www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

CHAPITRE V

La classification périodique des éléments

- **Dans le chapitre précédent nous avons décrit simplement le cortège électronique des atomes. Un électron est caractérisé par ses 4 nombres quantiques : n, l, m et s.**

- **Les électrons se placent sur des couches successives caractérisées par le nombre quantique principal n.**

- **Chaque couche est composées de sous-couches caractérisées par le nombre quantique secondaire l.**

- **Chaque sous-couche se décompose en cases quantiques caractérisées par le nombre quantique magnétique m.**

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

- **Les règles de Klechkowski et de Hund permettent de déterminer la configuration électronique d ’un atome et sa description.**

- **Ce modèle simple va nous conduire à la notion de Classification Périodique et sera ensuite utilisé pour la description des principales propriétés atomiques.**

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

La classification périodique telle que nous la connaissons est essentiellement due à MENDELEIEV qui en 1870 publia une table dans laquelle les éléments étaient sensiblement classés par ordre de masse atomique. D'autre part, les éléments ayant des propriétés semblables étaient classés sur la même colonne.

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

I) Description du tableau périodique de Mendeliev

Le tableau périodique est une conséquence des configurations électroniques.

La classification périodique est constituée à partir des deux grandes règles suivantes:

www.goodprepa.tech

1°) les atomes sont rangés par numéro atomique croissant

2°) On va disposer les uns sous les autres les atomes présentant la même structure électronique pour la couche externe c'est-à-dire les atomes possédant le même nombre d'e^- de valence

Ceci va constituer les grandes familles de la classification périodique

www.goodprepa.tech

- **Le tableau périodique est constitué de 4 blocs : s, p, d et f.**
- **Les éléments d'une même ligne horizontale du tableau périodique constituent une période. Ils sont au nombre de 7. (A une ligne correspond sensiblement une valeur de n.)**

- **Les éléments d'une même colonne ayant la même configuration électronique de la couche externe constituent une famille ou groupe.**

Le tableau périodique est constitué de 18 colonnes réparties en 9 groupes. Les 7 premiers comportent chacun deux sous-groupes A et B selon l'état des électrons externes.

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Couche de valence: **On appelle <u>électrons de valence</u> d'un atome les e^- qui se trouvent sur la <u>dernière couche de cet atome. Ou encore les e^- périphériques.</u>**

Exemple:

C (Z=6): $1s^2\underline{2s^22p^2}$

Couche de valence : $\underline{2s^22p^2}$ <u>(4 e^- de valence)</u>

O (Z=8): $1s^2\underline{2s^22p^4}$

Couche de valence : $\underline{2s^22p^4}$ <u>(6 e^- de valence)</u>

www.goodprepa.tech

Parfois les électrons de valence ne sont pas toujours ceux de la dernière couche mais les derniers électrons que l'on met lors du remplissage:

Ti (Z=22) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^2 3d^2}$

Couche de valence : $\underline{4s^2 3d^2}$ (4 e- de valence)

Ordre naturelle : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2\ 4s^2$

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

ns^x $(1 \leq x \leq 2)$

Bloc s

ns^2np^x $(1 \leq x \leq 6)$

Bloc p

$ns^2(n-1)d^x$ $(1 \leq x \leq 10)$

Bloc d

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											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	Sr	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
Fr	Ra	Ac															

Bloc f $(ns^2(n-2)f^x$ $(1 \leq x \leq 14)$

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Di	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Em	Md	No	Lr

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Sous-groupe A : contient les éléments dont la couche externe est ns np.

Sous-groupe B : contient les atomes qui possèdent un état d.

Les indices I, II, III,… indiquent le nombre d'électrons sur la couche externe, appelés électrons de valence.

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Les principales familles du tableau périodique sont :

Famille des alcalins : Groupe IA

Les éléments dont la configuration électronique externe est du type **ns^1.**

Famille des alcalino-terreux : Groupe IIA

Leurs configurations électroniques externes sont de type **ns^2.**

Famille des halogènes : Groupe VIIA

Leurs configurations électroniques externes sont de type **ns^2np^5.**

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Famille des gaz rares

Tous ces éléments ont une configuration électronique externe de la forme ns^2np^6.

Famille des éléments de transition

Ce sont des éléments qui possèdent les orbitales d incomplètement remplies.

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Eléments des triades

Ces éléments constituent le groupe VIII.

On distingue trois types de triades :

- Triade du Fer (Fe, Co, Ni)

- Triade du palladium (Ru, Rh, Pd)

-Triade du platine (Os, Ir, Pt)

Eléments des terres rares

Ces éléments possèdent les orbitales f en cours de remplissage. On distingue les éléments qui correspondent au remplissage de l'orbitale 4f : on les appelle les lanthanides.

Ceux qui correspondent au remplissage de l'orbitale 5f sont appelés les actinides.

www.goodprepa.tech

Les Familles d'éléments

Certaines familles ont reçues des noms particuliers à connaître.

Ligne = période

Colonne = famille (ou groupe)

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											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	Sr	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
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Di	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Em	Md	No	Lr

