impartis (cela dépendra de vos méthodes)





- ❖ C'est le même principe que pour la chimie du tronc commun seule différence elle n'est pas classante : **attention ça ne veut pas dire pas importante**
- ❖ Au 1er semestre la chimie UEDS est coefficient 1,5 et la physique coefficient 1 => pour valider il faut 10 de moyenne



Quelques conseils :

- ❖ Vous pouvez regarder tous les cours (100% le poly), et surtout **assister à tous les Eds** (si votre prof ne vous convient pas, changez).
- ❖ Quand le cours commence à être assimilé, faites et refaites des fiches, et surtout enchaînez les exercices.
- ❖ Recensez les pièges les plus communs
- ❖ Ne restez jamais avec une interrogation, allez au bout des choses si vous travaillez, et venez en discuter sur le Forum.



Et le SPR, ça se passera comment ?

- ❖ **3 heures** de cours pour présenter 4 chapitres (aujourd'hui, on fait les chapitres 1 et 2)
- ❖ Il vous faudra au moins préparer les **exercices **** que l'on corrigera en cours (et nous vous conseillons aussi les autres bien sûr).
- ❖ Le jour J, nous prendrons une heure pour faire le cours, et une heure pour corriger les exercices ** correspondants
- ❖ Les corrections des exercices *, ** et *** (* trop facile, *** trop dur) vous seront distribués en format papier.





I- Structure de l'atome

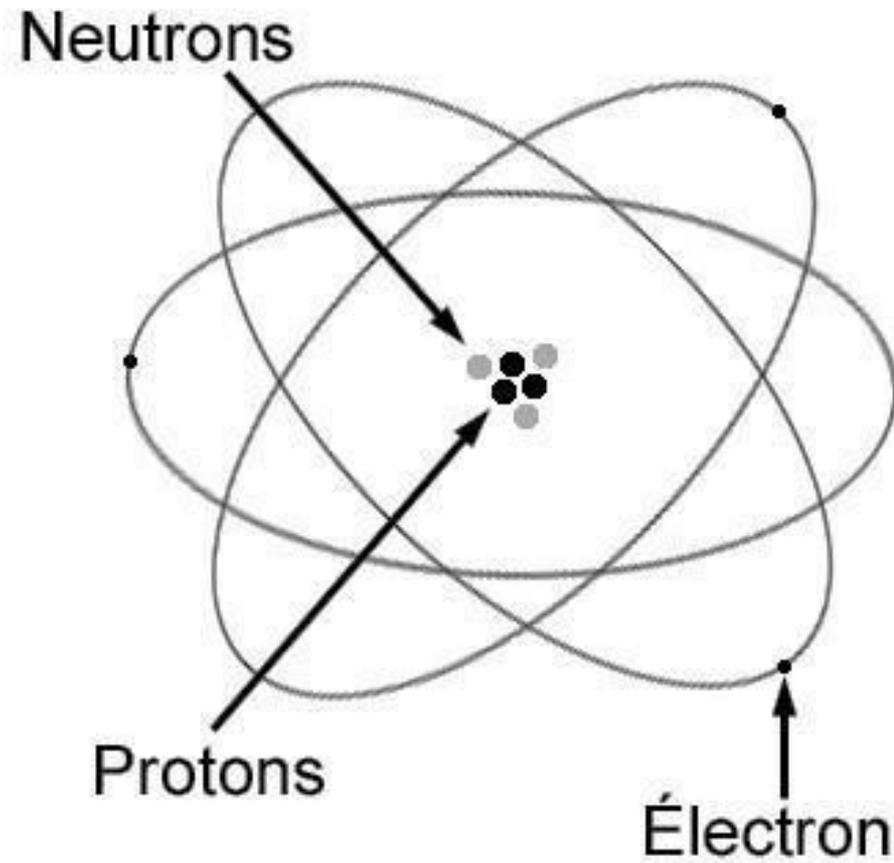


L'atome est formé par un **noyau**, chargé **positivement**, autour duquel gravite un nuage d'**électrons**, chargés **négativement**. L'atome est donc une **entité globalement neutre**. Le noyau est composé de deux types de **nucléons** : les **protons**, chargés positivement et qui donnent sa charge positive au noyau, et les **neutrons**, de charge électrique neutre



Schéma

Atome



À retenir

A retenir :

- ❖ atome = noyau (+) + électrons (-)
- ❖ noyau = protons (+) + neutrons (neutre) = nucléons





II- Définitions

Nucléide

Un **nucléide** est une espèce atomique caractérisée par son nombre de protons et de nucléons.

On le représente par ${}^A_Z X$ avec **A** le **nombre de nucléons** (aussi appelé nombre de masse), et **Z** le **nombre de protons** (ou numéro atomique). De ce fait, le nombre de neutrons vaut $N = A - Z$.



Élément

Un élément est défini par son **nombre de protons** (ou numéro atomique). Ainsi, des nucléides possédant le même numéro atomique porteront le **même nom**.



Isotopes

Des nucléides sont dits isotopes d'un élément s'ils possèdent le **même nombre de protons**, mais pas le même nombre de nucléons (et donc pas le même nombre de neutrons).

Même Z mais A différents



Mole

La **mole** est une **unité** représentant une **quantité de matière** composée d'autant d'entités chimiques qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12, ce qui correspond au **nombre d'Avogadro** N_A qui vaut **$6,02 \cdot 10^{23}$** (obtenu en faisant le rapport 12 g / masse d'un atome de carbone 12 = $12 / 1,99625 \cdot 10^{-23}$).



Masse molaire atomique (M)

La masse molaire atomique M d'un nucléide est la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en g.mol^{-1} . Elle correspond au **nombre de masse A** dans le tableau périodique des éléments.



Masse molaire d'une molécule

La masse molaire d'une molécule est la masse d'une mole de molécules de l'entité considérée. Elle se calcule en faisant la **somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule** .



