

LC-Classification périodique (CPGE)

Maud

12 juin 2022

Pré-requis

-

Références

- [1] Bruno Fosset. *Chimie physique expérimentale*. Hermann, 2000.
- [2] Bruno Fosset, Jean-Bernard Baudin, and Frédéric Lahitète. *Chimie tout-en-un : MPSI*. Dunod, 2019.
- [3] Jean-François Le Maréchal and Bénédicte Nowak-Leclercq. *La chimie expérimentale : CAPES et agrégation de sciences physiques. 1. Chimie générale*. Sciences sup Chimie. Dunod, Paris, 2004.

Table des matières

1	La classification périodique de Lavoisier à nos jours	2
1.1	Evolution de la classification	2
1.2	Ce qu'apporte Mendeleiev	4
1.3	La classification actuelle	4
2	Lecture par bloc de la classification périodique	5
2.1	Nombres quantiques	5
2.2	Règle de remplissage	6
2.3	Configuration électronique et place dans la classification périodique	7
3	Evolution de quelques propriétés atomiques	8
3.1	Rayons atomiques	8
3.2	Energie d'ionisation et affinité électronique	8
3.3	Electronégativité	9
4	Application à des propriétés chimiques	10
4.1	Les gaz nobles	10
4.2	Caractère réducteur des alcalins	10
4.3	Caractère oxydant des halogènes	10

Introduction pédagogique

Objectifs pour les profs

- en 2nde : introduction à la structure de l'atome et la répartition des électrons en sous couches et introduction à la classification périodique actuelle
- Tle : notion d'électronégativité
- ici on veut approfondir les notions
- mettre en évidence les principales propriétés chimiques des éléments en fonction de leur place dans le tableau périodique
- Bases pour l'étude de l'architecture de la matière (cristallographie)

- Bases pour l'étude de la nature et des propriétés des liaisons chimiques (liaisons de VdW, liaison H, liaisons ioniques, covalentes, métalliques)
- Capable de déterminer le nombre d'électrons de valence à partir de la position de l'élément dans le tableau (utile pour établir le schéma de Lewis des molécules (chapitre ultérieur))

Objectifs pour les élèves

- lire et comprendre cette classification, exploiter son potentiel
- associer les propriétés chimiques remarquables (redox, rayons, électronégativité (liaisons polarisée) à la place de l'élément dans le tableau pour pouvoir en déduire une réactivité préférentielle
- Connaître les principales familles du tableau périodiques

Introduction générale

Il s'agit d'un élément incontournable de la chimie qu'il s'agisse de la chimie en laboratoire ou de la chimie théorique. La classification périodique représente une référence pour la compréhension de la chimie. La réactivité chimique d'un élément est liée au comportement de certains de ses électrons.

Remarque

J'ai repris globalement la LC de Julie et Tristan (et ceux d'avant). Merci à eux :)

1 La classification périodique de Lavoisier à nos jours

Remarque

Pour avoir toute l'histoire scientifique à ce sujet, se référer à la LC de Pascal Wang.

On a aussi un recap historique [ici](#)

1.1 Evolution de la classification

Même si l'histoire retient plus ou moins aujourd'hui l'idée d'un tableau périodique établi par Mendeleiev dans un éclair de génie, la construction de la classification provient en réalité d'une longue succession d'idées issues de nombreux chimistes, et ce sur plus d'un siècle.

En 1789, Lavoisier est un des premiers scientifiques à définir la notion d'élément chimique comme une substance simple qui ne peut être décomposée en d'autres substances. Il proposa alors une première catégorisation des substances connues à l'époque en dénombrant 4 catégories : les éléments impondérables, les métaux, les non métaux et les terres. On a donc une première notion de classification mais celle-ci est faite de manière peu organisée et ne tient pas compte de la réactivité, l'ordre est simplement alphabétique. On voit dans l'image ci-dessus 5 classes :

- 5 éléments qui s'approchent le plus de l'état de simplicité : lumière, calorique, oxygène, hydrogène, azote.
- 25 bases acidifiables.
- 17 substances métalliques.
- 5 terres.
- 3 alkalis.