Lanthanides
Actinides

1 : Alcalins

2 : Alcalino-terreux

16 : Chalcogènes

17 : Halogènes

18 : Gaz Rares

Blocs d et f : éléments de transition

Bloc f = Terres rares

www.goodprepa.tech

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

http://www.kjr-spin.ch/periodnl.fr/

PÉRIODE	GROUPE 1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA
1	1 1.0079 H HYDROGÈNE																	2 4.0026 He HÉLIUM
2	3 6.941 Li LITHIUM	4 9.0122 Be BÉRYLLIUM											5 10.811 B BORE	6 12.011 C CARBONE	7 14.007 N AZOTE	8 15.999 O OXYGÈNE	9 18.998 F FLUOR	10 20.180 Ne NÉON
3	11 22.990 Na SODIUM	12 24.305 Mg MAGNÉSIUM											13 26.982 Al ALUMINIUM	14 28.086 Si SILICIUM	15 30.974 P PHOSPHORE	16 32.065 S SOUFRE	17 35.453 Cl CHLORE	18 39.948 Ar ARGON
4	19 39.098 K POTASSIUM	20 40.078 Ca CALCIUM	21 44.956 Sc SCANDIUM	22 47.867 Ti TITANE	23 50.942 V VANADIUM	24 51.996 Cr CHROME	25 54.938 Mn MANGANÈSE	26 55.845 Fe FER	27 58.933 Co COBALT	28 58.693 Ni NICKEL	29 63.546 Cu CUIVRE	30 65.39 Zn ZINC	31 69.723 Ga GALLIUM	32 72.64 Ge GERMANIUM	33 74.922 As ARSENIC	34 78.96 Se SÉLÉNIUM	35 79.904 Br BROME	36 83.80 Kr KRYPTON
5	37 85.468 Rb RUBIDIUM	38 87.62 Sr STRONTIUM	39 88.906 Y YTTRIUM	40 91.224 Zr ZIRCONIUM	41 92.906 Nb NIOBIUM	42 95.94 Mo MOLYBDÈNE	43 (98) Tc TECHNÉTIUM	44 101.07 Ru RUTHÉNIUM	45 102.91 Rh RHODIUM	46 106.42 Pd PALLADIUM	47 107.87 Ag ARGENT	48 112.41 Cd CADMIUM	49 114.82 In INDIUM	50 118.71 Sn ÉTAIN	51 121.76 Sb ANTIMOINE	52 127.60 Te TELLURE	53 126.90 I IODE	54 131.29 Xe XÉNON
6	55 132.91 Cs CÉSIUM	56 137.33 Ba BARYUM	57-71 La-Lu Lanthanides	72 178.49 Hf HAFNIUM	73 180.95 Ta TANTALE	74 183.84 W TUNGSTÈNE	75 186.21 Re RHÉNIUM	76 190.23 Os OSMIUM	77 192.22 Ir IRIDIUM	78 195.08 Pt PLATINE	79 196.97 Au OR	80 200.59 Hg MERCURE	81 204.38 Tl THALLIUM	82 207.2 Pb PLOMB	83 208.98 Bi BISMUTH	84 (209) Po POLONIUM	85 (210) At ASTATE	86 (222) Rn RADON
7	87 (223) Fr FRANCIUM	88 (226) Ra RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinides	104 (261) Rf RUTHERFORDIUM	105 (262) Db DUBNIUM	106 (266) Sg SEABORGIUM	107 (264) Bh BOHRIUM	108 (277) Hs HASSIUM	109 (268) Mt MEITNERIUM	110 (281) Uun UNUNNILIUM	111 (272) Uuu UNUNUNIUM	112 (285) Uub UNUNBIUM		114 (289) Uuq UNUNQUADIUM				

LANTHANIDES

57 138.91 La LANTHANE	58 140.12 Ce CÉRIUM	59 140.91 Pr PRASÉODYME	60 144.24 Nd NÉODYME	61 (145) Pm PROMÉTHIUM	62 150.36 Sm SAMARIUM	63 151.96 Eu EUROPIUM	64 157.25 Gd GADOLINIUM	65 158.93 Tb TERBIUM	66 162.50 Dy DYSPROSIUM	67 164.93 Ho HOLMIUM	68 167.26 Er ERBIUM	69 168.93 Tm THULIUM	70 173.04 Yb YTTERBIUM	71 174.97 Lu LUTÉTIUM

ACTINIDES

89 (227) Ac ACTINIUM	90 232.04 Th THORIUM	91 231.04 Pa PROTACTINIUM	92 238.03 U URANIUM	93 (237) Np NEPTUNIUM	94 (244) Pu PLUTONIUM	95 (243) Am AMÉRICIUM	96 (247) Cm CURIUM	97 (247) Bk BERKÉLIUM	98 (251) Cf CALIFORNIUM	99 (252) Es EINSTEINIUM	100 (257) Fm FERMIUM	101 (258) Md MENDÉLÉVIUM	102 (259) No NOBÉLIUM	103 (262) Lr LAWRENCIUM

(1) Pure Appl. Chem., 73, No. 4, 667-683 (2001)
La masse atomique relative est donnée avec cinq chiffres significatifs. Pour les éléments qui n'ont pas de nucléides stables, la valeur entre parenthèses indique le nombre de masse de l'isotope de l'élément ayant la durée de vie la plus grande.
Toutefois, pour les trois éléments Th, Pa et U qui ont une composition isotopique terrestre connue, une masse atomique est indiquée.

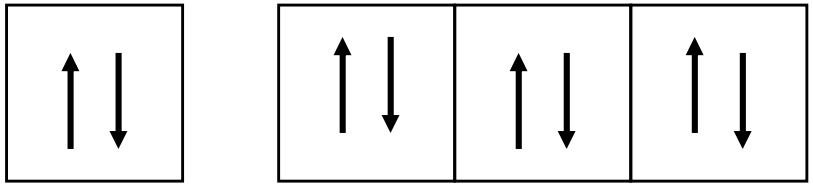
Edition: Michel Ditra

Copyright © 1998-2003 Eric G. (eric@kif-eg.lu.fr)

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Les gaz rares présentent une grande inertie chimique, ils ne se combinent pas aux autres éléments dans des composés chimiques.

Ils présentent une grande stabilité qui est due à leur configuration électronique qui fait apparaître une couche de valence saturée à 8 électrons.



ns^2 np^6

Couche remplie = stabilité

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

LA REGLE DE L'OCTET

Un atome cherche à acquérir la structure électronique du gaz rare le plus proche de lui dans la classification périodique.

Cette règle permet de prévoir facilement l'ion le plus stable des éléments des blocs s et p.

Pour les éléments trop éloignés de la structure des gaz rares (blocs d et f et colonne 14) cette règle ne s 'applique pas aussi simplement.

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

IONS LES PLUS STABLES DES ELEMENTS s et p

N° Colonne	1	2	13	14	15	16	17	18
	s^1	s^2	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
	H							He
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	Fr	Ra						
	X^+	X^{2+}	X^{3+}	X^{4+}	X^{3-}	X^{2-}	X^-	
				X^{4-}				

Attention aux pièges : les métaux donnent des cations et pas des anions. Les semi-métaux peuvent donner des anions et des cations (Sb par exemple)

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

QUELQUES PROPRIETES ATOMIQUES ET LEURS VARIATIONS DANS LA CLASSIFICATION PERIODIQUE

www.goodprepa.tech

LES REGLES DE SLATER

Modèle de Bohr pour les Hydrogénoïdes

$$E_n = -E_0 [Z^2/n^2] \qquad R = a_0 [n^2/Z]$$

Ces résultats important ont été obtenus dans le cas des atomes hydrogénoïdes à 1 seul électron.

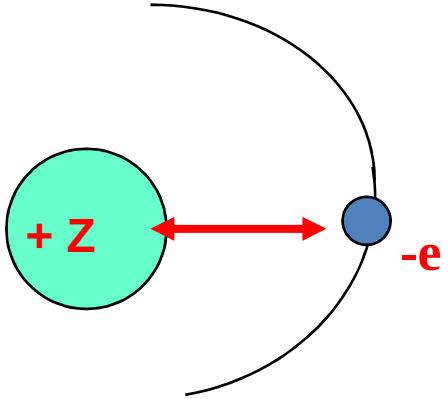
Pour les atomes polyélectroniques, il faudrait pouvoir tenir compte des interactions supplémentaires électron-électron qui n'existaient pas dans le cas des hydrogénoïdes.

Les règles de Slater permettent d'appliquer tout de même les résultats du modèle de Bohr aux atomes polyélectroniques.

On appelle ces règles les approximations hydrogénoïdes de Slater.