À retenir

- ❖ **Nucléide** $\overline{\underset{Z}{X}^A}$ avec
 - A = nombre de nucléons = nombre de masse
 - Z = nombre de protons = numéro atomique
 - N = nombre de neutrons, $A = N + Z$
- ❖ **isotope** = Z identiques, A différents
- ❖ m (masse en g) = n (quantité de matière en mol) x M (masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
- ❖ $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- ❖ masse molaire d'une molécule en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$:
$$M(\text{molécule}) = \sum M(\text{atomes constituant la molécule})$$



Attention

La masse molaire peut s'exprimer en **g/mol** mais la masse d'un atome en système international s'exprime en **Kg** .



III- Electronegativité (partie TC)

Définition

L'électronégativité est une grandeur qui mesure l'aptitude du **noyau** d'un élément (atome) à **attirer vers lui les électrons**.

Des échelles (Mulliken ou Pauling, basées sur les énergies d'ionisation et l'affinité électronique ou les énergies de dissociation des liaisons) attribuent ainsi une valeur pour chaque élément de la classification périodique :

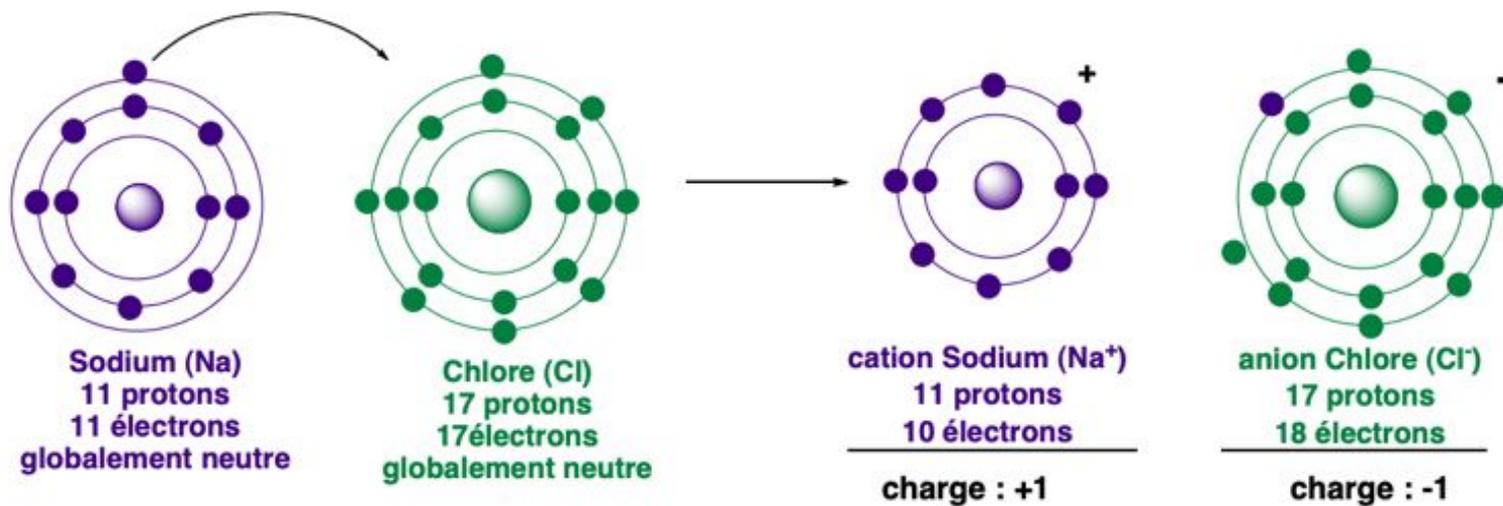
																		EN →				
H																	B	C	N	O	F	
2,1																	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	
Li	Be															Al	Si	P	S	Cl		
1,0	1,6															1,5	1,8	2,1	2,5	3,0		
Na	Mg																					
0,9	1,2																					
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br						
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,9	1,9	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8						
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I						
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5						
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At						
0,7	0,9	1,0	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,1						

9	18.998
F	
Fluorine	

- ❖ L'élément le plus électronégatif est le **fluor**.
- ❖ L'électronégativité **augmente** de **bas en haut** et de **gauche à droite** dans le tableau périodique.
- ❖ Les éléments vont se combiner dans le but d'acquérir une structure stable à **8 électrons** sur la couche externe => c'est la règle de l'octet (sauf hydrogène et hélium: règle du duet avec 2 électrons).
- ❖ Cette combinaison des atomes conduit à la formation de liaisons chimiques dont la nature dépend de l'électronégativité des éléments : liaison **ionique** ou **covalente**.

Exemple

Le sodium (Na) est peu électronégatif par rapport au chlore (Cl) qui l'est beaucoup. On observe donc un transfert d'électrons du Na vers le Cl, ce qui permet aux deux de respecter la règle de l'octet.





IV- Transitions énergétiques

1. Définitions

- ❖ 1. Rayon de Bohr : c'est la longueur caractéristique séparant l'électron du proton. C'est donc un ordre de grandeur du rayon des atomes. Il vaut $r = n^2 \times 0,53$ (ÅNGSTROMS)
- ❖ 2. Relation de Bohr : c'est le passage d'un niveau d'énergie à un autre accompagné de l'émission (niveau sup vers niveau inf) ou de l'absorption (niveau inf vers niveau sup) d'un photon.



