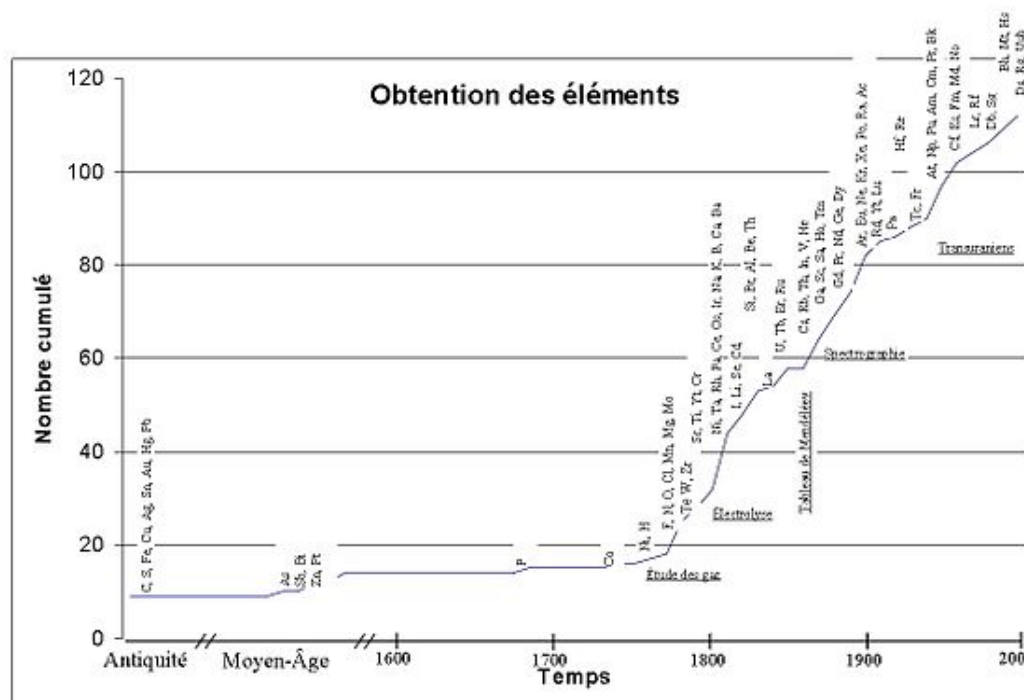


Chapitre A2 : Le tableau périodique : la théorie des 118 éléments

Table des matières

I	Description du tableau périodique	2
I.1	L'élément chimique	2
I.2	Colonne et configuration électronique	2
I.3	Les blocs du tableau périodique	3
I.4	Position d'un élément dans le tableau	4
II	Différents découpages du tableau périodique	5
II.1	Métaux, métalloïdes et non-métaux	5
II.2	Les familles chimiques	5
II.3	Le bloc d	6
II.4	Le bloc f	6
III	Évolution des propriétés au sein du tableau périodique	6
III.1	Évolution du numéro atomique effectif	7
III.2	Les rayons	7
a)	Évolution des rayons dans la classification	8
III.3	Electronégativité	9
a)	Pseudo-Définition	9
b)	Évolution dans la classification périodique	10
c)	Electronégativité et oxydo-réduction	10

Introduction



Graphique montrant les dates de découverte des éléments.

Une fois que les éléments ont été découverts (1787, 33 éléments) a commencé le puzzle le plus important de l'Histoire : la construction du tableau périodique. Les chimistes ont en effet repéré des similarités dans les

propriétés de certains éléments. On a alors entendu parlé de *triades* (Doberiner 1817), ce qui correspondrait à nos actuelles colonnes (à 3 cases de hauteur). Par la suite, Newlands proposa la loi des octaves : il avait découvert les lignes. C'est Mendeleïev en 1869 qui publie la forme actuelle du tableau. Mais le vrai coup de génie de sa part : il a su laisser des trous là où il pensait qu'il manquait des éléments, encore non découverts. Les premières constructions du tableau périodique sont donc complètement empiriques. Ce n'est que plus tard que la théorie est venue conforter cet arrangement expérimental.

Savoirs-faire

- Déterminer la position d'un élément dans la CP à partir de son numéro atomique et inversement
- Comparer les propriétés (électronégativité, rayon...) de deux éléments à partir de leur position dans la CP

I Description du tableau périodique

Définition: Le tableau périodique

Le tableau périodique est l'ensemble de tous les éléments connus, organisés par **numéro atomique** croissants.