En 1859, Jean-Baptiste Dumas reprend l'idée de Dalton de classer les éléments par leur masse atomique et se rend compte que lorsque l'on trie les éléments par ordre de masse atomique croissante, alors on observe une périodicité dans les propriétés chimiques associées à chaque éléments.

Par exemple si l'on prend le quadruplet d'éléments F, Cl, Br, I et le quadruplet d'éléments Mg, Ca, Sr, Ba dont il a été mis en évidence qu'ils ont des propriétés chimiques similaires, on remarque que pour passer d'un atome à l'autre du quadruplet, il faut ajouter environ la même masse atomique pour les deux quadruplets. Cette propriété a été mise en évidence avec de nombreuses autres tétrades et a ainsi introduit un concept fondamental de la classification : sa périodicité.

192

DES SUBSTANCES SIMPLES.

TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

	Noms nouveaux.	Noms anciens correspondans.
<i>Substances simples qui appartiennent aux trois règnes & qu'on peut regarder comme les élémens des corps.</i>	Lumière.....	Lumière. Chaleur. Principe de la chaleur.
	Calorique.....	Fluide igné. Feu.
	Oxygène.....	Matière du feu & de la chaleur.
		Air déphlogistiqué.
		Air empiréal.
		Air vital.
	Azote.....	Base de l'air vital.
		Gaz phlogistiqué.
	Hydrogène.....	Mofeté.
		Base de la mofeté.
Gaz inflammable.		
<i>Substances simples non métalliques oxidables & acidifiables.</i>	Base du gaz inflammable.	
	Soufre.....	Soufre.
	Phosphore.....	Phosphore.
	Carbone.....	Charbon pur.
	Radical muriatique.	Inconnu.
	Radical fluorique..	Inconnu.
	Radical boracique..	Inconnu.
	Antimoine.....	Antimoine.
	Argent.....	Argent.
	<i>Substances simples métalliques oxidables & acidifiables.</i>	Arsenic.....
Bismuth.....		Bismuth.
Cobalt.....		Cobalt.
Cuivre.....		Cuivre.
Etain.....		Etain.
Fer.....		Fer.
Manganèse.....		Manganèse.
Mercure.....		Mercure.
Molybdène.....		Molybdène.
Nickel.....		Nickel.
<i>Substances simples salifiables terreuses.</i>	Or.....	Or.
	Platine.....	Platine.
	Plomb.....	Plomb.
	Tungstène.....	Tungstène.
	Zinc.....	Zinc.
	Chaux.....	Terre calcaire, chaux.
	Magnésie.....	Magnésie, base du sel d'Épſom.
	Baryte.....	Barote, terre pesante.
	Alumine.....	Argile, terre de l'alun, base de l'alun.
	Silice.....	Terre siliceuse, terre vitrifiable.

FIGURE 1 – Classification des éléments simples de Lavoisier

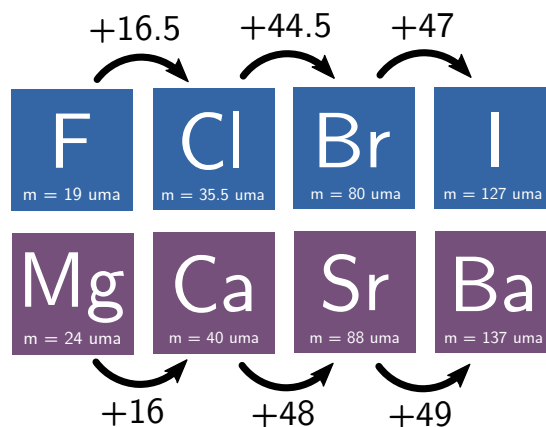


FIGURE 2 – Périodicité des tétrades

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

				Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
				V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
				Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
				Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4.
				Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
				Ni = 59	Co = 59	Pd = 106,6
				Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
H = 1	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112		
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	U = 116	As = 197?	
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118		
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?	
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?		
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127		
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.	
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.	
		? = 45	Ce = 92			
		?Er = 56	La = 94			
		?Yt = 60	Di = 95			
		?In = 75,6	Th = 118?			