2. Relation de Bohr

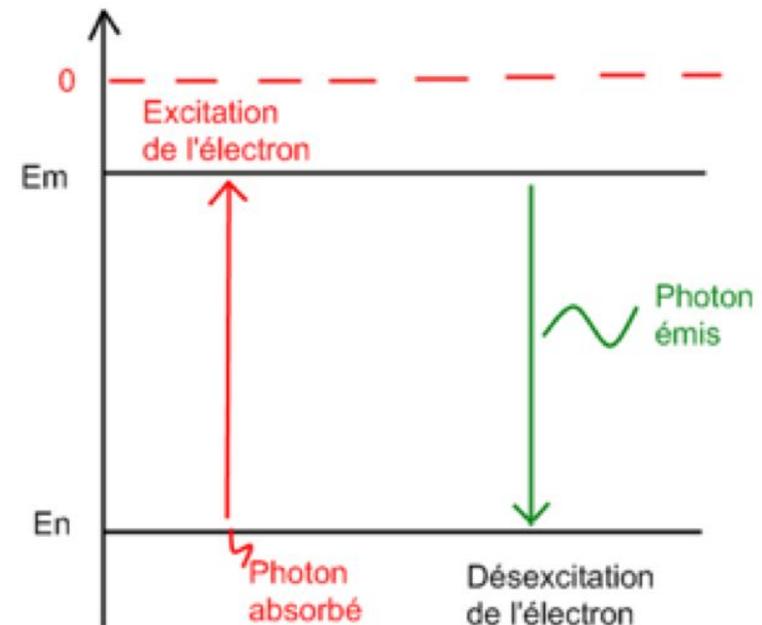
❖
$$|\Delta E| = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Emission et absorption

Avec :

- h = cste de Planck (donnée)
- ν = fréquence de résonance (donnée)
- λ = longueur d'onde (en m)
- c = célérité (vitesse de la lumière) = 3.108 m/s

Energie des niveaux



3. Pour gagner du temps

$$|\Delta E| = \frac{1240}{\lambda}$$

Avec :

- $|\Delta E|$ en eV
- λ = longueur d'onde en nm

4. Energie totale de l'atome d'hydrogène

$$E_n = -13,6/n^2 \text{ (ATTENTION EN eV)}$$

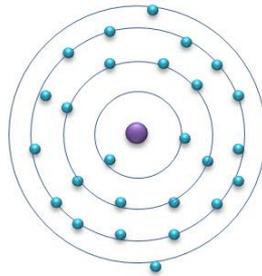
Nb : $1\text{J} = 6,242 \cdot 10^{18} \text{ eV}$ (donné en exercice si besoin)





V- Les orbitales atomiques

L'équation de Schrödinger

- ❖ Il est impossible de déterminer la trajectoire d'un électron, qui ne suit pas une trajectoire parfaitement circulaire autour du noyau:
- ❖ Donc le modèle orbitaire de Bohr :  est **faux**
- ❖ L'équation de Schrödinger détermine la probabilité de présence d'un électron dans un espace .

$$\frac{\hat{\mathbf{p}}^2}{2m} |\Psi(t)\rangle + V(\hat{\mathbf{r}}, t) |\Psi(t)\rangle = i\hbar \frac{\partial}{\partial t} |\Psi(t)\rangle$$

On vous rassure, cette formule n'est pas à apprendre...

Les solutions de cette équation décrivent des **domaines de l'espace** où la probabilité de trouver un électron est **supérieure à 95%**. Ces domaines portent le nom d'**orbitales atomiques (OA)**.

Les 4 principales OA:

Les orbitales atomiques portent un nom:





VI- Nombres quantiques

Définition

On définit l'état d'un électron (son énergie, ses mouvements, la formes de l'orbitale) dans un atome par 4 paramètres : les **nombre**s quantiques.



Nombre quantique principal

n est le **nombre quantique principal**. Il peut correspondre à l'ensemble des entiers naturels. Il quantifie l'énergie de l'électron et définit la **couche électronique** ou **orbite circulaire** sur laquelle gravite l'électron. On note K la couche la plus proche du noyau ($n = 1$) et les suivantes L ($n = 2$), M ($n = 3$)...



Nombre quantique secondaire

l est le **nombre quantique secondaire**. Il introduit l'association des **orbites elliptiques**, correspondant à un nombre entier l tel que $0 \leq l \leq n - 1$, à une orbite circulaire (c'est-à-dire une valeur de n). Le nombre quantique secondaire caractérise la **forme de l'orbitale** et définit une **sous-couche électronique** ou un **sous-niveau électronique**. On note **s** la sous-couche correspondant à $l = 0$, **p** correspondant à $l = 1$, **d** à $l = 2$ et **f** à $l = 3$.

$l = 0$	s
$l = 1$	p
$l = 2$	d
$l = 3$	f

Nombre quantique magnétique

m est le **nombre quantique magnétique**. Il quantifie l'orientation de l'orbitale par rapport à la direction du champ magnétique tel que $-l \leq m_l \leq +l$. Par exemple, pour $l = 2$, $m_l = -2 ; -1 ; 0 ; 1 ; 2$; ce qui correspond à 5 orientations, et donc à 5 orbitales d de même énergie, ou encore à 5 cases quantiques.



Nombre quantique de spin

s est le **nombre quantique de spin** où $s = \pm 1/2$ et correspond à la rotation de l'électron sur lui-même. On peut alors décrire deux orientations :

$$m_s = +1/2 (\uparrow) \text{ et } m_s = -1/2 (\downarrow)$$


À retenir

- ❖ n = nombre quantique principal = couche électronique = N
- ❖ l = nombre quantique secondaire = N = sous-couche électronique avec s ($l = 0$), p ($l = 1$), d ($l = 2$), f ($l = 3$) et $0 \leq l \leq n - 1$
- ❖ m = nombre quantique magnétique = orientation de l'orbitale = nombre de cases quantiques = N et $-l \leq m_l \leq +l$
- ❖ s = nombre quantique de spin et $m_s = \pm 1/2$