Cela signifie donc que les atomes sont rangés par ordre de nombre de protons croissant. En effet, il fallait choisir entre classer selon les protons, les neutrons ou les électrons. Comme les électrons peuvent facilement être arrachés ou ajoutés, ils sont trop versatiles pour pouvoir servir de référence. Au contraire, les neutrons et les protons sont tous les deux de bons candidats. Cependant, les neutrons influent trop peu sur la chimie pour finalement permettre de voir des différences. On a donc classé selon les protons.

Remarque

Ce tableau s'appelle le tableau périodique car dans la façon dont il est construit, il fait apparaître une périodicité dans les propriétés des éléments. Ainsi, les lignes sont appelées périodes.

I.1 L'élément chimique

Définition: Élément chimique

On appelle élément chimique l'ensemble des entités possédant le même nombre de protons dans le noyau.

Remarque

Le nombre d'électrons ou de neutrons peut donc varier. Dans une case du tableau périodique, il n'y a qu'un seul élément chimique, comprenant tous les isotopes et ions possibles.

Exemple

L'élément chlore a pour numéro atomique $Z=17$. Les entités peuvent alors être par exemple l'ion chlorure Cl^- ou les atomes $^{35}_{17}\text{Cl}$ et $^{37}_{17}\text{Cl}$.

I.2 Colonne et configuration électronique

Le tableau périodique n'est pas un tableau ordinaire. En effet, il n'y a pas le même nombre de colonne à chaque ligne.

Propriété

Pour construire le tableau périodique, on suit la configuration électronique selon les deux règles :

- On change de colonne pour chaque électron.
- On change de ligne pour chaque nouveau nombre quantique principal n .

Le nombre de colonne est donc lié aux sous-couches :

- 1^{ère} ligne avec 2 colonnes. 2 comme les 2 électrons dans la 1s...
- 2^e ligne avec 2+6 colonnes. 2+6 comme les 2+6 électrons de la 2s et la 2p...
- 3^e ligne avec 2+6 colonnes (3d remplie après la 4s d'après la règle de Klechkowski) donc toujours 8 électrons.
- 4^e ligne avec 2+10+6 colonnes (ici on insère la 3d après la 4s mais on ne place pas encore la 4d ni la 4f).
- 5^e ligne avec 2+10+6 colonnes (on insère la 4d mais pas la 4f).
- 6^e ligne avec 2+14+10+6 colonnes (on insère la 4f en plus de la 5d).

Remarque

Dans la ligne n , il y a autant de colonnes que de place dans les sous-couches entre la ns et la np incluse. Cela comprend les couches $(n-1)d$ et $(n-2)f$ le cas échéant.

Quelle est la conséquence de tout cela ? Quand on descend dans une colonne, il y a le même nombre d'électrons de valence dans les sous-couches de valence. Qui dit les mêmes électrons de valence dit la même configuration électronique de valence. On le voit dans le tableau suivant avec les couches de valence seulement.

1	$1s^1$	$1s^2$							
2	$2s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$	
3	$3s^1$	$3s^2$	$3s^2 3p^1$	$3s^2 3p^2$	$3s^2 3p^3$	$3s^2 3p^4$	$3s^2 3p^5$	$3s^2 3p^6$	

1	H	He							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	

Propriété

Dans une même colonne, il y a les mêmes électrons de valence et la même configuration électronique de valence.

I.3 Les blocs du tableau périodique

Comme on l'a vu, l'organisation du tableau périodique permet de conserver dans une même colonne la même configuration électronique. Ainsi, on peut comprendre que les deux premières colonnes ont pour configuration électronique une configuration qui termine en ns^1 et ns^2 . Elles forment alors le bloc s.

Définition: Les blocs

Le tableau périodique est constitué de quatre blocs :

Le bloc s : Constitué des deux premières colonnes (fin en ns^*)

Le bloc p : Constitué des six dernières colonnes (fin en np^*)

Le bloc d : Constitué des dix colonnes centrales (fin en $(n-1)d^*$)

Le bloc f : Constitué des quatorze colonnes en dessous du tableau (fin en $(n-2)f^*$).

1 18

1s 1s

2s → 2p →

3s → 3p →

4s → 4p →

5s → 5p →

6s → 6p →

7s → 7p →

3d → 4d → 5d → 6d →

4f → 5f →

Legend: s Block (purple), p Block (green), d Block (red), f Block (blue)

Le tableau périodique par blocs. Chaque bloc est associé à la sous-couche en cours de remplissage.

