LC 16 – Classification périodique

11 juin 2021
Antoine Chauchat & Valentin Dorel

Niveau : CPGE

Bibliographie

✍ *Fosset*, ⟶ caractère oxydant des halogènes
✍ *Cachau*, ⟶ Protocole du caractère oxydant des halogènes

Prérequis

- oxydoréduction
- masse atomique
- structure de l'atome

Expériences

☕ Caractère oxydant des halogènes

Table des matières

1 La classification périodique de Lavoisier à nos jours **2**
1.1 Évolution de la classification . . . 2
1.2 La classification actuelle . . . 3

2 Explication quantique de la classification périodique **5**
2.1 Nombres quantiques . . . 5
2.2 Règles de remplissage . . . 5
2.3 Configuration électronique et place dans la classification . . . 7

3 Propriétés chimiques dans la classification périodique **8**
3.1 Les gaz nobles . . . 8
3.2 Caractère réducteur des alcalins . . . 8
3.3 Caractère oxydant des halogènes . . . 8

4 Questions et commentaires **8**
4.1 Questions . . . 8
4.2 Commentaires . . . 9

Introduction

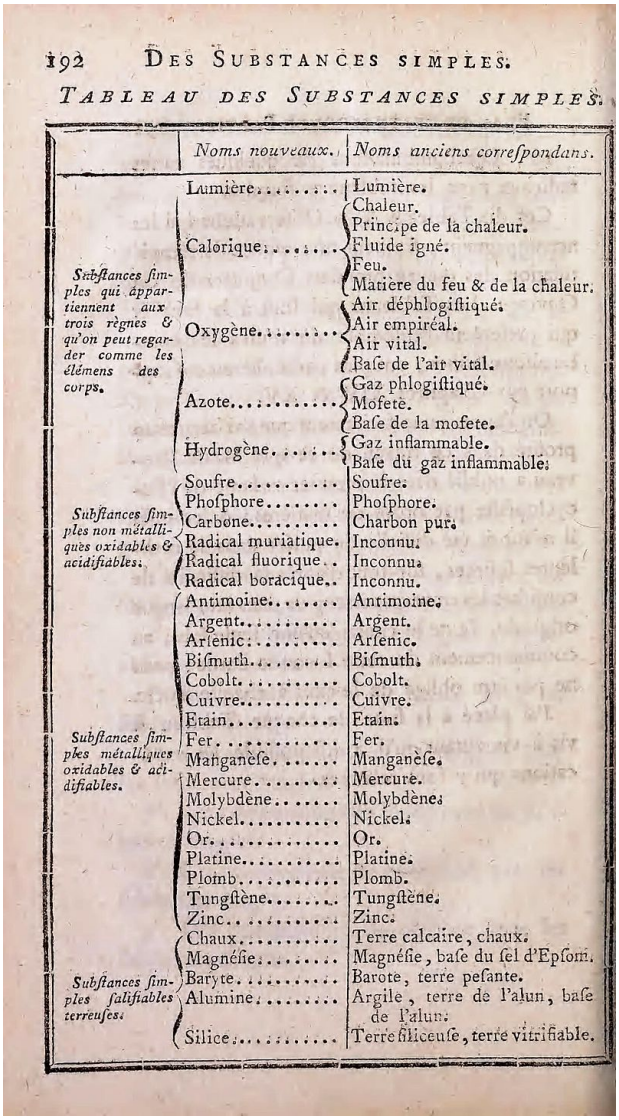
Vous êtes tous et toutes familiers avec la classification périodique qui est affiché dans les salles de cours et de TP de Physique-Chimie. Aujourd'hui on va s'intéresser à son histoire et on va détailler les informations que renferme ce tableau.

1 La classification périodique de Lavoisier à nos jours

1.1 Évolution de la classification

Même si l'histoire retient plus ou moins aujourd'hui l'idée d'un tableau périodique établi par Mendeleiev sur un éclair de génie en réalité la construction de la classification provient de la succession d'idées de nombreux chimistes, le tout s'étalant sur plus d'un siècle.

En 1789, Lavoisier un des premiers à définir la notion d'élément chimique comme étant une substance simple ne pouvant être décomposée en d'autres substances. Il proposa alors une première catégorisation des substances connues à l'époque en dénombrant quatre catégories : les éléments impondérables, les métaux, les non-métaux, les terres. On a une première notion de classification mais celle ci est peu organisée et ne tient pas compte par exemple de la réactivité, l'ordre est simplement alphabétique.



