

LC16 – CLASSIFICATION PÉRIODIQUE

10 décembre 2015

Paul Haddad & David Germain

"Le tableau périodique, c'est pas automatique"
ABRAHAM LINCOLN

Niveau : CPGE

Bibliographie

🔱 *Chimie Tout-en-un PCSI*, **Dunod**

→ Cours (Ensemble du chapitre "Classification périodique") et quelques notes sur les expériences, schémas aussi.

🔱 *Chimie PCSI Tout en un 1ère année*, **H Prépa**

→ Compléments cours + schémas, donne quelques détails en plus, notamment au niveau historique.

🔱 *JFLM 1*

→ Manip du TP.

Prérequis

- Quantification de l'énergie
- Énergie des atomes hydrogénoides
- Oxydo-réduction

Expériences

- 🔥 Précipitation des halogénures d'argent (*JFLM1*)
- 🔥 Évolution dans une ligne (acidité des oxydes)
- 🔥 Réduction de l'eau par le sodium (*Chimie Tout-en-un PCSI*)

Commentaires du jury

De manière générale, il faut faire pas mal d'histoire des sciences, éventuellement présenter les différentes classifications qui ont été proposées, les avantages et inconvénients (Ce que je ne fais pas ici). Le jury est au courant que c'est une épreuve pauvre en manipulation, mais il faut au moins faire quelques comparaisons des propriétés d'éléments bien choisis. Voilà voilà.

Table des matières

1 Aspect général de la classification périodique	2
1.1 Périodicité des propriétés	2
1.2 Lecture de la classification périodique	3
2 Propriétés physiques et microscopiques	3
2.1 Origine quantique	3
2.2 Configuration électronique	4
2.3 Lien avec la classification périodique	5
3 Évolution de quelques propriétés atomiques et moléculaires	6
3.1 Numéro atomique effectif Z^*	6
3.2 Énergie d'ionisation (et affinité électronique)	6
3.3 Électronégativité χ	6
3.4 Évolution dans une ligne (acidité des oxydes)	7
3.5 Caractère réducteur des alcalins et alcalino-terreux	8
4 Conclusion	8

Introduction

La classification périodique des éléments existe depuis maintenant plus de 2 siècles. Sa forme actuelle est historiquement attribuée au chimiste russe D. MENDELEÏEV qui, à son époque, classa sous forme d'un tableau les 63 éléments chimiques alors connus en mettant en évidence les similitudes de comportement chimiques. Toutefois, n'attribuer cette découverte qu'à ce seul homme serait une erreur. Le travail de classification ayant débuté de nombreuses années auparavant. D'autres chimistes tel que LAVOISIER, FOURCROY ou, plus tard, DOBEREINER, débutèrent un travail de classification et remarquèrent déjà la périodicité des propriétés chimiques de certains éléments. Le chimiste anglais John NEWLANDS découvrit même qu'en classant les éléments par masse atomique, chaque élément avait les mêmes propriétés que celui disposé huit cases avant.

Mais c'est en 1869 que MENDELEÏEV proposa son tableau périodique dont le succès fut notamment dû au caractère prédictif de son travail. En effet, et contrairement à aujourd'hui, il restait dans le tableau des cases vides, correspondant à des éléments alors non connus. Mais même sans cela, il était possible de prédire de nombreuses propriétés de ces éléments inconnus, et même la manière dont ceux-ci réagiraient chimiquement. On peut citer pour exemple le Germanium (symbole Ge), découvert en 1886, ou encore le gallium (symbole Ga) découvert en 1875. Le tableau périodique tel qu'on le connaît actuellement, c'est à dire avec un tri par numéro atomique croissant, est dû au physicien anglais Henry Moseley, ce qui permit de corriger les quelques incohérences que représentaient les classifications précédentes dûs au classement par masse atomique.