Bilan

	Nombre quantique principal n (section 5.4.1)	Nombre quantique secondaire l (section 5.4.2)	Nombre quantique magnétique m_l (section 5.4.3)																																																		
Valeurs permises	$n = 1, 2, 3, \dots$	$l = 0, 1, 2, \dots, n-1$	$m = -l, \dots, 0, \dots, +l$																																																		
Détermine...	Le niveau énergétique et la taille des orbitales	La forme des orbitales	L'orientation des orbitales																																																		
Caractérise ...	Un niveau électronique	Un sous-niveau électronique	L'orbitale d'un sous-niveau																																																		
	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Valeur de n</th> <th>Énergie</th> <th>Proximité du noyau</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>+ basse</td> <td>+ près</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>3</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>4</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>5</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>...</td> <td>+ élevée</td> <td>+ éloignée</td> </tr> </tbody> </table>	Valeur de n	Énergie	Proximité du noyau	1	+ basse	+ près	2			3			4			5			...	+ élevée	+ éloignée	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Valeur de l</th> <th>Identification du sous-niveau</th> <th>Diagramme</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>0</td> <td>s</td> <td></td> </tr> <tr> <td>1</td> <td>p</td> <td></td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>d</td> <td></td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>f</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	Valeur de l	Identification du sous-niveau	Diagramme	0	s		1	p		2	d		3	f		<table border="1"> <thead> <tr> <th>Type d'orbitale</th> <th>Valeurs de m_l</th> <th>Nombre d'orbitales</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>s</td> <td>$l = 0$ $m_l = 0$</td> <td>1 orbitale s</td> </tr> <tr> <td>p</td> <td>$l = 1$ $m_l = -1, 0, +1$</td> <td>3 orbitales p</td> </tr> <tr> <td>d</td> <td>$l = 2$ $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$</td> <td>5 orbitales d</td> </tr> <tr> <td>f</td> <td>$l = 3$ $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$</td> <td>7 orbitales f</td> </tr> </tbody> </table>	Type d'orbitale	Valeurs de m_l	Nombre d'orbitales	s	$l = 0$ $m_l = 0$	1 orbitale s	p	$l = 1$ $m_l = -1, 0, +1$	3 orbitales p	d	$l = 2$ $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$	5 orbitales d	f	$l = 3$ $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$
Valeur de n	Énergie	Proximité du noyau																																																			
1	+ basse	+ près																																																			
2																																																					
3																																																					
4																																																					
5																																																					
...	+ élevée	+ éloignée																																																			
Valeur de l	Identification du sous-niveau	Diagramme																																																			
0	s																																																				
1	p																																																				
2	d																																																				
3	f																																																				
Type d'orbitale	Valeurs de m_l	Nombre d'orbitales																																																			
s	$l = 0$ $m_l = 0$	1 orbitale s																																																			
p	$l = 1$ $m_l = -1, 0, +1$	3 orbitales p																																																			
d	$l = 2$ $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$	5 orbitales d																																																			
f	$l = 3$ $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	7 orbitales f																																																			



VII- Configuration électronique

Les principes

- ❖ Le **principe d'exclusion de Pauli** stipule que deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques.
- ❖ Le **principe de stabilité** indique qu'à l'état fondamental, un atome se trouve dans son état énergétique le plus stable, c'est-à-dire celui ayant l'énergie la plus basse.



La règle de Klechkowski

- ❖ La **règle de Klechkowski** ou **$(n + l)$ minimal** énonce que les sous-couches sont remplies de sorte que **$n + l$ soit croissant** est remplie en premier.
- ❖ En cas d'égalité, on remplit la sous-couche ayant **le plus petit n** .
- ❖ Il existe toutefois des exceptions à la règle de Klechkowski car ces configurations sont énergétiquement favorables :
 - le chrome : $24\text{Cr} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6 / 3d^5, 4s^1$ et non .../ $3d^4, 4s^2$
 - le cuivre : $29\text{Cu} : 1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6 / 3d^{10}, 4s^1$ et non .../ $3d^9, 4s^2$.