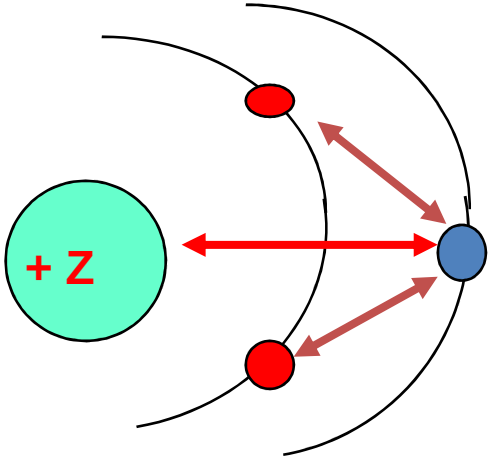
www.goodprepa.tech

Atome Hydrogénoïde



Attraction

Atome polyélectronique

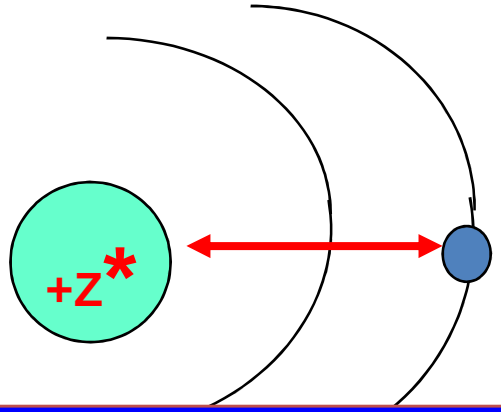


Attraction et répulsion

Les autres électrons font écran entre le noyau et l'électron étudié

Modèle de Slater

La charge réelle Z est remplacée par une charge hypothétique Z*



Attraction « corrigée »

La charge nucléaire effective Z* tient compte à la fois de l'attraction noyau-électron et des répulsions électron-électron (effets d 'écran).

www.goodprepa.tech

Calcul de la charge nucléaire effective Z*

Pour rendre compte de l'effet répulsif des autres électrons on calcule une charge nucléaire hypothétique plus faible que la charge réelle du noyau. Cette charge hypothétique est obtenue en soustrayant du Z réel les effets d 'écran des autres électrons :

$$Z^* = Z - \Sigma \sigma$$

σ = constante d'écran

Slater a énoncé les règles qui permettent d 'exprimer ces effet d 'écran σ entre électrons.

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

REGLES de SLATER

1) Ecrire la configuration électronique de l 'élément en utilisant les groupes suivants et dans l 'ordre suivant :

Groupes de Slater :

[1s] ; [2s , 2p] ; [3s , 3p] [3d] ; [4s , 4p] [4d] [4f] ; [5s , 5p] [5d] ; [5f]...

2) Valeurs des constantes d'écran

Électrons du même groupe : $\sigma = 0,35$ (sauf pour 1 s ou $\sigma = 0,3$)

Electron d'un groupe plus externe

(situé à droite du groupe étudié) : $\sigma = 0$

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Electrons d'un groupe plus interne

(situé à gauche du groupe étudié)

Deux cas à distinguer :

a) l'électron étudié appartient à un groupe [ns ; np]

-Les électrons du groupe immédiatement inférieur (n-1) ont un effet d 'écran de σ = 0,85

- Les électrons des groupes plus internes (n-2) ; (n-3) etc.... ont un effet d 'écran σ = 1

b) l'électron étudié appartient à un groupe [n d] ou [n f]

- Les électrons de tous les groupes plus internes ont un effet d'écran σ = 1

www.goodprepa.tech

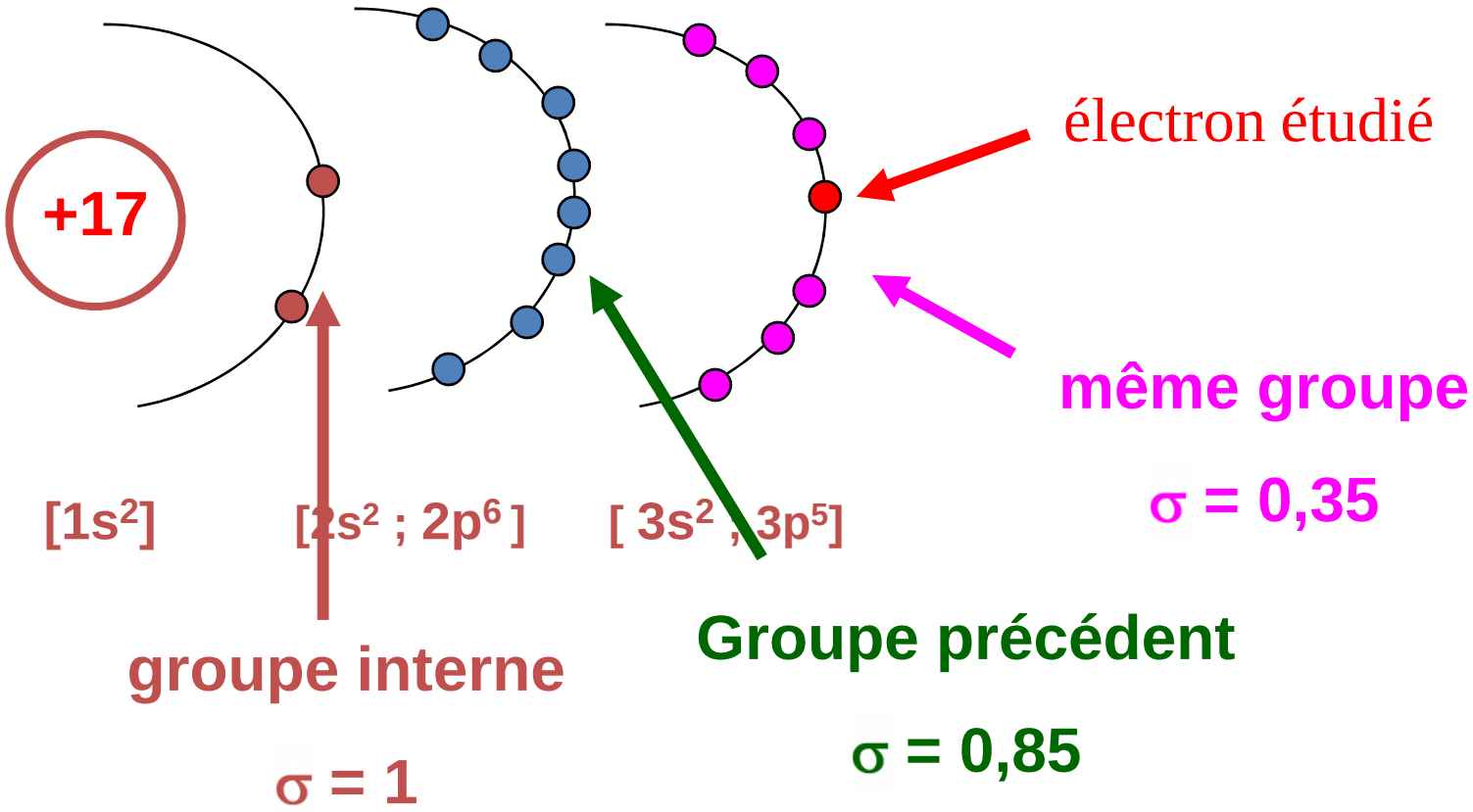
1s	0,3										
2s 2p	0,85	0,35									
3s 3p	1	0,85	0,35								
3d	1	1	1	0,35							
4s 4p	1	1	0,85	0,85	0,35						
4d	1	1	1	1	1	0,35					
4f	1	1	1	1	1	1	0,35				
5s 5p	1	1	1	1	0,85	0,85	0,85	0,35			
5d	1	1	1	1	1	1	1	1	0,35		
5f	1	1	1	1	1	1	1	1	1	0,35	
6s 6p	1	1	1	1	1	1	1	0,85	0,85	0,85	0,35
	1s	2s 2p	3s 3p	3d	4s 4p	4d	4f	5s 5p	5d	5f	6s 6p