1 Aspect général de la classification périodique

1.1 Périodicité des propriétés

✦ Chimie tout-en-un Dunod PCSI chapitre 2

Comme dit plus haut, le tableau est construit sur la base de la mise en évidence des similitudes de comportement chimiques. Pour illustrer ce phénomène, considérons les réactions des 3 éléments suivants : Cl ($Z = 17$), Br ($Z = 35$) et I ($Z = 53$) sur l'ion argent :

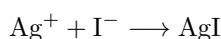
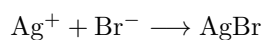
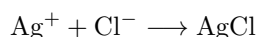
Précipitation des halogénures d'argent

✦ JFLM 2

⊖ 5 min

Plutôt que de faire un seul tube à essai où on forme à la suite les 3 précipités, prendre 3 tubes à essais, former les 3 précipités pour montrer la similitude. Ensuite faire l'expérience du TP dans le tube de AgCl pour montrer qu'il y a tout de même une évolution.

En premier lieu, les réactions chimiques qui ont lieu dans chacun des tubes à essai sont respectivement :



On constate que ces réactions sont très similaires et donc que les éléments variant entre chaque réactions ont des réactivités similaires.

L'ajout de soude puis de Br^- met en évidence que, dans ces conditions, le précipité AgCl n'est pas stable alors que celui de AgBr l'est, il y a donc bien variation des propriétés. De manière plus générale, les propriétés chimiques varient avec Z croissant jusqu'à observer une brusque discontinuité, on observe alors des éléments aux propriétés chimiques similaires à la série précédente. Cette observation des propriétés macroscopiques permet de justifier la structure en ligne et en colonne de la classification périodique. On retrouve dans une même colonne les éléments aux propriétés chimiques similaires, alors que lesdites propriétés évoluent à l'intérieur des lignes.

1.2 Lecture de la classification périodique

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac															
			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

FIGURE 1 – Tableau périodique des éléments

Voici comment se présente le tableau périodique, ce dernier comporte **18 colonnes** (ou **familles**), numérotées de 1 à 18, nous verrons dans la partie suivante que le numéro de colonne nous renseignera sur la structure électronique des éléments qui s'y trouvent. Les lignes de la classification portent également le nom de **période**. Mais avant cela, un peu de vocabulaire : la colonne numéro 1 constitue la famille des **métaux alcalins**. La colonne 2 correspond à la famille des **alcalino-terreux**. De l'autre côté du tableau, la colonne 16 correspond à la famille des **chalcogènes**, la colonne 17 correspond aux **halogènes** et la colonne 18 correspond aux **gaz rares**. Également, les éléments des colonnes 1, 2 ainsi que ceux des colonnes 13 à 18 sont appelés **éléments des groupes principaux**. Les éléments des colonnes 3 à 12 sont appelés **éléments (ou métaux) de transition** car ils assurent la transition entre les 2 ensembles d'éléments principaux. Finalement, les éléments dont le numéro atomique est compris entre 58 et 71 ainsi qu'entre 90 et 103 sont représentés hors du tableau pour des raisons de lisibilité. Ils portent respectivement les noms de **lanthanides** et **actinides**. Ces derniers sont radioactifs et ne sont peu ou pas présents à l'état naturel.

2 Propriétés physiques et microscopiques

2.1 Origine quantique

Les éléments connus sont disposés dans la classification périodique par **numéro atomique croissant**. Ce numéro atomique correspond au nombre de protons constituant le noyau de l'élément considéré et, par extension, le nombre d'électron gravitant autour de ce noyau. Une étude quantique nous informe que les électrons ne sont pas disposés "n'importe comment" autour du noyau mais obéissent à une **structure en couche particulière**, la donnée de cette structure caractérise la **configuration électronique** de l'élément. Pour reconstruire cette structure, il convient d'abord de définir certains paramètres. Tout d'abord, l'état d'un électron est caractérisé par la donnée de 4 nombres quantiques que sont n , l , m , et m_s :