Remarque

Le bloc f devrait être entre le bloc s et le bloc d mais cela générerait trop de trous dans le tableau périodique. La décision a été prise de le placer en dessous.

I.4 Position d'un élément dans le tableau

Méthode: Position d'un élément dans le tableau

Pour placer un élément dans le tableau à partir de sa configuration électronique :

- 1) Le numéro de la sous-couche s de valence donne la période (= ligne). C'est donc la couche de plus grand nombre quantique principal remplie qui donne la période.
- 2) La sous-couche en cours de remplissage donne le bloc (s,p,d,f) et le nombre d'électron dans cette sous-couche donne le numéro de colonne dans le bloc. On peut donc trouver la colonne du tableau en ajoutant le nombre de colonnes avant le bloc (0 pour s, 2 pour d ou 12 pour p).

Exemple

Le scandium a 21 pour numéro atomique. Sa configuration électronique est alors $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.

- La dernière couche en cours de remplissage est la 4 donc le scandium est dans la 4e période.
- La dernière sous-couche en cours de remplissage est la $3d$ avec 1 électron. Le scandium est donc dans la 1ere colonne du bloc d. Au total il est alors dans la $2+1=3$ e colonne du tableau périodique.

Remarque

Comme on peut le voir sur la figure précédente, la position officielle de l'Hélium dans le tableau périodique n'est pas associée au bloc s. De la même manière, la position de l'hydrogène est également insatisfaisante sur un certain nombre de point que l'on verra par la suite. Pour l'hélium, on l'a mis là pour conserver la famille des gaz nobles. Pour l'hydrogène, c'est plus compliqué... Finalement, la première ligne est composée de deux exceptions.

✎ Pour s'entraîner: Exercices 1, 2 et 4

II Différents découpages du tableau périodique

II.1 Métaux, métalloïdes et non-métaux

On recense les éléments en trois catégories :

Définition: Métaux, métalloïdes, non métaux

Les métaux : Il s'agit de la plupart des éléments du tableau périodique. Ils sont globalement brillant, bon conducteurs électriques et thermiques.

Les métalloïdes : Il s'agit d'éléments possédant certaines des propriétés usuelles des métaux mais dans une moindre mesure (conductivité électrique par exemple).

Les non-métaux : Il s'agit des éléments qui restent. Ils présentent des propriétés très diverses. Ils sont situés à droite du tableau périodique, sauf l'hydrogène qui est en haut à gauche.

I		Métaux										VIII	
II		Métalloïdes										VII	
		Non-métaux											
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
3	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49
6	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67
7	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99

Définition: Métaux de transition

On appelle métaux de transitions les métaux qui comportent une sous-couche d ou f en cours de remplissage dans un atome ou un ion stable.

Les métaux de transitions comprennent donc les blocs d et f, à l'exception de la dernière colonne pour laquelle la sous-couche est déjà remplie complètement.

II.2 Les familles chimiques

Définition: Famille chimique

Une famille chimique est l'ensemble des éléments dans la même colonne du tableau périodique.

Les éléments d'une famille sont nommés ainsi car ils possèdent globalement les mêmes propriétés chimiques.

Définition: Les alcalins

La première famille s'appelle la famille des alcalins. La configuration se finit en $\dots ns^1$, où n est le numéro de la couche de valence. Ces éléments veulent donc perdre un électron pour former les ions X^+ , par exemple Li^+ . Les alcalins sont des métaux très réducteurs. Ils réagissent violemment avec l'eau. Ils sont globalement petits et électropositifs.

Définition: Les alcalino-terreux

La deuxième famille est la famille des alcalino-terreux. La configuration se finit en $\dots ns^2$. Ces éléments veulent donc perdre deux électrons pour former les ions X^{2+} . Ce sont également des métaux réducteurs.

Les familles 3 à 6 sont moins importantes à retenir. Il y a :

- La troisième famille a une configuration qui se termine en $...ns^2np^1$. Ces éléments veulent donc perdre 3 électrons pour former les ions X^{3+} .
- La quatrième famille a une configuration qui se termine en $...ns^2np^2$. Ces éléments veulent donc gagner 4 électrons en faisant 4 liaisons chimiques.
- La cinquième, celle des pnictogènes, famille a une configuration qui se termine en $...ns^2np^3$. Ces éléments veulent donc gagner 3 électrons en faisant 3 liaisons chimiques ou (mais plus rare) ils peuvent s'ioniser en X^{3-} .
- La sixième famille, celle des chalcogènes, a une configuration qui se termine en $...ns^2np^4$. Ces éléments veulent donc gagner 2 électrons en faisant 2 liaisons chimiques ou en formant les ions X^{2-} .