[1s] ; [2s , 2p] ; [3s , 3p] [3d] ; [4s , 4p] [4d] [4f] ; [5s , 5p] [5d] ; [5f]...

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Exemples

Cl : Z = 17 : [$1s^2$] ; [$2s^2$; $2p^6$] ;[$3s^2$; $3p^5$]

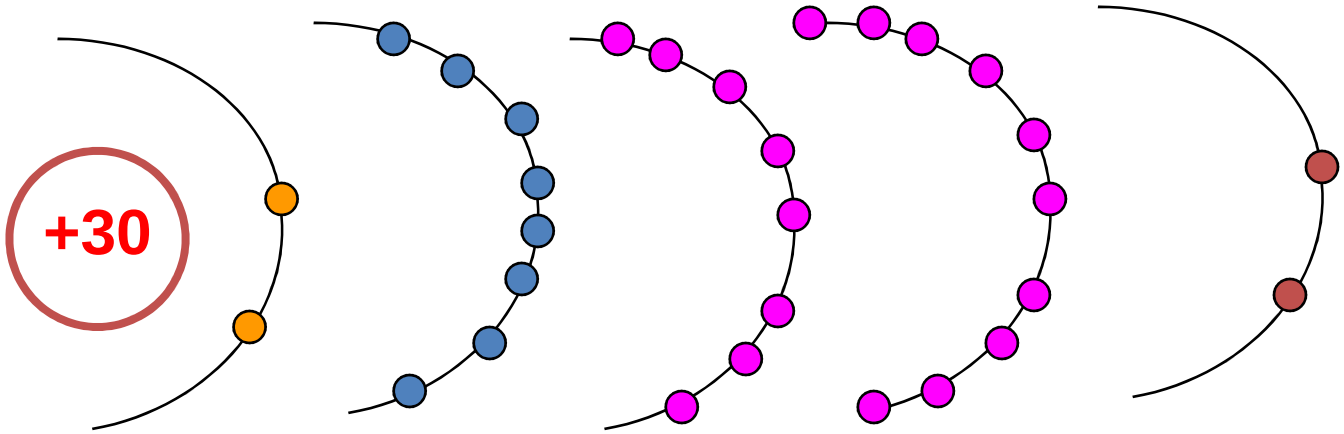


Z* = 17 - (6 * 0.35) - (8 * 0,85) - (2 * 1) = 6,1

www.goodprepa.tech

Exemples

Zn : Z = 30 : [$1s^2$] ; [$2s^2$; $2p^6$] ;[$3s^2$; $3p^6$] ; [$3d^{10}$] ; [$4s^2$]



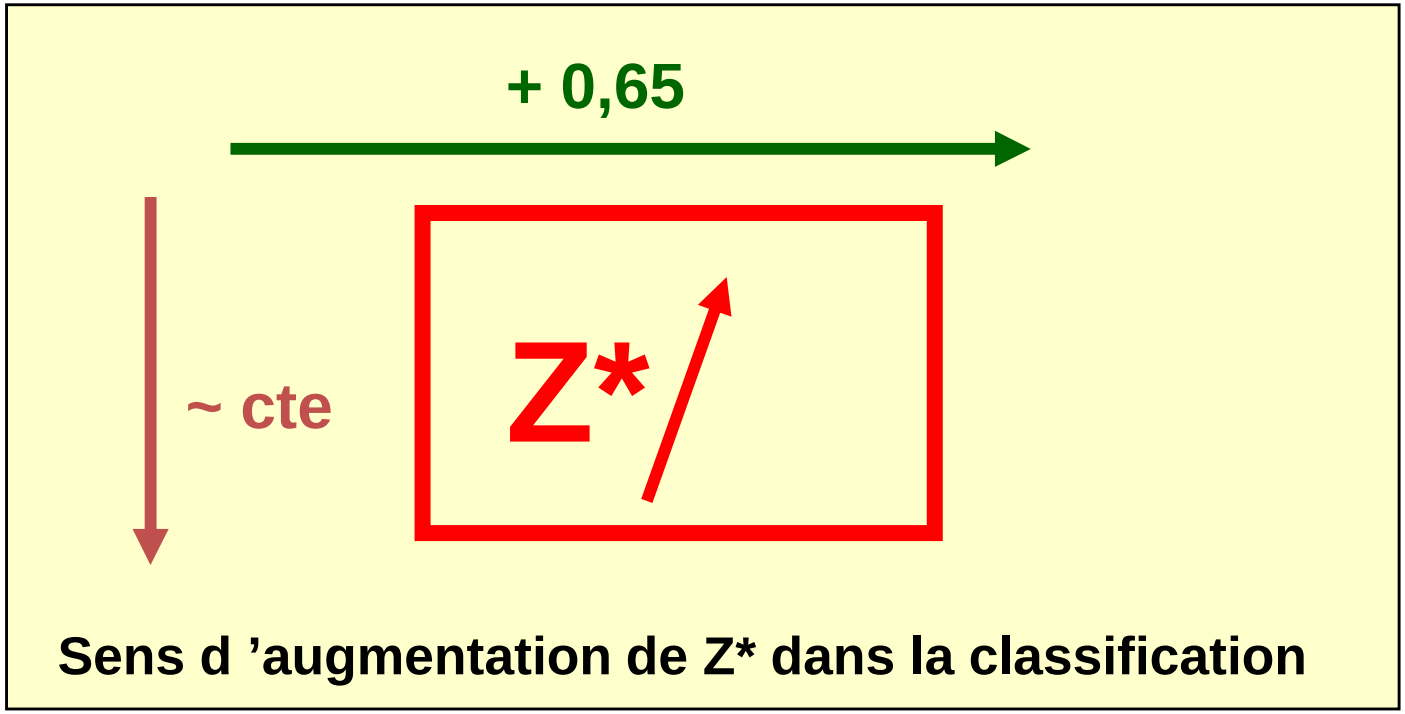
[$1s^2$] [$2s^2$; $2p^6$] [$3s^2$; $3p^6$] [$3d^{10}$] [$4s^2$]