Д. Менделѣевъ

FIGURE 3 – Tableau périodique proposé par Mendeleiev

Analogie des propriétés remarquée en 1817 par Johann Döbereiner : notion de "triades", puis ensuite de "tétrades" (Jean-Baptiste Dumas, 1859). Alcalino-terreux (Ca, Sr, Ba) puis alcalins (Li, Na, K) et halogènes (Cl, Br, I).

Les chimistes ont alors fait plusieurs tentatives pour organiser les éléments connus en respectant cette périodicité mais un tournant fut marqué par l'idée de W. Odling dans les années 1960 de laisser des cases vides parfois pour respecter la périodicité et en supposant que ces cases correspondait à des éléments par encore découverts.

1.2 Ce qu'apporte Mendeleiev

C'est notamment en reprenant cette idée que Mendeleiev a proposé sa célèbre classification périodique en 1870. D'après lui, le secret de sa réussite a été la décision de comparer les halogènes et les métaux alcalins. Mendeleiev raconte ses démarches dans Principes de la chimie rédigé entre 1868 et 1871.

Depuis Lavoisier, corps simple et élément sont synonymes. Mais Mendeleiev apporte la distinction et classe par éléments pour former les prémisses du tableau périodique que l'on connaît maintenant. Elle se présente sous la forme d'un tableau qui recense tous les éléments découverts ou des cases vides par ordre de masse atomique croissante, enfin presque ! En effet, Mendeleiev a préféré faire primer la réactivité chimique face à la masse atomique et a ainsi inversé certains éléments en ce sens. Il ne le savait pas mais, ce faisant il avait en fait classé les éléments par Z croissants et c'est là la grande force de cette classification. Cette dernière présentation du tableau périodique est alors un tour de force puisqu'elle permet non seulement de prédire des éléments encore non découverts mais qui plus est de prévoir leur réactivité.

On constate que dès la publication de ce tableau, Mendeleiev prévoit la place pour des éléments encore inconnus à l'époque. Il leur donnera le préfixe « Eka- » de l'élément auquel ils se rattachent en termes de propriétés chimiques. Ainsi l'Eka-Silicium correspond au Germanium, découvert une quinzaine d'années plus tard.

1.3 La classification actuelle

On montre de manière interactive [ici](#), on fait évoluer le tableau périodique.

Depuis celle proposée par Mendeleiev, la classification périodique continue d'évoluer, essentiellement par la découverte de nouveaux éléments de plus en plus instables et complexes à isoler. Sa forme actuelle est la suivante :

Les éléments y sont rangés par ordre de numéro atomique, ou nombre de protons, croissants. Ce tableaux est formé de 7 lignes, aussi appelées périodes, et de 18 colonnes qui regroupent les éléments par familles, présentant une réactivité similaire, pour la plupart déjà identifiées bien avant Mendeleiev. Les familles principales à connaître sont les suivantes :

- Colonne 1 : Alcalins
- Colonne 2 : Alcalino-terreux

IUPAC Periodic Table of the Elements

INTERNATIONAL UNION OF PURE AND APPLIED CHEMISTRY

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 1 December 2018.
Copyright © 2018 IUPAC, An International Union of Pure and Applied Chemistry

FIGURE 4 – Classification périodique IUPAC

* lanthanides
** actinides

FIGURE 5 – Classification des métaux et des non-métaux dans le tableau périodique.

- Colonne 16 : Chalcogènes
- Colonne 17 : Halogènes
- Colonne 18 : Gaz nobles

Il est aussi possible de classer ces éléments plus généralement en séparant les métaux des non-métaux.