192 DES SUBSTANCES SIMPLES.

TABLEAU DES SUBSTANCES SIMPLES.

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

Fig. 1 : Classification des éléments proposée par Lavoisier

En 1859, Jean Baptiste Dumas reprend l'idée de Dalton de classer les éléments par masse atomique croissante, il se rend alors compte qu'en classant les éléments ainsi on observe une périodicité de leurs propriétés chimiques. Par

exemple si l'on prend le quadruplet de F,Cl,Br,I et le quadruplet 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 un autre du quadruplet, il faut ajouter environ la même masse atomique pour les deux quadruplets.

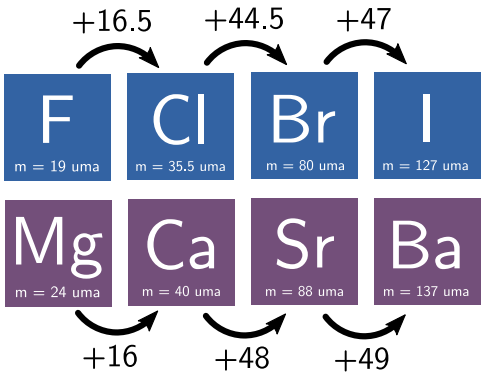
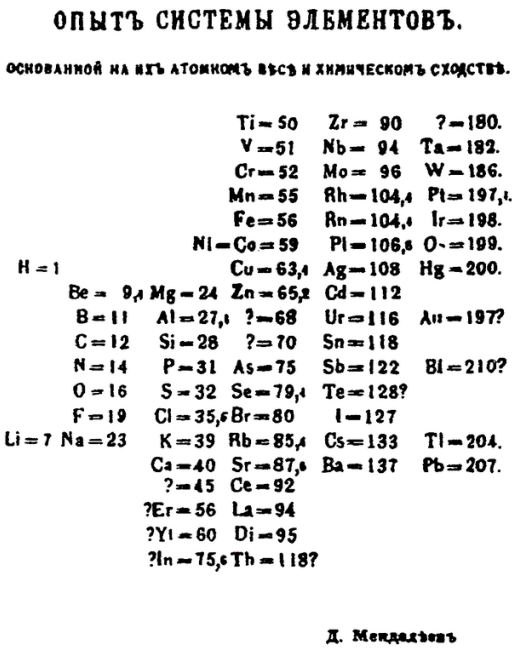


Fig. 2 : Périodicité des tétrades

Cette propriété a été mise en évidence avec de nombreuses tétrades et a ainsi introduit un concept fondamental de la classification : sa périodicité.

Les chimistes ont alors fait plusieurs tentatives pour organiser les éléments en respectant cette périodicité mais un tournant fut marqué par l'idée de W. Odling dans les années 1860 qui proposa de laisser des cases vides parfois pour respecter la périodicité en supposant qu'elles correspondaient donc à des éléments encore non découverts. C'est notamment en reprenant cette idée que Mendeleiev a proposé sa célèbre classification en 1870. Elle se présente sous la forme d'un tableau qui recense tous les éléments connus à l'époque ainsi que des cases vides, classé 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. Ce faisant il avait classé sans le savoir les éléments par numéro atomique Z croissant et c'est là la grande force de cette classification. Cette dernière présentation est un tour de force permettant de prédire l'existence d'éléments encore non découverts ainsi que leur réactivité.



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 = 197,1.
		Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198.
		Ni = Co = 59	Pl = 106,6	O = 199.
H = 1		Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200.
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116	Au = 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 = 35,6	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