Z^*_{4s} = 30 - (1 * 0,35) - (18 * 0,85) - (8 * 1) - (2 * 1) = 4,35

Z^*_{3d} = 30 - (9 * 0,35) - (8 * 1) - (8 * 1) - (2 * 1) = 8,85

$Z^*_{3s;3p}$ = 30 - (7 * 0,35) - (8 * 0,85) - (2 * 1) = 18,75

www.goodprepa.tech



Sens d ’augmentation de Z* dans la classification

www.goodprepa.tech

Application au calcul de l'énergie d'atomes

Pour un atome Hydrogénoïdes de numéro atomique Z, l'énergie se calcule par

$$E = -13{,}6 \times \frac{Z^2}{n^2} \quad (\text{eV})$$

Pour un atome à plusieurs électrons, l'énergie dépend à la fois de *n et l puisque les* valeurs de l affectent celles de Z*. Chaque électron contribue à une énergie E_i telle que

$$E_{i_{(n,\ell)}} = -13{,}6 \times \frac{Z_i^{*2}}{n^2} \quad (\text{eV})$$

L'énergie totale de l'atome est la somme de la contribution de chaque électron i telle que :

$$E_t = \sum_{i=1}^{i=n} E_i$$

Avec n : nombre d'électrons

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Exemple : calcul de l'énergie de l'atome de lithium

Le lithium $_3Li$ a pour répartition électronique $1s^2 2s^1$. L'électron $2s$ a pour charge effective :

$Z_1^* = 3 - (2 \times 0{,}85) = 1{,}3$. Son énergie est : $E_1 = -13{,}6 \times \frac{1{,}3^2}{2^2} = -5{,}75$ eV

Un des électron $1s$ a pour charge effective : $Z_2^* = 3 - (1 \times 0{,}31) = 2{,}69$. Son énergie est :

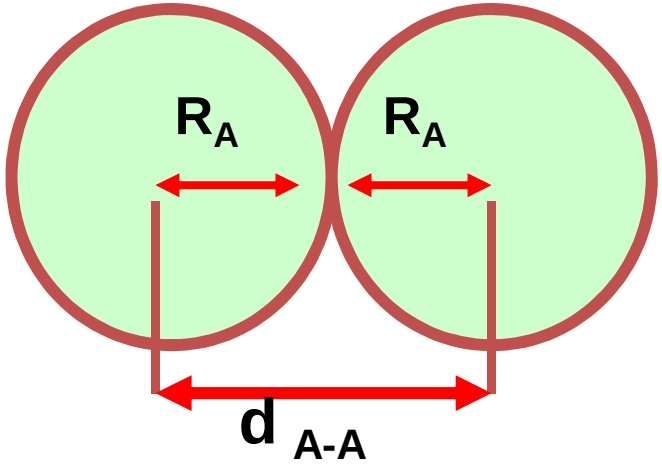
$E_2 = -13{,}6 \times \frac{2{,}69^2}{1^2} = -98{,}41$ eV. L'énergie totale est donc :

$$E = E_1 + 2 \times E_2 = -5{,}75 - 2 \times 98{,}41 = -202{,}57 \text{ eV}$$

www.goodprepa.tech

Evolution des rayons atomiques (r_a)

Le rayon d'un atome ne peut être défini que si l'atome est engagé dans une molécule.
Il dépend de la nature des liaisons et des proches voisins.
Le rayon atomique *r_a est la demi distance entre les noyaux des deux atomes dans une liaison* covalente simple



$$R_{Cov}(A) = d_{A-A} / 2$$

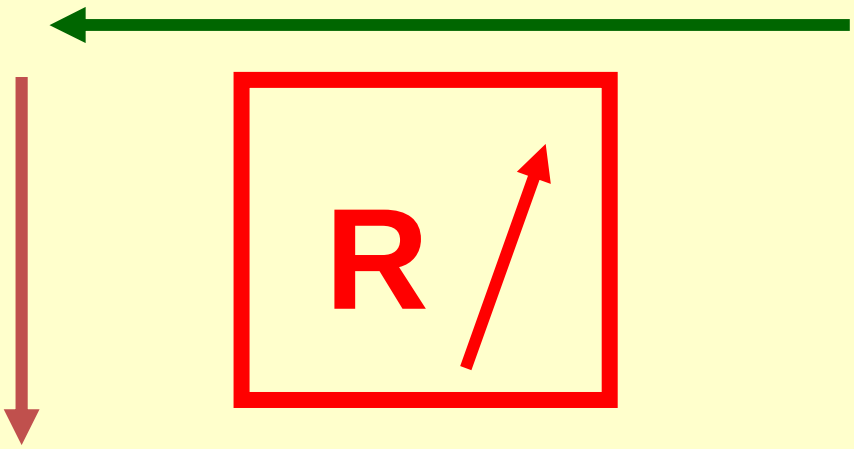
www.goodprepa.tech

Variation du Rayon atomique $R = a_0 [n^2/Z^*]$

Sur une ligne n est constant et Z* augmente de gauche à droite, n^2 / Z* va donc bien diminuer de gauche à droite

Sur une colonne n augmente du haut vers le bas, Z* augmente très légèrement de haut en bas (sensiblement constant).

L 'effet de l'augmentation de n^2 l'emporte largement sur l'augmentation de Z* et le rayon atomique augmente bien de haut en bas sur une colonne de la classification périodique.



Sens d 'augmentation de R dans la classification

www.goodprepa.tech

Formule empirique de calcul du rayon de covalence d'un atome

Si la comparaison des n^2/Z^* permet de classer qualitativement les atomes par ordre de tailles, elle ne permet pas d'obtenir la valeur réelle du rayon de covalence.

D'autre part, on observe quelques inversions dans l'ordre des rayons atomiques.

C'est pourquoi il faut utiliser les approximations suivantes approximations:

Avec $n^* = n$ pour $n = 2$ et $n = 3$;

$n^* = 3{,}7$ pour $n = 4$ et $n^* = 4$ pour $n = 5$

www.goodprepa.tech

Energies d'ionisation successives

Il s'agit des énergies associées aux réactions suivantes :

$A \longrightarrow A^{+} + e^{-}$ **Première Ionisation : $E.I_1$**

$A^{+} \longrightarrow A^{2+} + e^{-}$ **Deuxième Ionisation : $E.I_2$**

$A^{2+} \longrightarrow A^{3+} + e^{-}$ **Troisième Ionisation : $E.I_3$**

.....