Transition

Cette classification, présente dans toutes les classes et dans tous les laboratoires de chimie est aujourd'hui un outil incontournable. Toutefois, après ce bref historique, une question subsiste. Comment peut-on expliquer la périodicité des propriétés chimiques ? Pour cela il va falloir avoir recours à la théorie quantique, qui est venue conforter cette organisation pré-établie.

2 Lecture par bloc de la classification périodique

On a les différents bloc [ici](#). L'origine de la classification périodique actuelle est quantique. Nous allons étudier comment elle permet d'accéder rapidement à la structure électronique d'un élément à partir de son numéro atomique.

2.1 Nombres quantiques

Le comportement d'un électron dans un atome est déterminé par un ensemble de nombres appelés nombres quantiques.

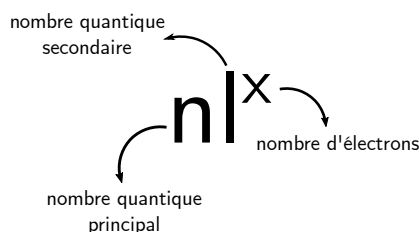


FIGURE 6 – Formalisation d'écriture des OA

Nombre quantique n n constitue le nombre quantique principal, c'est un entier positif non nul quelconque. Il détermine la couche quantique à laquelle appartient l'électron. Le nombre quantique n quantifie l'énergie de l'électron pour un ion hydrogénoïde (cad un ion qui ne possède qu'un seul électron) :

$$E_n = -\frac{13,6}{n^2}$$

en eV. Pour les autres atomes, n ne suffit plus à décrire l'état de l'électron et on a besoin d'autres nombres

Nombre quantique l Le nombre quantique l constitue le nombre quantique secondaire, ou azimutal. Il prend les n valeurs entières comprises entre 0 et $n-1$ (inclus) et détermine la sous-couche à laquelle appartient l'électron. En général la valeur de l est indiquée par une lettre (cf tableau sur slide) Dans le cas général l'énergie de l'électron dépend de n et l .

Valeur de l	Lettre	Nom
0	s	sharp
1	p	principal
2	d	diffuse
3	f	fundamental
4	g	
5	h	
6	i	

Nombre quantique m (ou m_l) Le nombre quantique m (noté aussi m_l) est le nombre quantique magnétique. Il prend les valeurs entières comprises entre $-l$ et $+l$ (inclus). m peut être interprété comme la multiplicité de la sous-couche électronique. L'énergie de l'électron ne dépend pas de m .

La donnée de n , l , m définit une fonction mathématique appelée orbitale atomique, qui décrit complètement l'électron dans l'atome, à l'exception d'un degré de liberté interne : le spin, traduit par un nombre quantique s qui peut valoir ± 1 .

2.2 Règle de remplissage

Établir une configuration électronique signifie indiquer la répartition des électrons de l'ion ou de l'atome au sein des différentes orbitales possibles (1s, 2s, 2p, ...). Le nombre d'électrons occupant une orbitale est indiqué en exposant : ainsi la configuration 1s² signifie que deux électrons occupent une orbitale 1s (c'est-à-dire qu'ils sont décrits par une orbitale atomique caractérisée par les nombres quantiques $n = 1$ et $l = 0$). Le remplissage des différentes orbitales est soumis aux règles suivantes :

Principe d'exclusion de Pauli Deux électrons ne peuvent pas avoir les 4 mêmes nombres quantiques. Autrement dit, une orbitale électronique ne peut être occupée que par 2 électrons au maximum.

Règle de Klechkowski On remplit les orbitales atomiques par ordre d'énergies croissantes. Cela correspond (à part quelques exceptions) à les remplir par ordre de $n + l$ croissant, et à $n + l$ égaux par ordre de n croissant. Ainsi l'ordre de remplissage des orbitales est 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d... Il y a un moyen mémotechnique :

Exemple : configuration de l'azote et du phosphore

Attention, cette règle de remplissage présente néanmoins des exceptions du à la stabilité de certaines configurations par rapport à ce que cette règle implique.