Définition: Les halogènes

La septième famille s'appelle la famille des halogènes et a une configuration qui se termine en $...ns^2np^5$. Ces éléments veulent donc gagner un électron en formant les ions X^- . Il s'agit d'éléments plutôt oxydants. Tous ces éléments sont toxiques à mortels sous leur forme pure. Les quatre premiers (fluor, chlore, brome, iode) sont très utilisés mais les deux derniers ont des durées de vie trop courte pour être utiles.

Définition: Les gaz nobles

La huitième famille s'appelle la famille des gaz nobles et a une configuration qui se termine en $...ns^2np^6$. Ces éléments sont donc parfaitement stables ainsi et on les qualifie d'inertes. Cela explique leur découverte tardive.

Remarque

La composition, la position et les caractéristiques des familles des alcalins, des halogènes et des gaz nobles doivent être connues.

II.3 Le bloc d

Dans le bloc d, l'idée de famille est moins importante que dans les blocs s et p du fait de la grande variabilité des propriétés physiques et chimiques. A l'exception de la colonne du zinc, les éléments du bloc d sont des métaux de transitions. Il sont très utilisés en chimie pour leurs propriétés versatiles. En particulier, on les utilise beaucoup comme catalyseurs de réactions chimiques. Certains de ces métaux sont stables (par exemple l'or) et on parle de métaux nobles. Les autres s'oxydent à l'air, comme le fer qui rouille. De nombreux de ces métaux sont présents dans le corps humain et indispensables à son bon fonctionnement, s'ils sont régulés. Un exemple de dérèglement est la maladie d'Alzheimer causée par un excès de zinc dans des zones à proximité des neurones.

Ils peuvent s'associer avec des molécules possédant des atomes avec des doublets non liants pour former des complexes métalliques. Ceux-ci sont souvent associés à une couleur marquée qui peut changer facilement. Ces structures seront décrites cette année et surtout étudiées l'an prochain.

II.4 Le bloc f

Le bloc f est composé des lanthanides et des actinides. Il s'agit de métaux permettant de faire de nombreux complexes. En particulier, ils sont utiles pour générer certaines couleurs des télévisions ou encore ils servent d'agent de contraste pour les IRM. Leur chimie est très intéressante mais sera peu étudiée au cours de cette année et de la 2e année.

III Évolution des propriétés au sein du tableau périodique

Il est intéressant de connaître l'évolution de certaines propriétés au sein de la classification périodique afin de pouvoir anticiper sur les comportements des éléments lors de différentes réactions.

III.1 Évolution du numéro atomique effectif

On rappelle qu'il n'est pas possible de résoudre analytiquement l'équation de Schrödinger en prenant en compte le caractère pluriélectronique des entités non hydrogénoïdes. On utilise donc un modèle simplifié mettant en jeu un numéro atomique effectif. Il s'agit donc d'un modèle qui décrit, pour l'électron le plus loin du noyau, la charge calculée comme équivalente, c'est-à-dire la charge une fois compensée par les autres électrons.

1 H 1								2 He 1,7	
3 Li 1,3	4 Be 1,95	5 B 2,6	6 C 3,25	7 N 3,9	8 O 4,55	9 F 5,2	10 Ne 5,85		
11 Na 2,2	12 Mg 2,85	13 Al 3,5	14 Si 4,15	15 P 4,8	16 S 5,45	17 Cl 6,1	18 Ar 6,75		
19 K 2,2	20 Ca 2,85	31 Ga 5	32 Ge 5,65	33 As 6,3	34 Se 6,95	35 Br 7,6	36 Kr 8,25		

Evolution du numéro effectif dans les quatre premières périodes du tableau périodique.

Propriété: Évolution du numéro atomique effectif

Le numéro atomique effectif augmente de gauche à droite suivant une période et de haut en bas suivant les colonnes.

Ainsi, plus on se décale vers la droite, plus le numéro atomique effectif augmente. Cela signifie que les électrons sont d'autant plus attirés par le noyau. On constate que le numéro atomique effectif augmente globalement quand l'on descend dans une colonne. Cela reste une tendance car à y regarder de trop près, le numéro atomique effectif reste constant à de nombreux endroits.

