Classification périodique

**Niveau :**  CPGE

**Prérequis :** Oxydo-réduction ; structure électronique de l’atome

**[1]** André DURUPTHY et al.H prépa Chimie1ère année MPSI-PTSI. Hachette, 2003.

**[2]** Bruno FOSSET, Jean-Bernard BAUDIN et Frédéric LAHITÈTE. Chimie tout-en-un PCSI. Dunod,2016.

**[3]** Nicolas LÉVY et al. La classiﬁcation périodique de Lavoisier à Mendeleïev. URL : http:// culturesciences.chimie.ens.fr/content/la-classification-periodique-delavoisier-a-mendeleiev-1229 [[lien](http://culturesciences.chimie.ens.fr/content/la-classification-periodique-de-lavoisier-a-mendeleiev-1229)]

**[4]** Tristan RIBEYRE. Chimie PC. de boeck, 2014.

**[5]** Marc-Alexandre SCHOTT et al. Chimie PCSI. de Boeck, 2014.

1. Construction et lecture du tableau périodique
2. Réactivité chimique des alcalins et des halogènes
3. Evolution de propriétés atomiques au sein du tableau périodique

Rq : Les expériences sont dans le Dunod, aucune concentration n'est précisé, prendre des concentrations de l'ordre de 10-1 mol/L, ça fonctionne !

Intro : En chimie, jusqu'ici on a rencontré différents types de réactions chimiques. On a étudié l'oxydo-réduction et on a par exemple vu que le Sodium était réducteur.

En physique, vous avez vu que certains matériaux étaient conducteurs, d'autres non.

L'idée d'une classification périodique est de prendre en compte toutes les propriétés des éléments chimiques rencontrés et de regrouper les éléments chimiques ayant les mêmes propriétés.

***Afficher Ptable*** [***https://ptable.com/?lang=fr***](https://ptable.com/?lang=fr)

A la vue du tableau périodique on peut prévoir la réactivité d'un élément, proposer un autre élément pour le remplacer.

*Transition : La construction du tableau périodique a été un long processus demandant l’investissement de nombreux chercheurs, c’est pourquoi nous alors commencer par un bref historique.*

1. Construction et lecture du tableau périodique
2. Historique de la construction du tableau périodique [3]

Diapo : Historique de la construction du tableau périodique

Tout commence ...

* Guyton en 1782, *propose un langage pour nommer les espèces chimiques, volonté de fixer un cadre.*
* Lavoisier en *1789 (peu de temps avant de se faire zigouiller ...) : Classe les substances simples dans un tableau en regroupant selon différentes catégories. Les substances simples sont éloignées des éléments que l'on connaît ajd, cela regroupe des substances simples métaliques, mais aussi la lumière, le calorique ...*
* Dalton-Avogadro : *Dalton qui introduit la notion d'atome (particule d'un élément chimique qui forme la lus petite quantité capable de se combiner) et les travaux d'Avogadro (Loi d'Avogadro-Ampère : Des volumes égaux de gaz pris à même T°C et même pression, contiennent le même nombre de molécules) vont permettre d'introduire la notion de masse atomique.*

Dalton : chimiste et physicien britannique, en 1804, mesure les masses des réactifs et des produits de réaction, et en déduit que les substances sont composées d'atomes sphériques, identiques pour un élément, mais différents d'un élément à l'autre, notamment par la masse de ces atomes. Il découvre également la notion de pression partielle (dans un mélange de gaz, la contribution d'un gaz donné à la pression totale)

Avogadro : En 1811, il énonce, sans preuve, que pour une température et une pression fixée, un volume donné de gaz contient toujours le même nombre de molécules, et ce quel que soit le gaz. Notion de masse atomique

* Dobereiner : En 1817, *il développe le concept de Triades basé sur relation entre masses atomiques (demi-somme des poids équivalents) et propriétés chimiques*

Diapo : Triades de Doberneier

*Voici les trois triades que Doberneiner a initialement trouvées. Par la suite, en 1850, il y en avait plus de 20 ...*

Intéressons-nous à la dernière triade des halogènes pour étudier leurs propriétés communes.