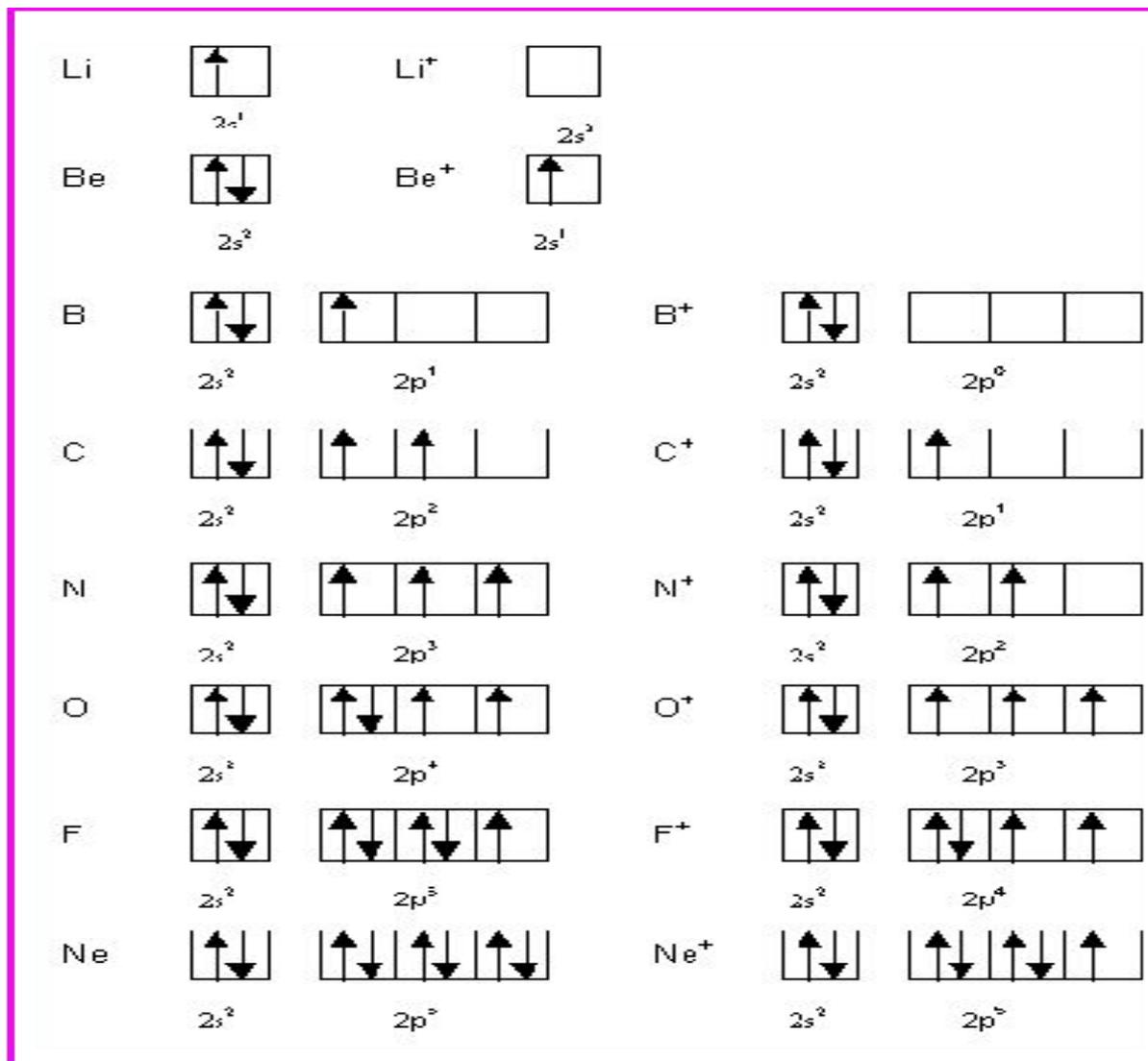
La règle de Hund

La **règle de Hund** ou **règle du spin maximal** impose que les électrons se répartissent avec un **maximum de spins parallèles**. Elle permet de remplir des cases quantiques représentant chacune une orbitale atomique. Ainsi, on remplit d'abord les cases de gauche à droite avec des spins $+1/2$ (\uparrow), puis lorsque toutes les cases d'une sous-couche sont remplies, on complètera avec des spins $-1/2$ (\downarrow) jusqu'à épuiser le nombre d'électrons de la sous-couche. On peut s'aider pour cela de la représentation en cases quantiques.



		0		1			2					3				
$l =$		0		1			2					3				
$m =$		0		-1 0 +1			-2 -1 0 +1 +2					-3 -2 -1 0 +1 +2 +3				
K L M N	$n = 1$	□														
	$n = 2$	□	□ □ □													
	$n = 3$	□	□ □ □			□ □ □ □ □										
	$n = 4$	□	□ □ □			□ □ □ □ □					□ □ □ □ □ □ □ □					
		s		p			d					f				

Examples



À retenir

- ❖ Principe d'exclusion de Pauli : deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques
- ❖ Principe de stabilité : état fondamental = énergie la plus basse
- ❖ Règle de Klechkowski :

n \ l	1	2	3	4	5	6	7
0	1s	→ 2s	↘ 3s	↘ 4s	↘ 5s	↘ 6s	↘ 7s
1		↓ 2p	↘ 3p	↘ 4p	↘ 5p	↘ 6p	↘ 7p
2			↓ 3d	↘ 4d	↘ 5d	↘ 6d	↘ 7d
3				↓ 4f	↘ 5f	↘ 6f	↘ 7f

- ❖ Exceptions à la règle de Klechkowski : : ${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{29}\text{Cu}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{47}\text{Ag}$
Petite astuce (très beau je vous l'accorde, mais efficace) :

Croque Mon $3d^5 4s^1 / 4d^5 5s^1$
Cul t'auras de l'Argent $3d^{10} 4s^1 / 4d^{10} 5s^1$

- ❖ Règle de Hund : maximum de spins parallèles



VIII- Énergie d'ionisation

Définitions

- L'énergie de première ionisation EI_1 est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome isolé à l'état gazeux $A(g)$ pour lui arracher un électron et former un ion positif (cation) selon la réaction :



- L'énergie de nième ionisation EI_n est l'énergie requise pour arracher le nième électron après que les $(n-1)$ premiers électrons ont été arrachés selon la réaction $A(g)^{(n-1)+} \rightarrow A(g)^{n+} + e^-$.





Propriétés

L'énergie d'ionisation s'exprime **en eV ou en J** et elle **augmente avec le nombre d'électrons arrachés**.
En effet, arracher des électrons à un système stable nécessite davantage d'énergie.



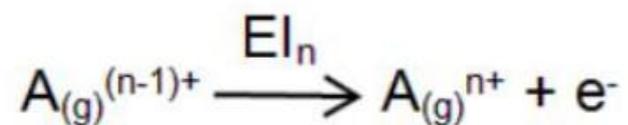
À retenir

A retenir :

$$\square 0 < EI_1 < EI_{n-1} < EI_n$$

\square EI en J ou en eV

\square



IX- Affinité électronique & énergie de fixation

Définitions

- L'énergie de fixation électronique E_{fix} est l'énergie **nécessaire** pour fixer un électron à un atome isolé $A_{(g)}$ selon la réaction $A_{(g)} + e^- \rightarrow A^-_{(g)}$. Elle peut être positive ou négative, et s'exprime **en eV ou J**.
- L'**affinité électronique AE** est l'opposé (signe opposé) de l'énergie de fixation E_{fix} . C'est la quantité d'énergie **dégagée** suite à la capture d'un électron par un atome isolé à l'état gazeux $A_{(g)}$ pour former un ion négatif (anion) selon la réaction $A_{(g)} + e^- \rightarrow A^-_{(g)}$. Elle peut être positive ou négative, et s'exprime **en eV ou J**.