- n correspond au **nombre quantique principal**, il est entier, positif non nul et détermine la couche quantique à laquelle appartient l'électron. Il est en effet possible de montrer que l'énergie d'un électron, pour un atome hydrogénoïde, est déterminée par la donnée de ce nombre.
- l correspond au **nombre quantique secondaire (ou azimutal)**, c'est un entier compris entre 0 et $n - 1$. Il détermine la sous couche à laquelle appartient l'électron de niveau n . Dans le cas des atomes non hydrogénoïdes, la valeur de l'énergie de l'électron dépend bien de n , mais également de l . Dans le cadre de la configuration électronique, l n'est pas indiqué par un nombre, mais par sa lettre correspondante :

l	0	1	2	3
ss-couche	s	p	d	f

- m correspond au **nombre quantique magnétique**. C'est un entier compris entre $-l$ et $+l$. La valeur du nombre m fixe la valeur de la projection du moment cinétique orbital selon un axe Oz .
- m_s correspond au **nombre quantique magnétique de spin**. il peut-être égal soit à $1/2$, soit à $-1/2$ pour une valeur de m donnée. Son origine est purement quantique et ne correspond de fait pas à un effet mécanique classique.

Afin de comprendre la manière dont on construit la configuration électronique d'un atome, il convient de définir quelques règles et principes qui régissent leur structure en couche. Premièrement, deux électrons d'un même atome ne peuvent pas posséder les quatre mêmes nombres quantiques n , l , m et m_s . Cette condition est connue sous le nom de **Principe de Pauli**. La donnée des 3 nombres quantiques n , l et m définit ce qu'on appelle une **orbitale atomique** et ne peut être occupée, d'après le principe de Pauli, que par un maximum de 2 électrons (de spin $\pm 1/2$).

2.2 Configuration électronique

Établir la configuration électronique revient à donner la répartition des électrons au sein des différentes orbitales possibles de l'atome. Ces orbitales sont caractérisées par la donnée de la valeur de n et de la lettre caractérisant la valeur de l (1s, 2s, 2p, etc.). On place ensuite en exposant le nombre d'électrons peuplant ladite orbitale. Par exemple, la configuration $1s^2$ signifie que 2 électrons occupent l'orbitale 1s de l'atome, qu'ils ont donc pour nombres quantiques $n = 1$ et $l = 0$.

Il ne reste maintenant plus qu'à remplir ces orbitales avec l'ensemble des électrons constituant un atome considéré. Pour ce faire, il est possible de suivre des règles de remplissages, essentiellement expérimentales (ce qui implique ici que certains élément y font exception), permettant de donner la configuration électronique d'un atome. Nous énoncerons ici la règle de KLECHKOWSKI permettant de donner l'ordre énergétique des orbitales atomiques d'un atome dans son **état fondamental**. Les électrons remplissant préférentiellement les orbitales basses en énergie, cette règle permet donc de retrouver la configuration électronique. Elle s'énonce de la manière suivante :

Dans l'atome polyélectronique, plus la somme $n + l$ est élevée, plus l'orbitale atomique correspondante est haute en énergie (et décrit un électron peu lié). Pour une même valeur de $n + l$, l'orbitale de nombre quantique n le plus faible est la plus profonde en énergie.

Notons qu'il est possible de retenir cette règle via un moyen mnémotechnique en traçant un graphe avec en abscisse l et en ordonnée n . Les orbitales possibles y sont ensuite reportées puis l'ordre énergétique est donné par la succession des flèches diagonales lues de bas en haut et de droite à gauche. On n'oublie également pas que, d'après le principe de Pauli, les orbitales s ne peuvent contenir que 2 électrons, les orbitales p 6 électrons, les orbitales d 10 électrons, etc. :

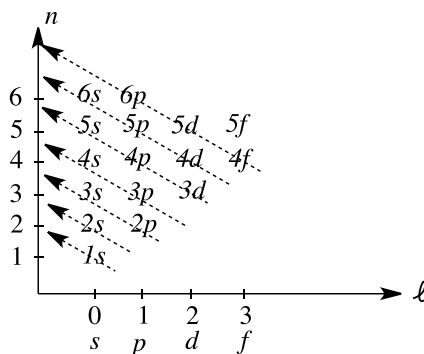


FIGURE 2 – Classement énergétique des orbitales atomiques

A titre d'exemple, la configuration électronique de l'atome d'azote ($Z = 7$, donc possédant 7 électrons) dans son état fondamental est : $1s^2 2s^2 2p^3$.