On constate que le numéro atomique effectif augmente de moins d'une unité lorsque l'on se décale d'une case vers la droite sur une même ligne. Autrement dit, l'ajout d'un proton et d'un électron sur une entité ne se compensent pas pour l'électron le plus loin. Il ressent une attraction supplémentaire. Cela est lié au fait que plus les électrons sont externes, moins ils s'écrantent, donc moins les électrons externes sont repoussés par les électrons internes.

Remarque

Attention à bien noter les discontinuités lors des changements de couche : l'électron le plus externe changeant complètement son environnement, le numéro atomique effectif s'en trouve fortement affecté.

III.2 Les rayons

Oui *les rayons*. Parce qu'il y en a plusieurs selon le modèle que l'on considère. Déjà, rappelons que l'idée même de rayon est stupide d'un point de vue quantique. En effet, en mécanique quantique, on ne parle que de probabilités. Mais avoir un rayon serait quand même bien pratique alors on a adapté des modèles quand même. Attention, ces modèles sont intéressants pour comparer plus gros/plus petit mais il est difficile de comparer les deux modèles entre eux. Il y a donc différentes façons de le définir. Le rayon atomique est le rayon d'un atome. Mais ici encore on a différentes façons de le définir.

Définition: Rayons d'un atome

Soit l la longueur entre les deux atomes A et B dans une molécule. Les rayons de A et de B sont définis tels que :

$$l = R_A + R_B$$

- Si l est mesurée dans une molécule, on parle de rayon covalent.
- Si l est mesurée dans un métal, on parle de rayon métallique.
- Si l est mesurée dans un cristal ionique, on parle de rayon ionique.

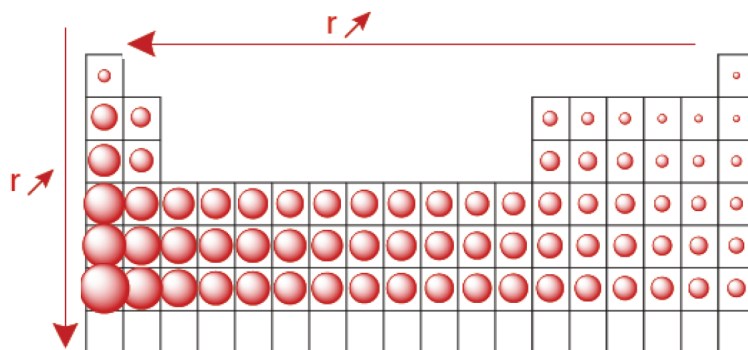
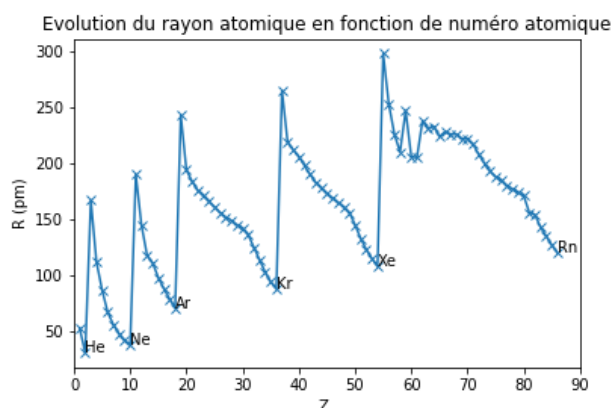
Remarques

- On peut également utiliser le rayon de la dernière sous-couche occupée. Il existe une formule pour ce rayon associé à la couche n :

$$r = \frac{n^*2}{Z^*} \times a_0$$

a_0 est le rayon de Bohr, une constante, et vaut 53 pm. Cette formule prend en compte les corrections apportées pour le modèle polyélectronique. Cette méthode a néanmoins l'avantage de fonctionner pour les atomes et les ions.

- Il est important de bien comprendre que ces modèles ne sont pas compatibles entre eux et que comparer un rayon métallique et un rayon covalent ne permettra jamais d'être précis. Seules des évolutions globales sont à utiliser.

a) Évolution des rayons dans la classification

Évolution du rayon atomique dans la classification périodique. On retrouve une certaine périodicité dans l'évolution.

Propriété: Evolution des rayons

Globalement, tous les rayons, atomique et ioniques, évoluent de la même manière dans le tableau périodique :

- Le rayon atomique augmente de droite à gauche dans une période.
- Le rayon atomique augmente de haut en bas dans une colonne.