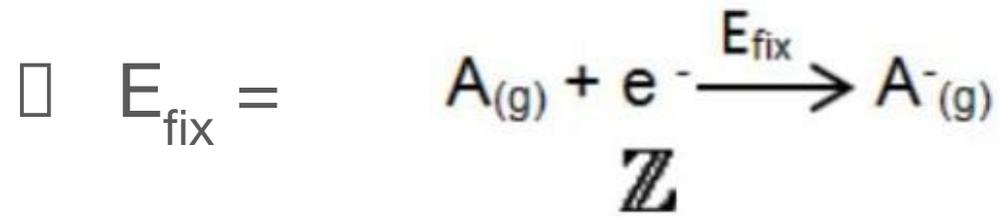
Propriétés

Une **AE strictement positive** signifie que la capture est **stable**, et donc l'anion $A^-_{(g)}$ est plus stable que l'atome $A_{(g)}$.

Au contraire, une **AE strictement négative** signifie que la capture nécessite que l'on fournisse de l'énergie car l'anion $A^-_{(g)}$ est **moins stable** que l'atome $A_{(g)}$.



À retenir



- $AE = -E_{\text{fix}}$ en eV ou en J
- $AE > 0 \Rightarrow$ anion davantage stable
- $AE < 0 \Rightarrow$ anion moins stable



X- Électronégativité partie UEDS

Définitions

L'**électronégativité** d'un élément permet de caractériser la capacité d'un élément à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison avec un autre élément.



Echelle de Mulliken

Dans l'échelle de **Mulliken**, l'électronégativité d'un élément vaut la somme de l'énergie de première ionisation EI_1 avec l'affinité électronique AE , divisée par 2 (c'est donc la moyenne arithmétique de EI_1 et AE) **en eV**.

$$EN = \frac{EI_1 + AE}{2}$$



Energies de dissociation et de résonance

- ❖ L'énergie de dissociation E_d est l'énergie nécessaire pour rompre des liaisons. Elle s'exprime en kJ.mol^{-1} .
- ❖ L'énergie de résonance représente la différence entre l'énergie de dissociation de la liaison «réelle» covalente polaire de l'entité étudiée et l'énergie de dissociation théorique de la liaison covalente à 100%.





Échelle de Pauling

L'échelle de Pauling se base sur les **énergies de dissociation des liaisons E_d** de molécules diatomiques simples de type A-B. C'est une échelle relative prenant pour référence l'élément **le plus électronégatif, le fluor, qui vaut 4,0 eV.**



À retenir

- ❖ échelle de Mulliken :

$$EN = \frac{EI_1 + AE}{2}$$

- ❖ E_d = énergie de rupture de liaison en kJ.mol^{-1}
- ❖ Δ = E_d (liaison « réelle » covalente polaire) - E_d (liaison covalente à 100 %)



XI- Classification périodique des éléments

Le tableau

Bloc s		Bloc d										Bloc p					
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Unq	105 Unp	106 Unh												
			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tm	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw	

La cohérence des lignes

Une même **ligne** ou **période** correspond au remplissage d'une même **couche électronique** : la première ligne correspond au remplissage de la couche $n = 1$, la deuxième ligne correspond au remplissage de la couche $n = 2$...



La cohérence des colonnes

Ainsi, le long d'une **colonne**, les atomes ont le **même nombre d'électrons sur leur couche externe**.

Les éléments d'une même colonne constituent une même **famille** :

- ❖ Colonne 1 = **alcalins** : couche externe de type **ns¹**
- ❖ Colonne 2 = **alcalino-terreux** : couche externe de type **ns²**
- ❖ Colonnes 3 à 12 = **métaux de transition** : couche externe de type **(n-1)d^x, ns^y**
- ❖ Colonne 17 = **halogènes** : couche externe de type **ns², np⁵**
- ❖ Colonne 18 = **gaz rares** : couche externe de type **ns², np⁶** sauf pour l'Hélium qui est **1s²**

- ❖ La configuration des gaz rares correspond donc à la saturation de la couche électronique.
- ❖ En effet, selon la **règle de l'octet** (et du duet), la couche $n=1$ sature à $2e^-$, et les couches $n \geq 2$ aturent à $8e^-$.



Propriétés des colonnes

Dans une **colonne**, en allant **de haut en bas**, le **nombre de protons augmente** et le nombre d'électrons avec, ce qui fait que :

- le **nombre de couches augmente**.
- le **rayon atomique**, c'est-à-dire la distance entre le noyau et les électrons périphériques, **augmente** car le nombre de couches augmente, c'est l'**effet distance**.
- la **force d'attraction** exercée par le noyau sur les électrons périphériques **diminue** car le rayon atomique augmente, les électrons sont alors de plus en plus mobiles.
- par conséquent, l'**énergie d'ionisation diminue**.

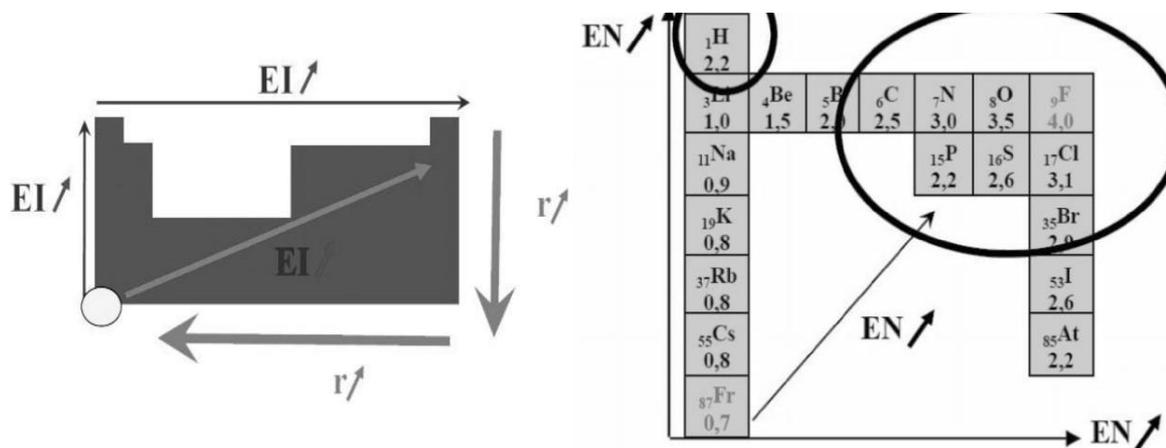
Propriétés des lignes

Dans une **période**, en allant **de gauche à droite**, le **nombre de protons augmente**, et le nombre d'électrons avec, ce qui fait que :