Fig. 3 : Classification des éléments proposée par Mendeleiev

1.2 La classification actuelle

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

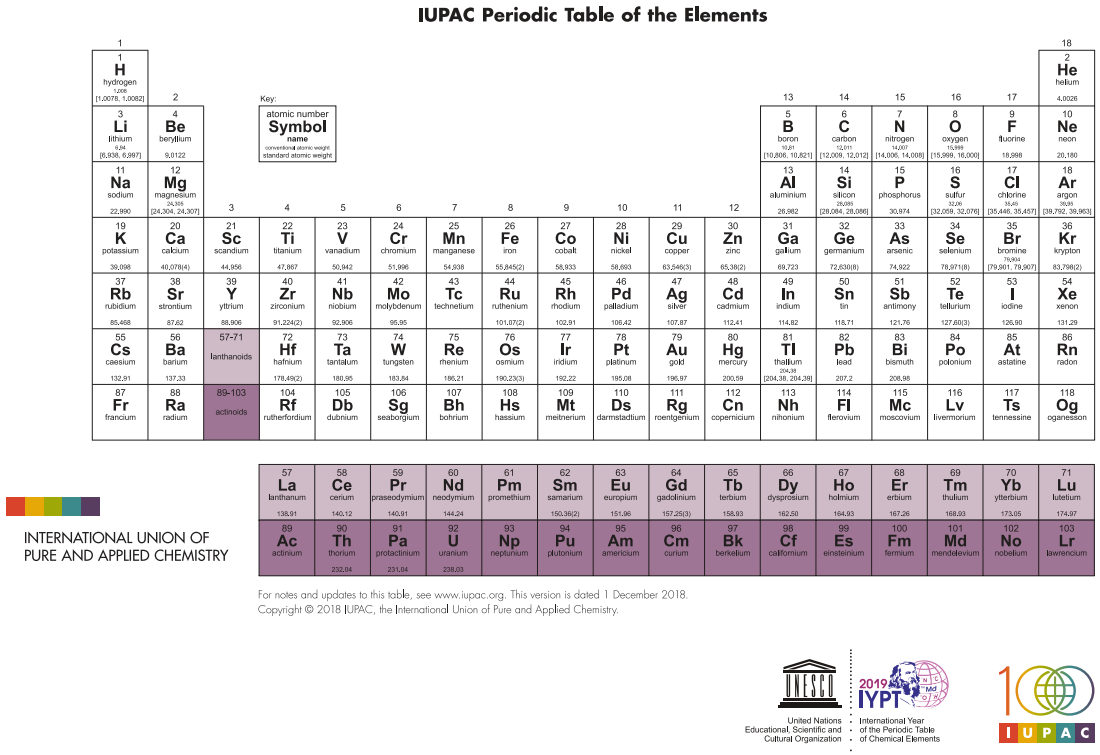


Fig. 4 : Classification périodique moderne de l'IUPAC

Les éléments y sont rangés par numéro atomique croissant (nombre de protons croissant). Ce tableau est formé de sept lignes, également appelés périodes, et de 18 colonnes regroupant les éléments par familles, présentant une réactivité similaire, pour la plupart déjà identifiées bien avant Mendeliev. Les familles principales à connaître sont les suivantes :

- Colonne 1 : Alcalins
- Colonne 2 : Alcalino-terreux
- Colonne 16 : Chalcogènes
- Colonne 17 : Halogènes
- Colonne 18 : Gaz nobles

Il est également possible de classer les éléments en distinguant les métaux des non-métaux (Figure 5).

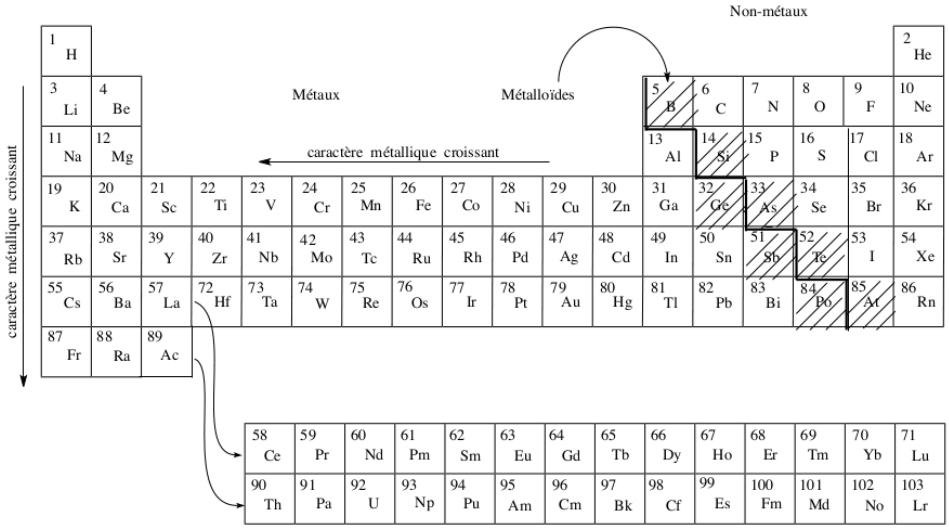


Fig. 5 : Classification périodique et caractère métallique

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

2 Explication quantique de la classification périodique

L'origine de la classification périodique actuelle est quantique et les propriétés chimiques d'un éléments lui sont conférées par sa structure électronique. Nous allons étudier comment la théorie quantique 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.