Exemple : configuration de Cu ($Z=29$) et Cr ($Z=24$)

Cependant, comment remplir des orbitales électroniques de même niveau d'énergie (dites dégénérées), par exemple les 3 orbitales 2p ?

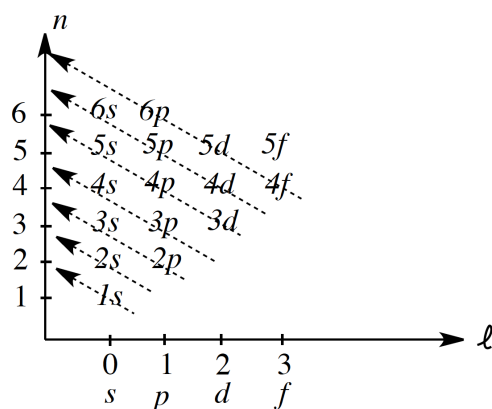
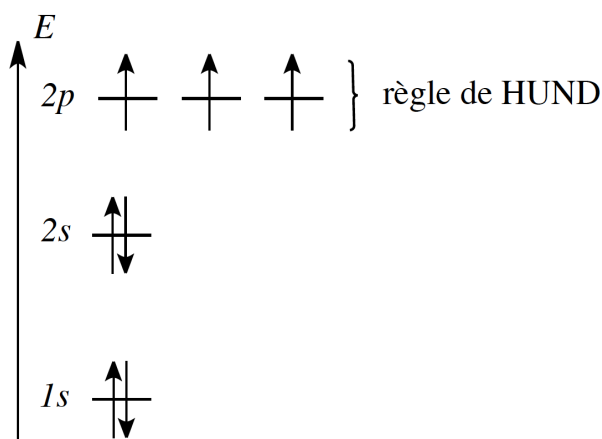


FIGURE 7 – Règle de Klechkowski


 FIGURE 8 – Configuration électronique de l'azote N ($Z=7$)

Règle de Hund Quand un niveau d'énergie est dégénéré et que le nombre d'électrons n'est pas suffisant pour saturer le niveau, l'état de plus basse énergie est obtenu en utilisant un maximum d'orbitales, les spins des électrons non appariés étant parallèles. Par exemple pour la configuration électronique de l'azote :

Deux catégories d'électrons sont distinguées : les électrons de coeur (internes et peu engagés dans la réactivité chimique) et les électrons de valence (qui régissent la réactivité). Au sein d'une configuration électronique, les électrons de valence sont les électrons de nombre quantique n le plus élevé auxquels sont ajoutés le cas échéant les électrons d'une sous-couche non saturée. Par opposition, tous les autres électrons sont qualifiés d'électrons de coeur. **Exemple** : électrons de valence du Fer.

2.3 Configuration électronique et place dans la classification périodique

La classification périodique rassemble tous les éléments chimiques connus, classés par numéro atomique Z croissant. La place d'un élément est donnée par sa configuration électronique. Chaque ligne de la classification (ou période) est associée à un nombre quantique principal n : la n -ième ligne débute par le remplissage de l'orbitale ns . Pour $n = 1, 2, 3$, on remplit ainsi $1s$, $2s$, $2p$, $3s$, $3p$. On distingue ainsi les blocs s et p , qui contiennent les éléments dont la dernière orbitale est respectivement s ou p . À partir de $n = 4$, on commence à remplir des orbitales de $n-1$ avant d'avoir complété la couche n . Il apparaît alors un troisième bloc entre les blocs s et p , le bloc d . On remplit donc $4s$ puis $3d$ selon Klechkowski, puis $4p$.