Explications théoriques :

Sur une ligne : Lorsque l'on progresse dans une ligne, n est fixé, c'est à dire que l'on reste dans le même type de couche. Cependant Z augmente donc l'attraction augmente. La formule indique alors que le rayon diminue.

Sur une colonne : Lorsque descend dans une colonne, le nombre quantique principal augmente donc la couche électronique en cours de remplissage est plus loin du noyau. Le rayon atomique augmente donc en descendant dans une colonne.

Remarque

Les cations sont petits. Les anions sont gros. En effet, un cation possède moins d'électrons que l'atome dont il est issu. Ainsi, l'électron le plus externe est moins loin. Le raisonnement est parallèle pour les anions.

Exemple

L'anion chlorure est un des plus petits anions avec un rayon de 181 pm alors que l'ion césium est un des plus gros cations avec un rayon de 169pm.

Propriété

On a pour un même élément :

$$R_{Cation} < R_{Atome} < R_{Anion}$$

✎ Pour s'entraîner: Exercices 8 et 9

III.3 Electronégativité

a) Pseudo-Définition

Définition: L'électronégativité

L'électronégativité est une grandeur adimensionnée associée à un élément chimique. Elle est comprise entre 0 et 5 environ. Elle représente la capacité d'un atome à attirer à lui les électrons dans les liaisons dans lesquelles il est impliqué. On dit qu'un atome est électro négatif ou électro positif.

Notons que l'électronégativité est un outil qui sera très utile par la suite. Pour le moment, sa définition précise n'est pas à connaître et on se contentera de celle donnée précédemment. Notons simplement qu'il existe différentes façons de définir et de calculer l'électronégativité. Cela donne lieu à différentes échelles. L'important est que quelque soit le choix de l'échelle, l'évolution est la même et les conclusions sont les mêmes.

b) Évolution dans la classification périodique

Période	Groupe →																							
1	1 H 2,20																	18 He						
2	2 Li 0,98	Be 1,57																	13 B 2,04	14 C 2,55	15 N 3,04	16 O 3,44	17 F 3,98	Ne
3	3 Na 0,93	Mg 1,31																	13 Al 1,61	14 Si 1,90	15 P 2,19	16 S 2,58	17 Cl 3,16	Ar
4	4 K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	4 Ti 1,54	5 V 1,63	6 Cr 1,66	7 Mn 1,55	8 Fe 1,83	9 Co 1,88	10 Ni 1,91	11 Cu 1,90	12 Zn 1,65	13 Ga 1,81	14 Ge 2,01	15 As 2,18	16 Se 2,55	17 Br 2,96	18 Kr 3,00						
5	5 Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	4 Zr 1,33	5 Nb 1,6	6 Mo 2,16	7 Tc 1,9	8 Ru 2,2	9 Rh 2,28	10 Pd 2,20	11 Ag 1,93	12 Cd 1,69	13 In 1,78	14 Sn 1,96	15 Sb 2,05	16 Te 2,1	17 I 2,66	18 Xe 2,60						
6	6 Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,1	* Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,20	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 1,87	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2	Rn 2,2						
7	7 Fr 0,7	Ra 0,9	Ac 1,1	** Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og						
				* 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							
				** 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							

Electronégativité selon l'échelle de Pauling.

Propriété: Evolution de l'électronégativité

- Dans une période, l'électronégativité augmente de gauche à droite.
- Dans une colonne, l'électronégativité diminue de haut en bas.

L'électronégativité évolue en sens opposé au rayon atomique. En effet, plus les électrons sont loins, moins ils sont liés au noyau et donc moins ils sont attirés par celui-ci.

Remarques

- Parmi les atomes stables, le plus électronégatif est le fluor et le plus électropositif est le césium. Connaître ces deux éléments facilite l'apprentissage de l'évolution de l'électronégativité.
- On constate que l'hydrogène est très mal placé quand on regarde l'électronégativité.

✎ Pour s'entraîner: Exercice 10 et 11

c) Electronegativité et oxydo-réduction

Propriété: Electronegativité et oxydo-réduction

Plus un atome est électronégatif plus il est oxydant. Plus un atome est électropositif, plus il est réducteur.

En effet, plus un atome est électronégatif, plus il attire les électrons donc plus il est à même de capter des électrons. C'est bien la définition d'un oxydant. C'est l'inverse pour les réducteurs.

Exemple

Les halogènes les plus oxydants sont les premiers dans la colonne. Cela respecte bien l'ordre de l'électro-négativité.