- le nombre de charges positives dans le noyau augmente, c'est l'**effet de charge**
- la **force d'attraction** exercée par le noyau sur les électrons périphériques **augmente**, les électrons sont alors de moins en moins libres.
- le **rayon atomique**, c'est-à-dire la distance entre le noyau et les électrons périphériques, **diminue** car la force d'attraction augmente.
- par conséquent, l'**énergie d'ionisation augmente**

Les propriétés “diagonales”

- ❖ Le rayon atomique varie dans le sens inverse de l'énergie d'ionisation.
- ❖ L'électronégativité varie de la même manière que l'énergie d'ionisation, c'est-à-dire qu'elle augmente de gauche à droite dans une période et de bas en haut dans une colonne



À retenir

- ❖ période = ligne = couche électronique
- ❖ colonne = famille = couche externe
- ❖ gaz rare = dernière colonne (colonne 18) = couche externe saturée (2 électrons pour l'hélium, 8 électrons pour les gaz rares suivants)

- ❖ première période : Hydrogène et Hélium
- ❖ deuxième période : **L**ili (Lithium) **Berça** (Béryllium) **B**oris (Bore) **C**hez (Carbone) **N**otre (Azote) **O**ncle (Oxygène) **F**ernand (Fluor) **N**estor (Néon)
- ❖ troisième période : **N**apoléon (Sodium) **M**angea (Magnésium) **A**llègrement (Aluminium) **S**ix (Silicium) **P**oulets (Phosphore) **S**ans (Soufre) **C**laquer (Chlore) d'**A**rgon (Argon)

□ Précision : l'EN ne concerne pas la colonne des gaz rares

Merci à tous pour votre attention !

Et maintenant on se motive pour les liaisons
chimiques 😊

Besos <3





STAGE DE PRÉ-RENTRÉE (SPR)

Matière : Chimie générale

Cours du jour : Les Liaisons Chimiques

Date du cours : Mercredi 25 Août 2021



Un diapo du
Tutorat Santé PSA



I- Schéma de Lewis

- ❖ Pour un atome, on représente les **électrons périphériques** entourant le noyau par un **point** :
 - Hydrogène : $\text{H}\cdot$
 - Chlore : $\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$
- ❖ Pour une molécule, on représente les **liaisons** entre atomes par des **traits** par exemple : $\text{H} - \text{Cl}$
- ❖ La formation d'une liaison correspond à la **mise en commun d'un ou plusieurs électrons périphériques**.



Règle de l'octet (et du duet)

- ❖ La couche externe $n=1$ tend à saturer à **2 électrons**
- ❖ Les couches $n \geq 2$ tendent à saturer à **8 électrons**
- ❖ Les **gaz rares** sont les éléments les plus **stables** (8 électrons périphériques pour tous sauf pour l'Hélium), les atomes vont former des liaisons pour atteindre la même structure électronique que le gaz rare de la même période.
- ❖ Cette règle est au moins respectée pour les deux premières périodes.





À retenir

- ❖ • = électron périphérique = électron de valence
- ❖ — = liaison = mise en commun d'un ou plusieurs électrons périphériques
- ❖ Règle de l'octet (ou du duet) = 8 électrons périphériques max (ou 2 pour la première période)
-> règle toujours respectée pour les deux premières périodes
- ❖ Gaz rares = configuration électronique la plus stable = 8e⁻ périphériques (2 pour l'He)





II- Liaisons covalentes

- ❖ La liaison **covalente simple** correspond à la mise en commun d'un **doublet** d'électrons entre deux atomes d'**électronégativité voisine** (c'est-à-dire une différence d'électronégativité strictement inférieure à 2) voire identique, chaque atome fournissant un électron.
- ❖ Les **doublets non liants** (ou libres) sont donc des doublets ne participant pas à la formation d'une liaison, contrairement aux **doublets liants**.





- ❖ Les **liaisons covalentes multiples** correspondent à la mise en commun de plusieurs doublets d'électrons, qui forment des liaisons sigma ou pi d'énergie et de nature différentes.
- ❖ Une **lacune électronique** correspond à une **orbitale restée vide** sur un atome : le Bore B de la molécule BH_3 possède une lacune électronique par exemple.
- ❖ La **liaison covalente dative** correspond à la mise en commun d'électrons entre un atome B qui possède un doublet non liant et un autre atome A qui comporte une lacune électronique.





À retenir

- ❖ liaison covalente simple pour $\Delta EN < 2$
- ❖ liaisons covalentes multiples σ ou π d'énergie et de nature différentes
- ❖ Lacune électronique = orbitale atomique vide
- ❖ liaison covalente dative = doublet non liant + lacune électronique





III- Structure de Lewis

- ❖ Le **nombre total de doublets attendus** dans la molécule :
Nb de doublets attendus = (nb d'e- de valence - valeur algébrique de la charge) / 2
- ❖ Les éléments appartenant aux **deux premières périodes** respectent toujours la **règle du duet et de l'octet**,
 - c'est-à-dire : les éléments de la première période possèdent un doublet au maximum, et les éléments de la deuxième période en possèdent 4 au maximum.