**Expérience : Propriété de la triade des halogènes [2] p.133**

* **3 tubes à essai, contenant respectivement une solution de KCl,KBr et KI.**
* **Introduire du nitrate d'argent.** (Corrosif, inflammable et écotoxique)

***Diapo : Propriété de la triade des halogènes***

**On note dans chacun des tubes à essai la formation d'un précipité laiteux qui noircit à la lumière**

Donc les 3 halogènes forment donc facilement des anions qui vont réagir avec Ag+ suivant la réaction :

**Ag+(aq) + X-(aq) =AgX(s) où X- = {Cl-,Br-,I-}**

Diapo : Historique de la construction du tableau périodique\_2

* L'historique se poursuit avec Chancourtois en 1862, qui est le premier à remarquer la périodicité des propriétés chimiques:

- Il classe les éléments par masse atomique croissante sur cylindre divisé en 16 colonnes

-Et il remarque que les éléments qui sont donc les uns au-dessus des autres (dans une colonne) ont les mêmes propriétés.

Newlands et Olding progressent en conservant cette logique (mais absence de cases vides, manque des éléments)

Diapo : Historique de la construction du tableau périodique\_3

* C'est Mendeleïev qui se distingue de ses prédécesseurs en 1869: Il propose toujours un classement basé sur la croissance de la masse atomique et la similarité des propriétés chimiques MAIS :

-Il émet une Loi Générale prévoyant les propriétés d'éléments n'ayant pas été encore découvert en se basant sur la périodicité des propriétés chimiques. Il laisse donc des cases vides.

-Il inverse le Tellure et l'Iode dans le classement par masse atomique à cause des propriétés de ces deux éléments.

Entre Mendeleïev et aujourd'hui, les éléments qu'il avait été prévus, ont été découverts et le tableau s'est complété.

***Sur Ptable, on fait défiler le tableau périodique entre 1870 et aujourd'hui.***

**Remarques :**

- Les cases vides se sont complétés (éléments découverts, synthétisés + ceux dont on connaissait l'existence mais qui ont été isolés, c'est le cas du Fluor découvert par Moisson)

-Apparition d'une nouvelle colonne ! Les gaz nobles n'avaient pas été découvert, leur stabilité fait que ce sont des espèces inertes, on comprend pourquoi ils n'avaient pas été découvert initialement, cette colonne s'est rajoutée à droite du tableau sans changer en rien le reste de la classification

- On constante que le tableau n'est plus classé par masse atomique croissant mais par numéro atomique croissant. Ceci explique l'inversion Tellure et Iode qu'avait proposé Mendeleïev)

Sur Ptable : finir avec le tableau d’aujourd’hui

Transition : On voit que l’on finit avec un ensemble de ligne et de colonnes. Voyons donc le tableau périodique sous ce nouvel angle.

1. Structure du tableau, lien avec la configuration électronique

On voit que le tableau périodique se structure en un ensemble de lignes, de colonnes et de blocs.

**Une période→ lignes du tableau 🡪 éléments de même nombre quantique principal n**

***#Ptable : orbitale, mettre la souri sur 1, 2 , 3 …***

On voit différents blocs : ils correspondent à quelle sous-couche électronique est en train de se remplir.

***#Ptable : orbitale, parcourir la 2ème période pour montrer les orbitales***

***#Ptable : orbitale parcourir la colonne des halogènes et relever qu’ils ont la même structure de valence***

**Une famille → les colonnes → même structure de valence**, permet d’expliquer la réactivité similaire des éléments d’une même famille et donc permet d’expliquer la réactivité de la triade des halogènes précédente.

***Diapo : def les alcalins, alcalino-terreux halogènes et les gaz nobles***

Le tableau périodique permet donc de prévoir la structure électronique des atomes par sa lecture. Prouvons-le ! Prenons par exemple l'atome de Silicium, il est situé à la troisième ligne et à la 14ième colonne, on omet les 10 colonnes intermédiaires, il a donc 4 électrons de valence et son nmax = 3 d'où

**Si : 1s22s12p63s23p2**

Transition : En étudiant la construction du tableau périodique, on a vu que les éléments d'une famille avaient les mêmes propriétés, notamment la même réactivité chimique.

