

Découpage en groupes du tableau périodique

Manon LECONTE - ENS de Lyon

Dernière mise à jour : 28 juin 2020

Merci à Arthur Lasbleiz, Martin Vérot et Joachim Galiana pour leur précieuse aide.

Mots-clés : tableau périodique, bloc, colonne, métal.

Niveau : L1

Pré-requis :

- Configuration électronique d'un atome, électrons de valence [L1]
- Evolution de certaines propriétés dans le tableau périodique (électronégativité) [L1]
- Oxydoréduction [1S]
- Réactions acido-basiques (couples de l'eau, espèce amphotère) [TS]

Bibliographie :

- Fosset, *Chimie tout-en-un PCSI* [Niveau : ★]

Plan proposé

I - A	partir du modèle quantique de l'atome	1
A/	De la configuration électronique aux blocs	1
B/	Propriétés au sein d'un bloc	2
II - A	partir des propriétés communes	3
A/	Existence de colonnes	3
B/	Distinction métal/non métal	4

Exemple – Dans la colonne des halogènes,

- fluor : $2p^5$;
- chlore : $3p^5$;
- brome : $4p^5$;
- iode : $5p^5$.

On peut ainsi facilement placer un élément dans le tableau périodique à l'aide de sa configuration électronique.

Exemple – Magnésium Mg ($Z = 12$)

Sa configuration électronique, suivant les règles de remplissage, est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.
Il se trouve donc dans la 3^{me} période du tableau, et dans la 2^{me} colonne.

On peut alors définir quatre **blocs** dans le tableau périodique, dont les orbitales de valence des éléments les constituants ont le même nombre quantique l .

Figure 2 – Structure en blocs de la classification périodique (Source : Fosset (p. 113)).

Exemple – Le magnésium se trouve donc dans le bloc s .

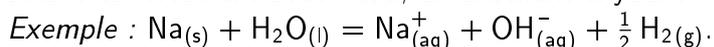
La **représentation de Janet** est celle qui respecte le mieux les règles de remplissage des orbitales atomiques puisqu'elle intègre le bloc f dans les périodes.

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	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe														
Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Figure 3 – Représentation de Janet (Source : M. Vérot).

B/ Propriétés au sein d'un bloc

Bloc s Les métaux du bloc s sont globalement d'excellents réducteurs. Ils réagissent ainsi très fortement avec l'eau, un excellent oxydant.



I Vidéo – Réaction de métaux alcalins avec l'eau.

Il s'agit également de métaux peu denses (de l'ordre de 1 000 kg/m³ contre 8 000 kg/m³ pour le fer).

Une autre particularité des éléments du bloc *s* est qu'ils forment des oxydes (composés de formule M_xO_y) acides et fortement ioniques.

Exemple : $\text{Li}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} = 2 \text{Li}_{(aq)}^+ + 2 \text{OH}_{(aq)}^-$.

Bloc *d* Tous les éléments du bloc *d* sont des métaux, parfois appelés **métaux de transition** (en réalité, les éléments de la colonne du zinc ne font pas partie de cette appellation).

Ils peuvent pour la plupart former des cations de charges différentes (ex : Cu⁺ et Cu²⁺, Fe²⁺ et Fe³⁺, ...).

De plus, ils peuvent réagir avec des molécules ou des ions pour former des édifices appelés **complexes**. L'exemple le plus simple est l'association des cations métalliques avec les molécules d'eau en phase aqueuse ([Cu(H₂O)₆]²⁺).

Néanmoins, ce découpage n'est pas satisfaisant pour décrire toutes les propriétés communes des éléments. Ainsi, on peut difficilement extraire des propriétés communes au bloc *p*. On utilise donc d'autres découpages comme ceux présentés ci-après.

II - A partir des propriétés communes

A/ Existence de colonnes

Le découpage en colonnes découle également de la configuration électronique : au sein d'une même colonne, les éléments possèdent le même type de sous-couche de valence. Néanmoins, ce type de découpage fut proposé par plusieurs chimistes avant la connaissance des propriétés quantiques de l'atome (Chantcourtois, Mendeleïv, ...).

On peut remarquer qu'au sein d'une même colonne, les éléments vont former le même type d'ions.

Exemples : alcalins : Li⁺, Na⁺, K⁺, ... car la configuration électronique est de type $n s^1$. Il est donc aisé de perdre un électron pour atteindre une configuration électronique où toutes les sous-couches sont remplies ou vides.

De même pour les halogènes : F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻ de configuration électronique $n p^5$.

Le cas limite est la colonne des gaz nobles (ou gaz rares) qui sont caractérisés par une très faible réactivité. Il s'agit donc de gaz monoatomiques puisque les réactions entre deux atomes ne sont pas favorisées.

Les atomes d'une même colonne peuvent jouer des rôles biologiques semblables. Ainsi, les cations sodium et potassium servent à la transmission du message nerveux dans des canaux ioniques. Le cation lithium est parfois utilisé comme médicament pour ralentir les messages nerveux car il a la même tendance à entrer dans les canaux ioniques mais son volume hydrodynamique (volume lorsqu'il est entouré de molécules d'eau) est plus gros que les cations sodium et potassium.

On pourra également voir au cours de la licence que les atomes d'une même colonne vont avoir des réactivités semblables en chimie organique.

B/ Distinction métal/non métal

On pourra remarquer que certains éléments ont des propriétés comparables selon les diagonales du tableau (le béryllium et l'aluminium forment tous les deux des oxydes amphotères).

On peut également tracer une diagonale en-dessous de l'aluminium. Au dessus de cette diagonale, on trouve des éléments non métalliques, généralement gazeux. En dessous, les éléments sont des **métaux**, caractérisés par une conduction électrique qui diminue lorsque la température augmente et des propriétés semblables : brillance, dureté, maléabilité, excellentes conductivités thermique et électriques, ...

Figure 4 – Découpage du tableau périodique en deux parties : les métaux en vert, les non-métaux en blanc.

Remarque – La séparation en diagonale n'est pas nette. Les éléments situés à ce niveau sont considérés comme des **métalloïdes**. Ils possèdent des propriétés intermédiaires entre métaux et non métaux.

Ces tendances en diagonales peuvent s'expliquer par l'évolution de l'électronégativité au sein du tableau périodique : elle augmente de gauche à droite d'une période et elle diminue de haut en bas d'une colonne.

Voir en ligne – Evolution de l'électronégativité de Pauling dans la classification périodique.

Conclusion

Il n'existe pas un unique découpage de la classification périodique. On considère différents groupes en fonction des propriétés que l'on cherche à isoler.