L'hypervalence

- ❖ Définition : un nombre d'électrons périphériques supérieur à 8.
- ❖ L'hypervalence n'est possible qu'à partir de la troisième période du tableau.



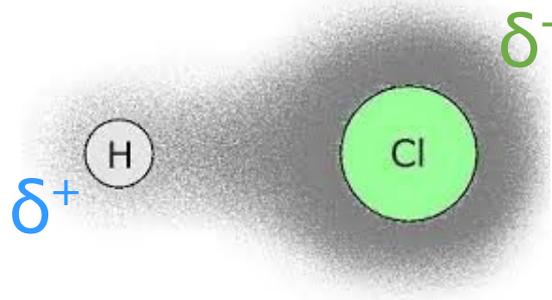
IV- Liaison ionique

- ❖ La **liaison ionique** correspond au **transfert total d'un ou plusieurs électrons** entre deux atomes d'électronégativité très différente (**difference supérieur à 2**).
- ❖ Les électrons vont alors se déplacer de l'élément le moins électronégatif vers l'élément le plus électronégatif, formant ainsi deux **ions**.



V- Liaison covalente polaire

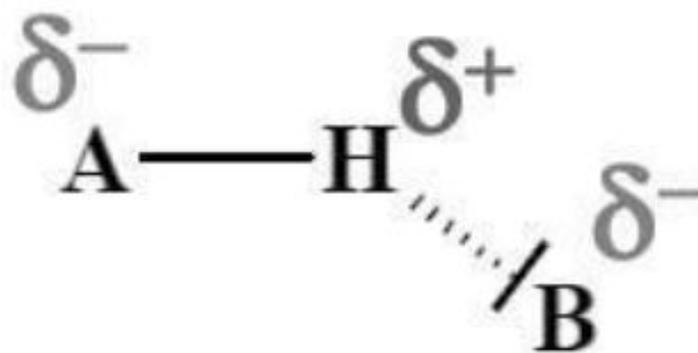
- ❖ La **liaison covalente polaire** implique des éléments d'électronégativité différente. Il y a déplacement du nuage électronique vers l'élément le plus électronégatif, ce qui va entraîner l'apparition de charges partielles δ^+ pour l'atome le moins électronégatif et δ^- pour le plus électronégatif.



- ❖ Par conséquent, il apparaît un **moment dipolaire réel** représenté par le vecteur, orienté de la charge négative vers la charge positive.

VI- Liaison hydrogène

- ❖ La **liaison hydrogène** est une liaison faible d'énergie comprise entre 10 et 30 kJ.mol^{-1} impliquant un atome d'hydrogène H lié de façon covalente à un atome plus électronégatif A, et un élément électronégatif possédant un doublet non liant B :



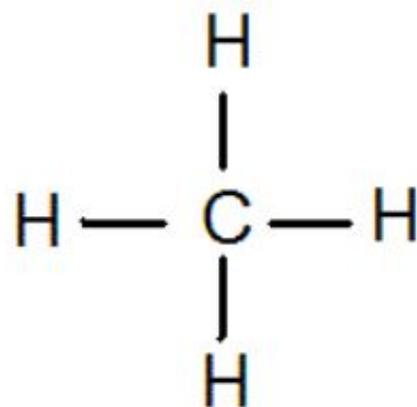
- ❖ Il existe des liaisons hydrogène **intermoléculaires** entre deux molécules et des liaisons hydrogène **intramoléculaires** au sein d'une même molécule.
- ❖ Les liaisons hydrogène rendent les éléments plus soudés entre eux, ce qui fait qu'elles **augmentent la température d'ébullition**, mais aussi la **viscosité**.



VI - Théorie de l'hybridation

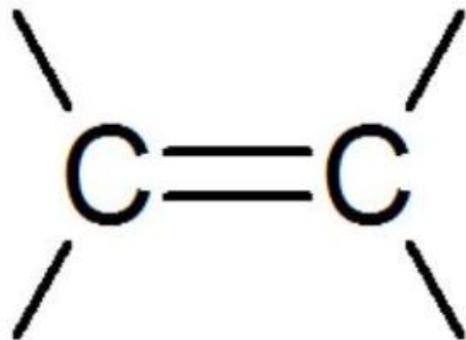
L'atome de carbone est **tétravalent** et l'on distingue trois types de structure et de géométrie pour ce dernier dans les molécules:

- ❖ forme tridimensionnelle : **Tétraédrique Sp^3**



4 liaisons simples (4 liens σ) toutes identiques

- ❖ forme tridimensionnelle : **Trigonale plane Sp^2**

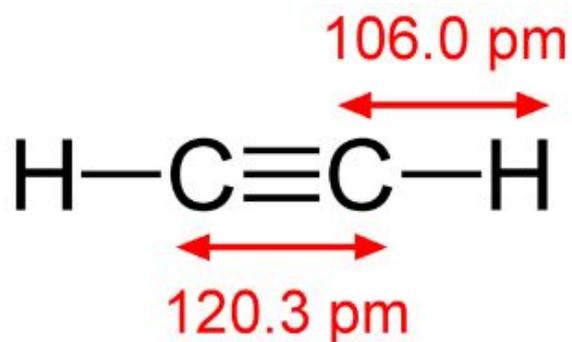


1 liaison double
(constituée d'un lien σ et
un lien π)

+

2 liaisons simples (lien σ)

- ❖ forme tridimensionnelle : **Linéaire Sp**



1 liaison triple (1 lien σ
et 2 liens π)

+

1 liaison simple (lien σ)

- ❖ Les liens sigma et les liens pi n'ont pas la même énergie. Les liens pi sont plus faciles à casser que les liens sigma.
- ❖ Les liens **sigma** résultent d'un **recouvrement axial**.
- ❖ Les liens **pi** résultent d'un **recouvrement latéral**.



Merci à tous pour votre attention !

Et maintenant on se motive pour les exercices 😊

Besos <3