Intéressons-nous à deux familles et à des propriétés les concernant pour nous poser la question suivante :

Comment évoluent les propriétés communes au sein d'une colonne ?

1. Réactivité chimique des alcalins et des halogènes
2. Propriétés réductrices des alcalins

Intéressons-nous au Lithium, au Sodium et au potassium

***Diapo : Propriétés réductrices des alcalins***

**Expérience** : **[2] p.131 (si ça avait été autorisé)**

* Commencer par ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine, prévoir une baguette pour homogénéiser rapidement.
* Prévoir deux tubes à essai, avec les morceaux déjà coupés (avoir enlevé les oxydes) et de l’huile.
* Enlever l’oxyde et l’huile présents autour des alcalins avant de les mettre dans les béchers d’eau. Pour cela, avant de mettre le morceau dans l’eau, le tremper dans une solution de cyclohexane puis le sécher. Puis le déposer dans l'eau.
* Mettre le lithium puis le sodium dans l’eau.

L'eau devient rose, signe que la solution est devenue basique (pkA phénolphtaléine = 9,4)

Dégagement gazeux : Dihyrdogène !

Ecrire donc la réaction du Lithium avec l'eau :

**Li(s) + H2O(l) = H2(g) +HO-(aq)+ Li+(aq)**

L’équation bilan de la réaction du sodium et du potassium avec l’eau est similaire mais on voit bien une différence au niveau de l’énergie dégagée pendant la réaction : la réaction du potassium avec l’eau est la plus violente. On aurait envie de classer la réactivité de ces différents alcalins, c’est ce que nous ferons plus tard.

Transition : On a donc mis en lumière la propriété réductrice des alcalins. Nous allons désormais nous intéresser au pouvoir oxydant des dihalogènes, de l'autre côté du tableau !

1. Pouvoir oxydant des dihalogènes

Pour cela, mettons-nous à la place d'un scientifique du XIXième siècle. Nous allons déterminer la nature oxydoréductrice des dihalogènes I2, Cl2 et Br2 à travers une approche expérimentale.

Commençons par Cl2.  Pour connaitre la nature de Cl2 nous allons le mettre en présence du réducteur du couple (Fe3+/Fe2+) et voir s’il réagit ou pas.

Diapo : Nature de Cl2

**Expérience : [2] p.132**

* Nous versons une solution de dichlore dans une solution de sulfate de fer Fe2+(aq).
* Pour voir si les ions Fe2+ ont réagi, on teste la présence de l’oxydant du couple : Fe3+ en ajoutant des ions thiocyanate
* La solution se colore : témoignant la formation du complexe [FeSCN]2+ couleur rouge.

On peut alors écrire que le dichlore à réagit suivant :

**Cl2(aq) + Fe2+(aq) =2Cl-(aq) + 2Fe3+(aq)**

**Fe2+ est donc oxydé par Cl2 en Fe3+**

Fe2+ = ions ferreux et Fe3+ = ions ferriques

On vient donc de démontrer le pouvoir oxydant du dichlore. Intéressons-nous désormais au diiode.

Pour connaitre la nature de I2 nous allons le mettre en présence du réducteur du couple

**(**S4O62-/S2O32-**) et voir s’il réagit ou pas. S4O62- : tétrathionate**

Diapo Nature de I2

**Expérience : [2] p.132**

* Nous versons une solution d’ions thiosulfates S2O32- (aq) dans une solution de diiode dans KI brune

(Solution de I2 dans KI ; la couleur brune provient de [I3-] )

* La couleur disparait

**I2 est donc réduit par le thiosulfate suivant la réaction :**

**I2(aq) + 2 S2O32- (aq) = 2I-(aq) + S4O62- (aq)**

Ces expériences mettent en lumière les couples Ox/réd **(I2/I) et (Cl2/Cl-)**

On vient donc de démontrer le pouvoir oxydant du diiode. Généralisons ce caractère oxydant à toute la famille des alcalins.

Maintenant que nous avons prouvé le caractère oxydant du dichlore et du diiode, nous voulons classer la pouvoir oxydant de ces deux derniers et du dibrome.