Nombre quantique principal : on le note n, c'est un entier positif non nul. Il détermine la couche quantique à laquelle appartient l'électron. Le nombre quantique n quantifie l'énergie de l'électron pour un ion hydrogénoïde (possédant un seul électron) :

$$E_n = -\frac{13.6}{n^2} \tag{2.1}$$

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

Nombre quantique secondaire : on le note l, il est également appelé nombre quantique azimutal. Il peut prendre les n valeurs 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. Dans le cas général, l'énergie de l'électron dépend de n et l.

Valeur de l	0	1	2	3
Notation de la sous-couche	s	p	d	f

Tab. 1 : Notations des différentes sous-couches électroniques

Nombre quantique magnétique : il est noté m ou m_l et prends une valeur entière comprise 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 pouvant valoir ± 1. On peut à présent déterminer les orbitales atomiques associées aux deux premiers niveaux d'énergie de l'atome d'hydrogène (faire le lien avec les nombres que l'on vient d'introduire).

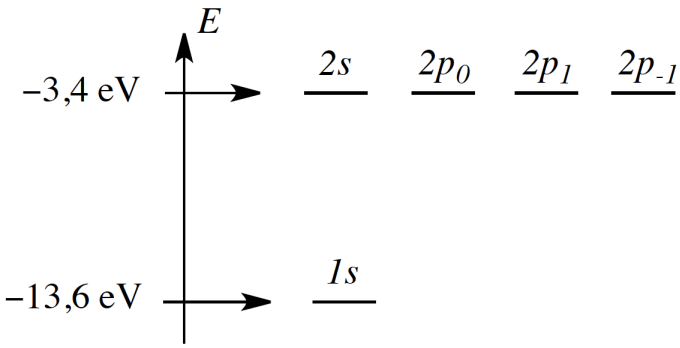


Fig. 6 : Énergies des premiers niveaux électroniques de l'atome d'Hydrogène

2.2 Règles 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 une configuration $1s^2$ signifie que deux électrons occupent une orbitale 1s (ils sont donc décrits par les nombres quantiques $n = 1$ et $l = 0$.

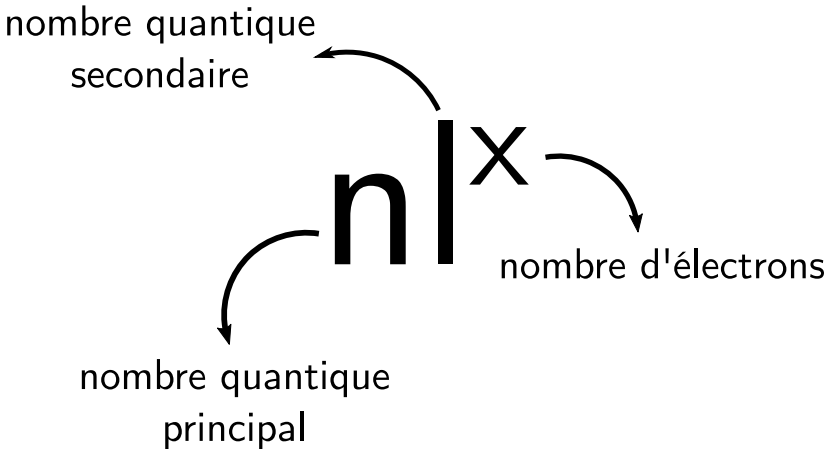


Fig. 7 : Notation d'une sous-couche électronique

Le remplissage des différentes orbitales est soumis aux règles suivantes :

Principe d'exclusion de Pauli : Deux électrons ne peuvent avoir les quatre mêmes nombres quantiques. Autrement dit, une orbitale atomique peut être occupée par deux électrons au maximum.