On appelle **électrons de valence** les électrons dont le nombre quantique n est le plus élevé ainsi que les électrons d'une sous-couche non saturée. Ce sont ces électrons qui participeront à la réactivité de l'atome. Les autres électrons sont appelés **électrons de cœur**.

Remarque 1 : Cette règle donne l'ordre de remplissage des électrons dans les orbitales, cependant, on remarque expérimentalement que les électrons situés en orbitales ns sont moins solidement liés à l'atome que ceux en (n-1)d. Pour tenir compte de ce phénomène, après remplissage des couches via la règle de KLECHKOWSKI, on inverse, dans

l'écriture de la configuration, les orbitales ns et (n-1)d. Pour le fer par exemple ($Z = 26$), la règle de KLECHKOWSKI donne la configuration suivante : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$. Elle est donc corrigée en : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.

Remarque 2 : Certains atomes ne respectent pas l'ordre de remplissage donné par la règle de KLECHKOWSKI. Ces dernières sont peu nombreuses pour des Z peu élevés mais leur nombre augmente avec la croissance de Z . Les premières exceptions se trouvent pour le **chrome** ($Z = 24$) dont la configuration de valence attendue est $3d^4 4s^2$, alors qu'on observe une configuration $3d^5 4s^1$. De même, pour le **cuivre** ($Z=29$), la configuration de valence attendue est $3d^9 4s^2$ et on observe $3d^{10} 4s^1$. Cette particularité peut-être expliquée par des considérations quantiques mettant en évidence le caractère stabilisateur des couches d remplies ou demi-remplies.

Remarque 3 : Pour connaître la configuration électronique des ions, il suffit d'ajouter ou de retirer des électrons (pour respectivement un anion ou un cation) en respectant la règle de KLECHKOWSKI. De manière générale, l'état stable d'un élément est celui dans lequel il possède la même configuration électronique que le gaz rare le plus proche dans la classification. Ceci explique la configuration électronique des ions stables.

2.3 Lien avec la classification périodique

On remarque, en observant la manière dont est construite le tableau périodique, que la structure en ligne et en colonne est intimement liée à la configuration électronique des éléments. Ainsi, chaque ligne est associée à un nombre quantique principal n . Sachant que dans une ligne, la valeur de Z augmente de 1 par élément de droite à gauche, la n -ième ligne débute par le remplissage de l'orbitale ns et finit par le remplissage de l'orbitale np. Chaque colonne rassemble les éléments dont **la structure électronique de valence est similaire** (même nombre d'électrons de valence occupant le même type d'orbitale atomique). Hors, les électrons de valence gouvernant la réactivité des éléments chimiques, on comprend alors pourquoi les éléments d'une même colonne possèdent des **propriétés chimiques comparables**. Regardons la configuration de valence des exemples vus en première partie :

- Cl : $3s^2 3p^5$
- Br : $4s^2 4p^5$
- I : $5s^2 5p^5$

Il est possible de séparer le tableau périodique en différentes parties, appelées **blocs**, regroupant les éléments dont les électrons de valence sont de même nature.

Bloc s												Bloc p											
1 H											2 He												
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne						
11 Na	12 Mg	bloc d										13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar						
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr						
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe						
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn						
87 Fr	88 Ra	89 Ac																					

3 Évolution de quelques propriétés atomiques et moléculaires

Il n'est pas nécessaire de connaître en détail la description quantique des atomes polyélectronique. Dans certains cas, il est seulement utile de savoir évaluer certaines propriétés comparativement à d'autres éléments. Pour ce faire, certaines règles permettent d'évaluer l'évolution de ces propriétés dans le tableau périodique.