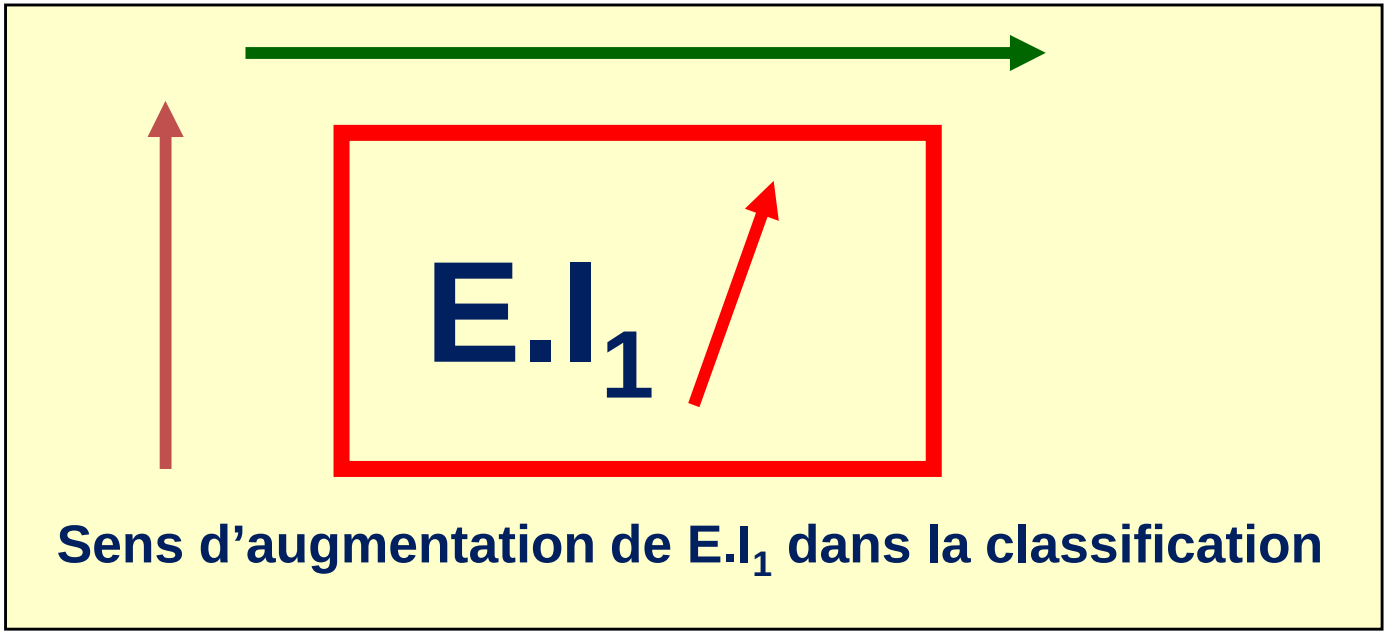
$A^{(Z-1)+} \longrightarrow A^{z+} + e^{-}$ **zième Ionisation : $E.I_z$**

Ces énergies sont toujours positives car il faut fournir de l'énergie pour arracher l'électron à l'attraction, du noyau.

www.goodprepa.tech

Variation de E.I 1

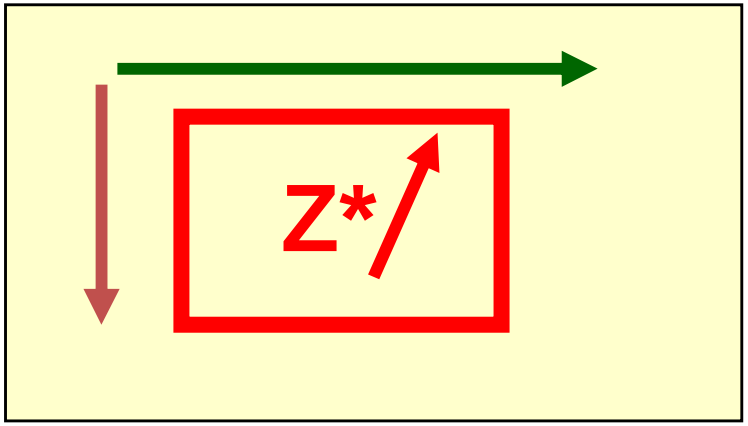
- dans une même ligne $E.I_1$ augmente de gauche à droite
- dans une même colonne $E.I_1$ diminue de haut en bas

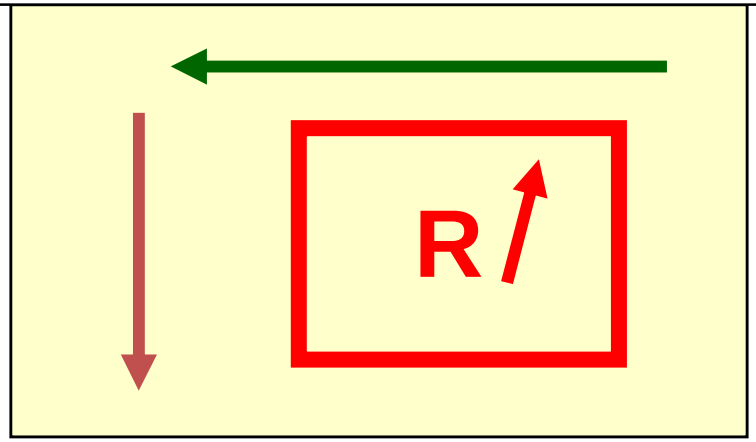


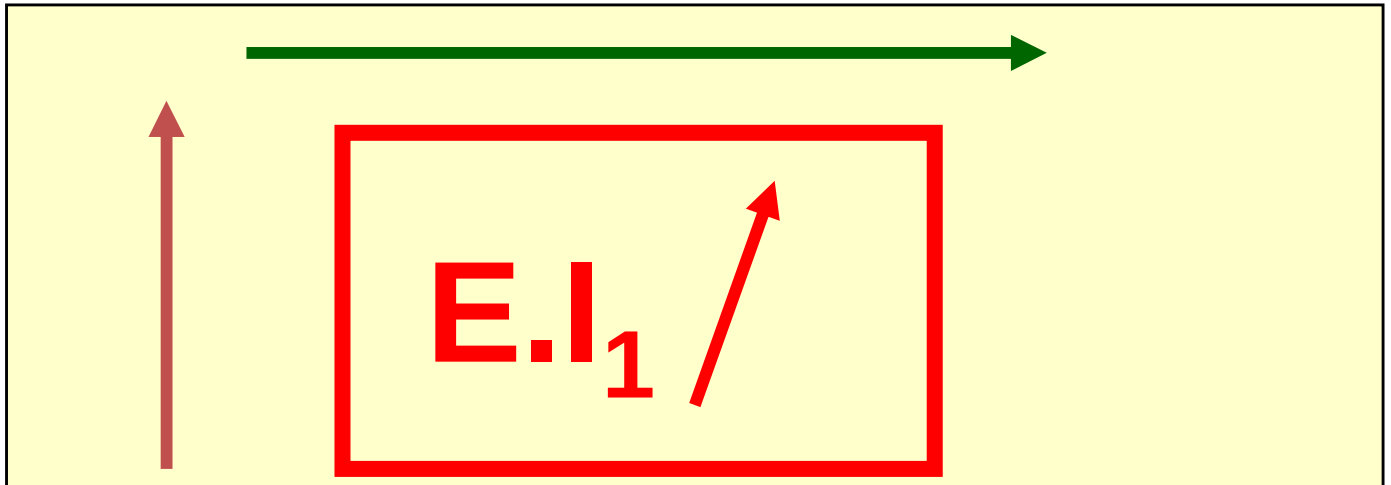
Sens d'augmentation de $E.I_1$ dans la classification