Par construction, chaque colonne (ou famille) rassemble donc des éléments possédant souvent la même structure électronique de valence (un même nombre d'électrons de valence occupant le même type d'orbitales). Dans la mesure où les électrons de valence gouvernent le comportement des éléments chimiques, les éléments situés dans une même colonne possèdent ainsi des propriétés chimiques comparables, par exemple : Li/K , F/Cl ... On distingue ainsi plusieurs familles d'éléments aux propriétés semblables à cause de leur structure de valence commune :

- colonne 1 = alcalins : très réactifs, brillants, mous...
- colonne 2 = alcalino-terreux, nommés ainsi car leurs oxydes proviennent de la terre,

FIGURE 9 – Tableau périodique séparé en bloc selon la dernière orbitale atomique remplie

FIGURE 10 – Evolution du rayon atomique dans le tableau périodique

- ## Transition

3 Evolution de quelques propriétés atomiques

3.1 Rayons atomiques

$$E \propto \frac{n^2}{Z}$$

Le rayon atomique est directement lié à la polarisabilité d'un atome : un atome plus gros à des orbitales plus diffuses et se polarise donc mieux.

3.2 Energie d'ionisation et affinité électronique

$$Li(q) \longrightarrow Li + (q) + e^{-}$$

8

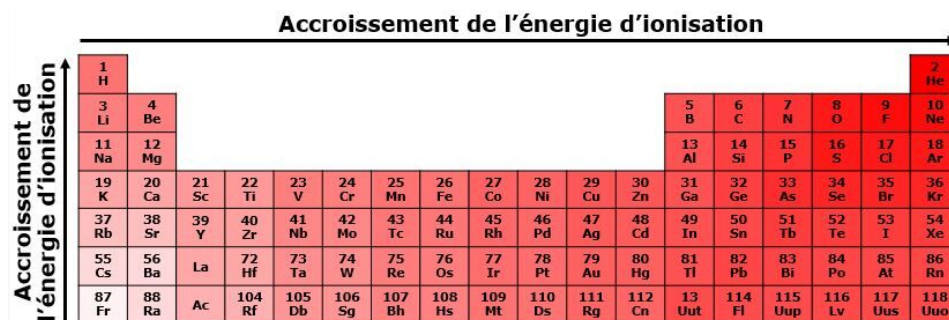


FIGURE 11 – Evolution de l'énergie d'ionisation des éléments du tableau périodique

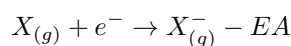
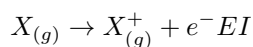
- les halogènes fixent le plus facilement un électron supplémentaire
- les alcalino-terreux et les gaz nobles fixent difficilement un nouvel électron

Transition

Ces notions permettent de définir assez intuitivement la grandeur suivante qui est la grandeur à retenir : l'électronégativité.

3.3 Electronégativité

Toujours en se basant sur le tableau, on sait que pour les atomes de la colonne 17, un seul électron supplémentaire leur permet d'être dans un état particulièrement stable. Pour la première colonne, c'est perdre un électron qui est stabilisant. On peut donc introduire deux énergies : l'énergie d'ionisation (s'il est facile d'expulser un électron) et l'affinité électronique (qu'il est facile d'apporter un électron supplémentaire) :



Ainsi, pour déterminer la capacité d'un atome à attirer les électrons, on peut utiliser ces deux grandeurs ! C'est ce qu'à fait Mulliken pour proposer son échelle d'électronégativité :

$$\chi_M = k \frac{EI + EA}{2} k = 0.317 eV^{-1}$$

En réalité l'électronégativité présentée dans cette table est celle de Pauling (la plus utilisée) :

- définition de l'énergie de dissociation : $AB(g) = A(g) + B(g)$
- on définit ainsi des différences d'électronégativité, référence = hydrogène ($\chi = 2, 20$).

Discuter l'évolution dans la classification, notamment les atomes les plus électronégatifs (N, O, F et les halogènes).