3.1 Numéro atomique effectif Z^*

On rappelle que l'énergie d'une orbitale, pour un ion hydrogénoïde, ne dépend que du nombre quantique n selon la relation :

$$E_n = -13.6 \frac{Z^2}{n^2} \quad (1)$$

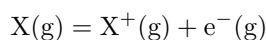
Afin d'adapter cette forme pour l'énergie au cas des atomes polyélectroniques, il est nécessaire d'introduire une charge effective Z^* effectivement ressentie par l'électron. En effet, l'énergie d'un électron i dépend de la présence, dans son environnement, des autres électrons de l'atome. Ces derniers vont diminuer la charge ressentie par cet électron, on dit qu'ils écrantent la charge du noyau. Il est également nécessaire d'apporter une correction au nombre quantique n , que l'on remplace par un nombre quantique effectif n^* . L'énergie de l'électron i est alors, dans l'approximation de SLATER :

$$E_{n,l} = -13.6 \frac{Z^{*2}}{n^{*2}} \quad (2)$$

On observe que, dans le tableau périodique, la charge effective augmente de gauche à droite et de haut en bas. Ces résultats peuvent être retrouvés en appliquant les **règles de Slater**.

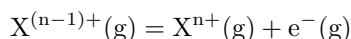
3.2 Énergie d'ionisation (et affinité électronique)

L'énergie de **première** ionisation d'un atome X est l'énergie nécessaire pour arracher, **à l'état gazeux**, un premier électron du cortège électronique de X . Elle est associée au processus :



Avec X^+ et e^- infiniment séparés et sans énergie cinétique.

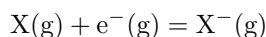
On définit de même l'énergie de n -ième ionisation comme l'énergie nécessaire pour arracher le n -ième électron de l'ion $X^{(n-1)+}$:



Ces énergies de ionisation sont caractéristiques des **spectres d'absorption et d'émission** des atomes considérés.

Dans la classification périodique, l'énergie de première ionisation augmente globalement de gauche à droite et de bas en haut. L'évolution de gauche à droite peut être corrélée avec l'évolution de la charge effective. En effet, plus Z^* est élevé, plus l'électron est lié au noyau et donc plus l'énergie à fournir pour arracher cet électron est grande.

On peut définir également l'affinité électronique comme l'opposé de l'énergie à apporter pour fixer un électron, on la note AE :



(L'énergie pour réaliser la réaction précédente est donc $-AE$)

3.3 Électronégativité χ

L'électronégativité, notée ici χ , est une grandeur définie arbitrairement qui cherche à traduire quantitativement la capacité d'un atome à attirer les électrons à l'intérieur d'une molécule.

Il existe différentes échelles de mesure de l'électronégativité, qui sont plus ou moins intuitives, j'en présenterais ici 2. La première est l'échelle de MULLIKEN. Elle est basée sur le fait qu'une forte affinité pour les électrons sera associée à une énergie d'ionisation élevée mais aussi à une forte affinité électronique. On définit donc l'affinité électronique comme étant proportionnelle à la moyenne de ces 2 grandeurs :

$$\chi_m = k \frac{EI + AE}{2} \quad (3)$$

Remarque : L'application de cette formule est plus compliquée qu'il n'y paraît, notamment parce que EI et AE ne sont pas les simples énergie d'ionisation et affinité électronique. Ces grandeurs tiennent notamment compte des liaisons avec les atomes voisins.

La seconde échelle, appelée échelle de PAULING, se base sur les données des énergies de liaison entre les atomes. PAULING a remarqué que les liaisons A-B sont plus solides que la moyenne des liaisons A-A et B-B. Si on note D_{AB} l'énergie à fournir pour briser à l'état gazeux la liaison A-B, la différence d'électronégativité entre les atomes A et B suit la relation :

$$|\chi_{P,A} - \chi_{P,B}|^2 = k'(D_{AB} - \sqrt{D_{AA} \times D_{BB}}) \quad (4)$$

Les constantes k et k' sont choisies de telle sorte à fournir une électronégativité $\chi = 2.2$ pour l'hydrogène. De manière générale, l'électronégativité croît de gauche à droite et de bas en haut dans le tableau périodique. On observe que l'élément le plus électronégatif est le fluor, et le moins électronégatif est le césium. On peut à nouveau corréler l'évolution dans une ligne à celle de la charge effective. En effet, la charge effective augmente de gauche à droite, les électrons de valence sont donc davantage liés au noyau, d'où une forte électronégativité.

La notion d'électronégativité permet de parfois de justifier la réactivité des molécules. En effet, la différence d'électronégativité entre 2 atomes liés peut conférer à la liaison un caractère polaire ou ionique lui donnant des propriétés particulières.