 35

www.goodprepa.tech







Sens d'augmentation de $E.I_1$ dans la classification

L'énergie d'ionisation varie en sens inverse du rayon atomique

www.goodprepa.tech

Affinité électronique (AE)

C'est l'énergie de la réaction de fixation d'un électron à l'atome neutre pour obtenir un anion.

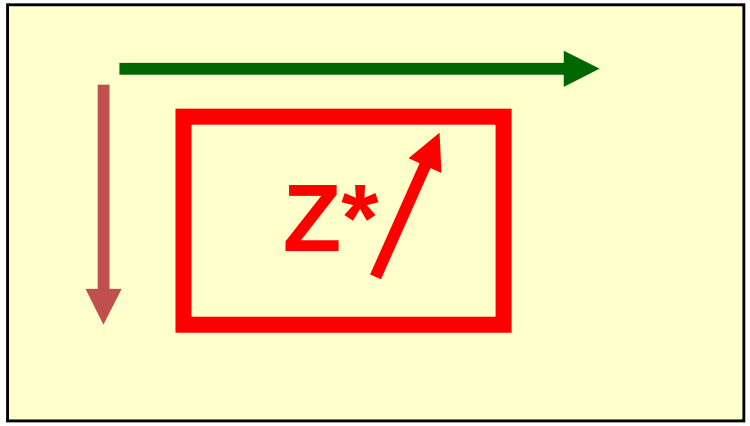
$$A + 1e^- \longrightarrow A^-$$

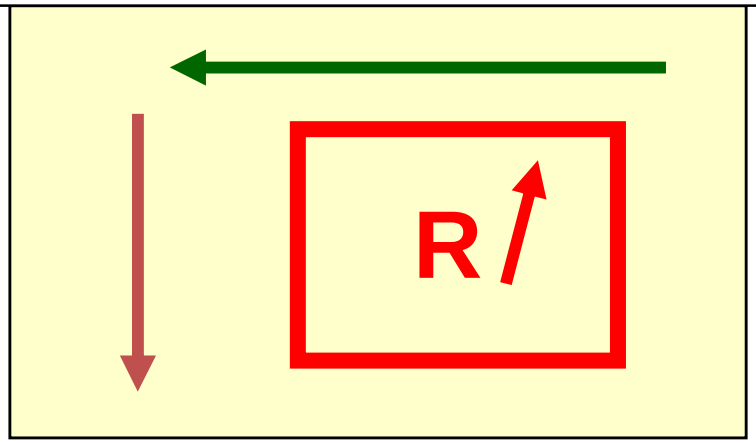
L'affinité électronique peut être positive ou négative selon la nature de l'atome.

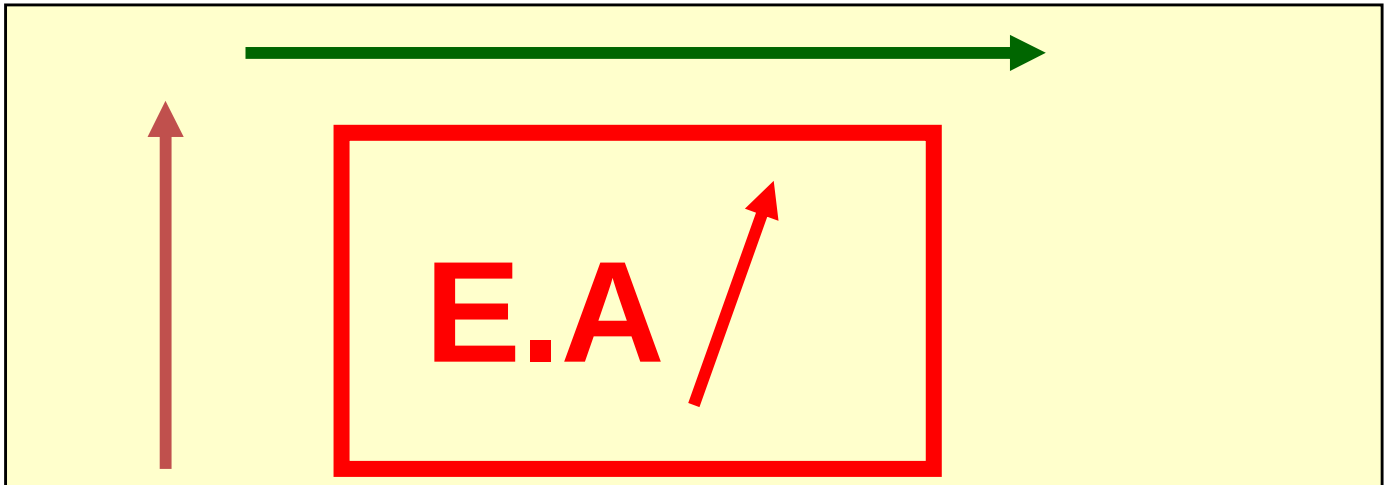
Elle a tendance à augmenter, en valeur absolue, lorsqu'on se déplace sur une période de gauche vers la droite car la charge nucléaire attirant l'électron augmente et la taille de l'atome diminue.

Le long d'une colonne, elle diminue de haut en bas du fait que l'augmentation du rayon de l'atome fait diminuer l'action du champ attractif du noyau sur les électrons des couches externes et augmenter celle du champ répulsif des autres électrons (effet d'écran).

www.goodprepa.tech







Sens d'augmentation de $E.A_1$ dans la classification

L'électroaffinité varie comme l'énergie d'ionisation, en sens inverse du rayon atomique

www.goodprepa.tech

II.4. Electronégativité (χ)

L'électronégativité d'un atome A est la tendance que possède cet atome d'attirer vers lui des électrons d'un autre atome B au cours d'une liaison chimique A B.

L'atome A acquière plus facilement un électron de l'atome B dès que :

- **L'affinité électronique de A est plus élevée**
- **Le potentiel d'ionisation de B est plus faible.**

C'est une grandeur relative. Elle est évaluée par les échelles de Pauling et de Mullikan.