Règle de Klechkowski : On remplit les orbitales atomiques par ordre d'énergie croissantes. Cela revient (à quelques exception près) à les classer par ordre de $n + l$ croissant et à $n + l$ égaux, par ordre de n croissants. Cela peut être représenté par le moyen mnémotechnique suivant :

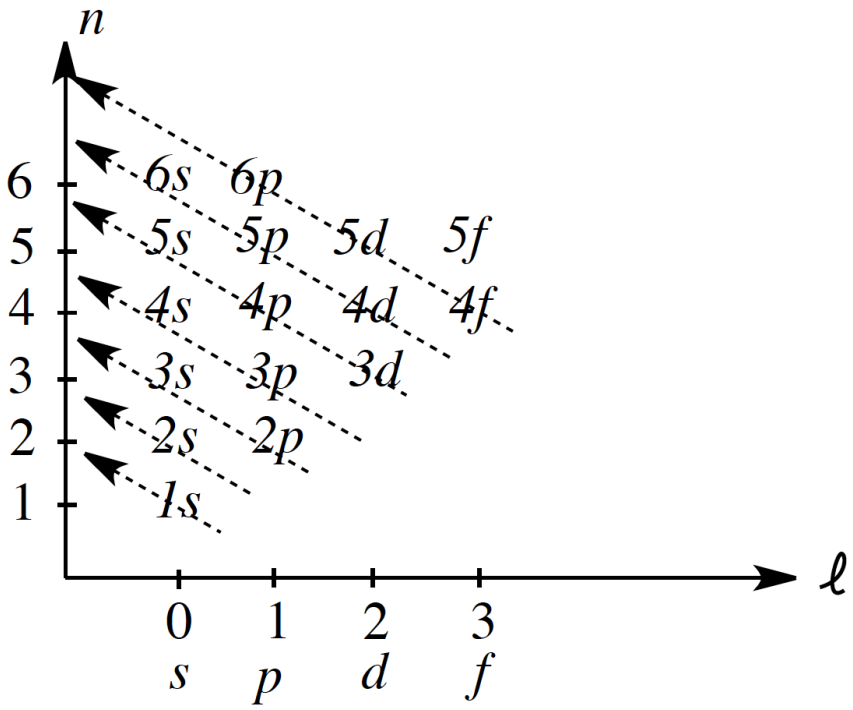


Fig. 8 : Règle de Klechkowski pour l'ordre de remplissage

Exemple, configuration électronique électronique du fer (Z=23).

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

Règle de Hund : Quand un niveau d'énergie est dégénéré et qu'il n'y a pas assez d'électrons pour saturer le niveau, l'état de plus basse énergie est celui de spin total maximal, qui correspond au maximum d'orbitales utilisées, les spins des électrons non appariés étant parallèles. Par exemple pour la configuration électronique de l'azote :

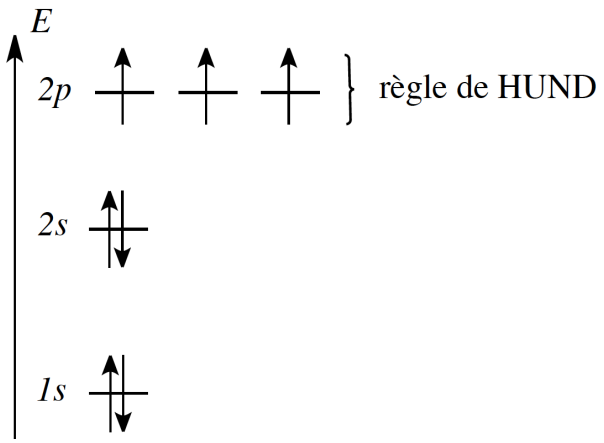


Fig. 9 : Règle de Hund

Définition On distingue deux catégorie d'électrons : les électrons de *cœur* (internes et peu engagés dans la réactivité chimique) et les électrons de *valence*. Au sein d'une configuration électronique, les électrons de valence sont ceux dont le nombre quantique n est le plus élevé et ceux qui composent une sous-couche non saturée. Tous les autres sont des électrons de cœur.

On peut illustrer ça avec les électrons du Fer.