Définition

L'électronégativité

La classification périodique réalise donc bien son objectif initial de rendre compte des caractéristiques communes à certains éléments. Étudions plus précisément l'évolution de certaines propriétés dans le tableau.

Transition

L'électronégativité, liée à la capacité à capter/relâcher des électrons, va être un outil essentiel de compréhension des propriétés chimiques de la matière. On va terminer cette leçon par des applications expérimentales, afin de réinvestir les connaissances acquises. On va ainsi considérer deux cas "extrêmes" d'électronégativité.

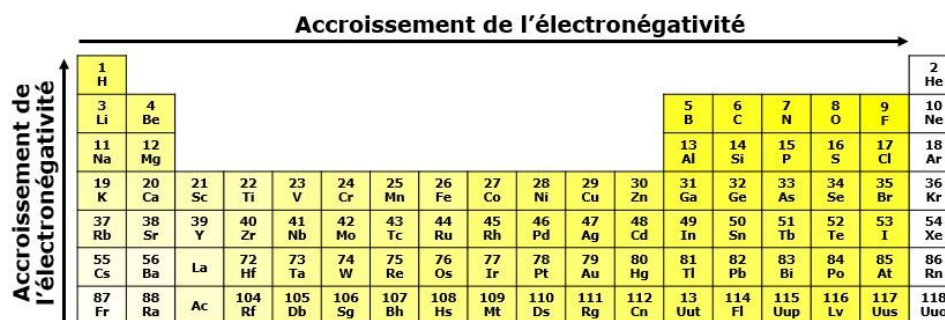


FIGURE 12 – Evolution de l'électronégativité de Pauling dans le tableau périodique

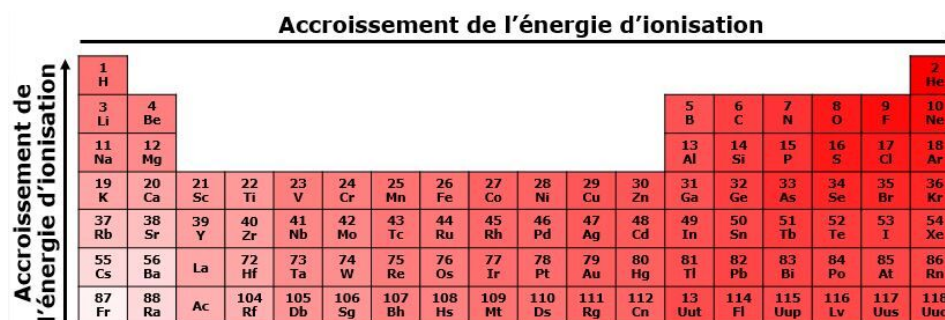


FIGURE 13 – Evolution de l'énergie de première ionisation dans le tableau périodique

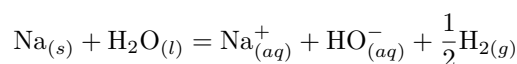
4 Application à des propriétés chimiques

4.1 Les gaz nobles

Les gaz nobles, aussi appelés gaz rares, constituent la dernière colonne de la classification périodique. Possédant une couche électronique externe saturée, ce sont des composés particulièrement inertes d'un point de vue chimique. Cela ne signifie pas toutefois qu'ils ne sont d'aucun intérêt. Par exemple, le néon et l'argon ont beaucoup été utilisés dans les ampoules à incandescence du fait justement de cette inertie chimique en plus du fait de présenter un spectre d'émission dans le visible.

4.2 Caractère réducteur des alcalins

Comme on l'a vu précédemment, les alcalins, qui constituent la première colonne du tableau périodique, ont une faible électronégativité. Cela signifie que leurs électrons de valence sont peu liés à l'atome et que donc ce dernier est susceptible de donner un électron à un autre atome. On parle alors de réducteur, comme vous l'avez déjà vu en première. Cette déduction se vérifie par l'expérience. Lorsque l'on met en contact un alcalin et de l'eau, une réaction d'oxydoréduction violente a lieu, du fait du fort caractère réducteur des alcalins.