Quelque soit l'échelle utilisée, l'électronégativité varie dans le même sens que le potentiel d'ionisation et que l'affinité électronique.

www.goodprepa.tech

Echelle de Mullikan

L'électronégativité d'un atome d'un élément chimique entrant dans une liaison chimique est donnée par définition par:

$$\chi = 1/2\ (EI + AE)\ \text{exprimée en eV.atome}^{-1}$$

où EI désigne l'énergie de première ionisation de l'atome et AE son affinité électronique.

Comme on ne connaît pas l'affinité électronique de tous les éléments chimiques cette échelle a connu moins de succès que celle de PAULING, beaucoup plus étendue.

www.goodprepa.tech
www.goodprepa.tech

Echelle de Pauling

Pauling a élargi l'échelle d'électronégativité à un nombre plus élevé d'éléments en se basant sur les énergies de dissociation des molécules diatomiques.

L'écart des électronégativités entre deux atomes A et B est la racine carrée de la différence entre l'énergie de dissociation de la molécule AB (B est plus électronégatif que A) et la moyenne des énergies de dissociation des molécules AA et BB.

www.goodprepa.tech

Lorsque les énergies sont exprimées en kj/mole, la différence d'électronégativité est :

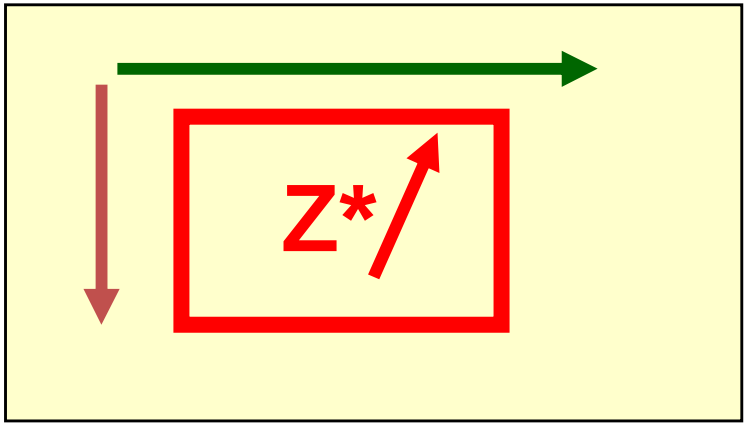
$$\chi_B - \chi_A = 0{,}102\sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \times E_{BB}}}$$

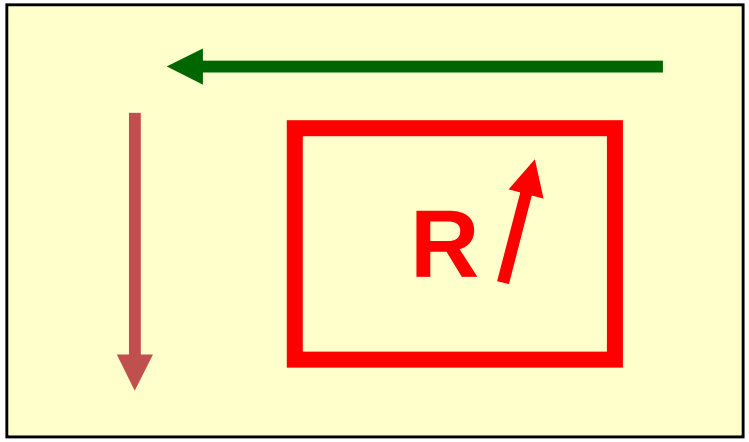
E_{AB} , E_{AA} et E_{BB} sont les énergies des liaisons A-B , A-A et B-B exprimée en eV

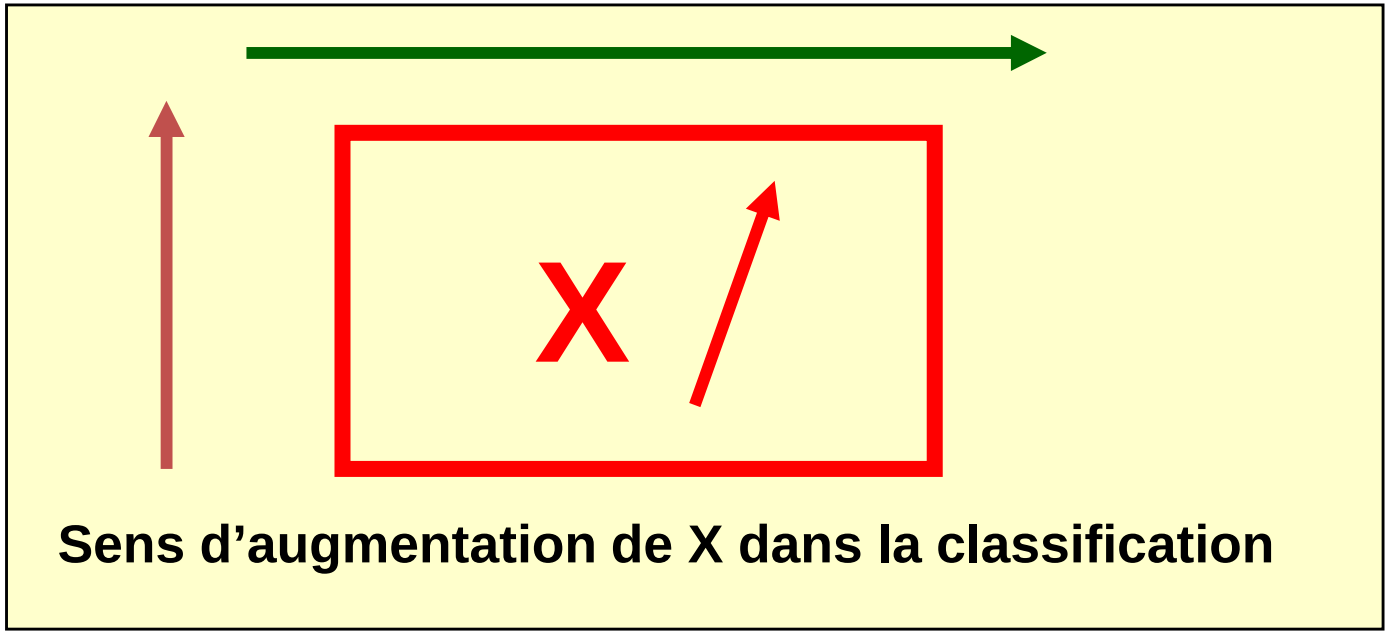
Lorsqu'elles sont exprimées en kcal/mole, la relation d'électronégativité devient :

$$\chi_B - \chi_A = 0{,}208\sqrt{E_{AB} - \sqrt{E_{AA} \times E_{BB}}}$$

www.goodprepa.tech







Sens d'augmentation de X dans la classification

L'électronégativité varie comme l'énergie d'ionisation, en sens inverse du rayon atomique.