2.3 Configuration électronique et place dans la classification

La classification périodique rassemble tous les éléments chimiques connus, classés par numéro atomique Z croissant. La place d'un élément est donné par sa configuration électronique. Ainsi chaque ligne de la classification (chaque *période*) est associé au remplissage d'un nouveau nombre quantique principal n : La n-ième ligne débute par le remplissage de l'orbitale ns.

On peut ensuite distinguer des blocs, qui correspondent à la sous-couche en cours de remplissage, les blocs s et p contiennent respectivement les éléments dont la dernière orbitale est s ou p.

À partir de $n = 4$ on remplit une orbitale de $n - 1$ avant d'avoir complété toutes celles de n. Il apparaît alors un bloc entre les blocs s et p : le bloc d. Par exemple, d'après la règle de Klechkowski on remplit 4s, 3d puis 4p.

Par construction, chaque colonne (ou *famille*) rassemble des éléments possédant la même structure électronique de valence. Comme les électrons de valence sont responsables des propriétés chimiques des éléments, des éléments de la même colonne possèdent des propriétés chimiques semblables. Par exemple Li et K ou F et Cl.

Certaines colonnes sont nommées :

Colonne 1 Ce sont les *alcalins*, ils sont très réactifs, brillants et mous.

Colonne 2 Ce sont les *alcalino-terreux*, ils sont nommés ainsi car leurs oxydes se trouvent dans la terre.

Colonne 17 Ce sont les *halogènes*, étymologiquement « qui engendre des sels », notamment en réagissant avec un métal

Colonne 18 Ce sont les *gaz nobles*, chimiquement inertes.

> *La classification périodique permet de rendre compte des caractéristiques communes des éléments, étudions comment évoluent certaines propriétés dans la classification*

3 Propriétés chimiques dans la classification périodique

3.1 Les gaz nobles

Les gaz nobles sont aussi appelés les *gaz rares*. Ils forment la dernière colonne du tableau périodique. Comme leur couche électronique externe est saturée, ils sont particulièrement inertes d'un point de vue chimique.

Ils ne sont pas pour autant sans intérêt, le Néon et l'Argon ont beaucoup été utilisés dans les ampoules à incandescence. En effet, ils présentent un spectre d'émission dans le visible et les ampoules sont durables grâce au caractère inerte de ces éléments.

3.2 Caractère réducteur des alcalins

Les alcalins se trouvent en première colonne du tableau périodique. Ils sont très peu électronégatif. Leurs électrons de valence sont donc faiblement liés au noyau qui est donc susceptible de donner un électron à un autre atome. Ils ont donc un comportement de *réducteur*

Cette propriété se vérifie par l'expérience. Lorsque l'on met en contact un alcalin et de l'eau, une réaction d'oxydoréduction violente a lieu :

$$\mathrm{Na(s) + H_2O(l) = Na^+(aq) + HO^-(aq) + \frac{1}{2}H_2(g)} \tag{3.1}$$

On peut montrer une vidéo.

Tous les alcalins ne sont pas autant électronégatifs et donc la réaction n'est pas aussi violente pour tous les alcalins.

3.3 Caractère oxydant des halogènes

Caractère oxydant des halogènes
L'explication théorique se trouve dans le ✍ Fosset page 122 et le protocole dans le ✍ Cachau.

On analyse les résultats expérimentaux

1. Le dibrome oxyde les ions iodure en diiode selon le bilan

$$\mathrm{Br_2 + 2\,I^- = I_2 + 2\,Br^-} \tag{3.2}$$

2. Le diiode n'oxyde pas les ions bromures.
3. Le dibrome n'oxyde pas les ions chlorures.
4. Le diiode n'oxyde pas les ions chlorures.

On en déduit que le dibrome est meilleur oxydant que le diiode, moins oxydant que le dichlore et que le diiode est moins oxydant que le dichlore. L'ordre croissant par pouvoir oxydant est

$$\mathrm{I_2 < Br_2 < Cl_2} \tag{3.3}$$

Comme le pouvoir oxydant augmente avec l'électronégativité, on en déduit que l'électronégativité augmente quand on monte dans une colonne du tableau périodique.

Conclusion

Présent dans toute salle de Physique-Chimie, le tableau périodique est une présentation commode des propriétés des éléments et le fruit d'un long travail de recherche qui a permis de prévoir l'existence d'éléments inconnus.

4 Questions et commentaires

4.1 Questions

•

4.2 Commentaires

-