3.4 Évolution dans une ligne (acidité des oxydes)

Les oxydes sont de forme M_xO_y . On observe que suivant que l'atome M appartienne au bloc s ou au bloc p, les oxydes résultants n'ont pas les mêmes propriétés.

Considérons le bloc s. Tout les éléments y forment des **oxydes solides fortement ioniques** de type MO ou M_2O . C'est à dire que l'oxygène se trouve pratiquement, dans l'oxyde cristallin, sous la forme de l'ion oxyde O^{2-} . Cela peut s'expliquer par la grande différence d'électronégativité entre les éléments du bloc s et l'élément oxygène. Or les ions O^{2-} ont pour propriété d'être fortement basiques, conférant ainsi à l'oxyde un caractère **basique**. Les cations étant peu chargés, ils n'apportent pas de caractère acide.

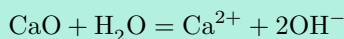
Considérons à présent le bloc p. Les non métaux du bloc p, c'est à dire ceux le plus à droite dans la classification, ont tendance à présenter un caractère **acide** car la liaison entre l'oxygène et l'atome n'est plus ionique mais covalente. Elle peut toutefois être polarisée. Certains éléments du bloc p possèdent un caractère métallique. Ces éléments ont tendance à former des cations très chargés, leur conférant ainsi un caractère **acide**. Les oxydes résultants posséderont alors à la fois un caractère acide, dû aux cations, mais aussi basique à cause des ions O^{2-} , ils seront alors dits **amphotères**.



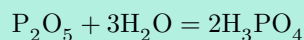
Évolution de l'acidité dans une ligne



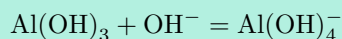
Réaction 1 :



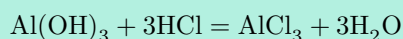
Réaction 2 :



Réaction 3 :



Réaction 4 :



Préparer 4 tubes à essais. Dans le premier on ne met que CaO et de l'eau, on agite, on mesure le pH, on observe qu'il est basique (Réaction 1). Dans le second, on fait de même avec P₂O₅ et on observe un pH acide (Réaction 2). Dans les 3ème et 4ème tubes, on introduit une solution de chlorure d'aluminium accompagnée de quelques gouttes de soude pour former Al(OH)₃. Dans l'un on ajoute de la soude et dans l'autre de l'acide chlorhydrique et on observe des réactions (Réactions 3 et 4) qui font disparaître le précipité.

3.5 Caractère réducteur des alcalins et alcalino-terreux

Si il reste du temps

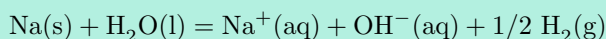
Les éléments des 2 premières colonnes présentent un fort caractère réducteur (ils cèdent facilement un électron).



Evolution de l'acidité dans une ligne



On peut mettre en évidence ce caractère en mettant un bloc de Na dans de l'eau versée préalablement dans un cristalliseur auquel on a ajouté quelques gouttes de phénolphthaléine. On observe alors un enflamment du bloc de sodium ainsi que l'apparition d'une trainée rouge dans le cristalliseur. Cela permet de justifier qu'on a observé la réaction suivante :



C'est une réaction red/ox, on la retrouve en considérant les couples NaOH/Na et H₂O/H₂. Ne pas oublier que NaOH → Na⁺ + OH⁻ dans l'eau.

4 Conclusion

Au cours de cette leçon, nous avons su mettre en évidence les similitudes en terme de réactivités de certains éléments et que si on trie les élément par numéro atomique, on observe l'apparition d'une périodicité. L'analyse quantique a permis d'expliquer ce phénomène en considérant le remplissage des couches électroniques des atomes. Nous avons pu mettre en évidence des règles qui permettent de prédire la configuration électronique des éléments et donc leur réactivité. Finalement, la classification des éléments en un tableau permet de mettre en évidence nombre de leurs propriétés, absolues, comme leur configuration de valence, mais également relatives, comme l'électronégativité, essentielle en chimie organique. Sa simple lecture permet de prédire quels éléments vont réagir ensemble et de quelle manière.

Commentary