Vidéo qui montre que la réaction est exothermique Même chose avec le lithium Toutefois, si tous les alcalins possèdent cette propriété, ils ne possèdent pas tous la même électronégativité et c'est pourquoi la réaction n'est pas aussi violente dans les différents cas.

4.3 Caractère oxydant des halogènes

[2] p.122 pour l'explication théorique, Cachau pour le protocole.

Comparaison du pouvoir oxydant du dichlore, du dibrome et du diiode, PARISOT Roger, BUP 684 (1986) p.889-893
Analysons les résultats expérimentaux :

- la première expérience montre que le dibrome oxyde les ions iodure en diiode selon le bilan : $\text{Br}_2 + 2 \text{I}^- = \text{I}_2 + 2 \text{Br}^-$
- La deuxième et la troisième expérience montrent que le diiode n'oxyde pas les ions bromure et que le dibrome n'oxyde pas les ions chlorure.

- La quatrième expérience montre que le diiode n'oxyde pas les ions chlorure.

Le dibrome se révèle donc meilleur oxydant que le diiode, mais le dibrome est moins oxydant que le dichlore. Le diiode est moins oxydant que le dichlore. Le pouvoir oxydant est donc croissant dans la liste $I_2 - Br_2 - Cl_2$. Le pouvoir oxydant augmentant avec l'électronégativité, on peut en déduire que plus on monte dans une colonne de la classification périodique, plus l'électronégativité augmente.

Solide d'argent et d'halogénure

On peut déterminer le pK_S différents solides. [2]p.123 et [3] p.80

[1] p.354

Pour aller plus loin

- Thomson (1897) : existence de l'électron : arc électrique entre deux armatures à deux potentiels différents
- Millikan (1909) : mesure de la charge e , chute libre de gouttelettes d'huile chargées entre deux armatures chargées, ralentissement de la chute libre
- Rutherford : existence des protons et des neutrons, particules α sur une feuille d'or, la majorité des particules traversent la feuille sauf certaines qui sont extrêmement déviées
- **rayon ionique** est sa contribution à la distance entre deux ions voisins d'une solide ionique
- **rayon covalent** est défini comme la demi-longueur entre deux atomes du même éléments (liée par une liaison covalente)
- **rayon métallique** : demi-longueur entre deux atomes métalliques
- naissance de la chimie quantique : XXème siècle, catastrophe ultra-violette de l'émission des corps noirs
-

BO

- **Oxydants/réducteurs** : Relier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant.
- La partie 4.2.1 « Structure des entités chimiques » aborde l'étude de la constitution de la matière au niveau microscopique en s'appuyant sur le tableau périodique des éléments, outil essentiel du chimiste, dans l'objectif de développer progressivement les compétences relatives à l'utilisation des informations qu'il contient pour prévoir, dans cette partie, le nombre de liaisons d'un atome et la nature (polaire, ionique) des liaisons chimiques
- **Structure des entités chimiques** : Déterminer, pour les éléments des blocs s et p, le nombre d'électrons de valence d'un atome à partir de la position de l'élément dans le tableau périodique. Établir un schéma de Lewis pertinent pour une molécule ou un ion. Identifier les écarts à la règle de l'octet.
- **Structure des entités chimiques** : Comparer les électronégativités de deux atomes à partir de données ou de leurs positions dans le tableau périodique.
- **Structure et propriétés des solides** : . Ce chapitre constitue une occasion de revenir sur les positions relatives des éléments dans le tableau périodique, en lien avec la nature des interactions assurant la cohésion des édifices présentés, ainsi que sur les interactions intermoléculaires et la notion de solubilisation pour les solides ioniques et moléculaires.
- **Métaux** : Positionner dans le tableau périodique et reconnaître les métaux et non métaux.