**Couple Ox/Rèd du dibrome : Br2/Br-**

Il faut tout d'abord préciser que :

* **Les dihalogènes sont solubles en solvant apolaire**
* **Br2 est orange dans l'Heptane**
* **I2 est violet dans l'heptane**
* **Les ions halogénures sont solubles en solution aqueuse.**

Maintenant que l’on connaît les caractéristiques des différentes espèces en jeux, réalisons l’expérience.

**Expérience : [2] p.132**

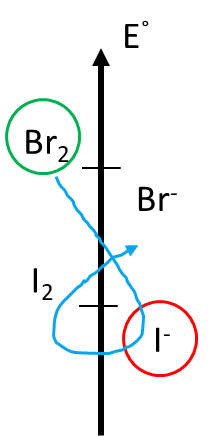
Diapo : Comparaison des pouvoirs oxydants des dihalogènes (4 diapos se succèdent avec animation dans diapo, les dévoiler les unes après les autres)

* Dans un 1er tube à essai, on verse une solution d’heptane contenant du dibrome dans une solution de KI : la phase orga est au-dessus. 🡪Puis on agite.
* La phase organique qui est au-dessus devient violette ! Et la phase aqueuse ne change pas de couleur. 🡪 Présence de diiode dans la phase orga. Réaction au tableau :

**Br2 +2I- = I2 + 2Br -**

Si on agite une nouvelle fois, il n’y aura pas de changement de couleur.

Si Br2 réagit avec I- mais que I2ne réagit pas avec Br- , cela signifie que Br2 est plus oxydant que I2 . Au tableau :



* Dans un second tube on verse une solution de KCl(aq) dans une solution d'Heptane contenant Br2 🡪 Puis on agite
* Observations : Il ne se passe rien ... In n’y a pas eu réaction entre Cl- et Br2 ce qui signifie que Br2 est moins oxydant que Cl2.

**E°(Cl2/Cl-) > E°(Br2/Br-) > E°(I2/I-)**

On a donc classé le pouvoir oxydant de ces trois espèces. On en conclut que le pouvoir oxydant décroît en descendant la famille des halogènes.

On voit donc que certaines propriétés chimiques des espèces chimiques évoluent de manière cohérente dans le tableau périodique. Nous allons nous demander maintenant si nous pouvons expliquer cela à travers l’évolution des propriétés atomiques des éléments ?

1. Evolution de propriétés atomiques au sein du tableau périodique
2. Energie d’ionisation [2]p119

= énergie à fournir pour arracher un électron à un atome à l’état gazeux dans le vide

**Li(g) = Li+(g) +e-**

***Ptable : Evolution dans le tableau !***

Une tendance semble se dégager :

**Au tableau :**

**L'EI augmente sur une ligne.**

* **Explications :**

Sur une ligne, on est à n fixé. Lorsque l'on va de gauche à droite :

-Le nombre d’électrons augmente mais restent à la même distance du noyaux donc pas d’écrantage.

-Le nombre de proton augmente

-Nombre de neutron identique

L'interaction coulombienne entre le noyau et les électrons de valence augmente donc ! Ces électrons de valence sont donc plus durs à arracher, il faut fournir une énergie plus grande pour les arracher donc EI est plus grande

De plus on voit qu’elle est la plus faible pour les alcalins ce qui est logique car les atomes cherchent à obtenir la configuration électronique des gaz rares. Il est donc favorable pour les alcalin de se faire arracher un électron d’où leur caractère réducteur vu plus tôt.

**L'EI diminue en descendant une famille.**

* **Explications :**

D'une ligne à l'autre, on passe d'un nombre quantique principal au suivant, l'électron de valence est de plus en plus loin du noyau atomique, il est donc de plus en plus facile de l'arracher.

EI baisse !

1. Affinité électronique [2]p120

**Ae** = énergie à fournir pour réaliser la réaction suivante dans le vide :

**X- (g) ---> X(g) +e-**

C'est aussi l'énergie dégagé suite la capture d'un électron par un atome isolé ! (Contraposé de ce qu'on a dit)

***Ptable : Evolution dans le tableau !***

Une tendance semble se dégager dans la partie droite du TP

**Au tableau :**

A l'exception des gaz rares !

Ae max pour la famille des halogènes : fort pouvoir oxydant. Tendance à capter un e-. Il est facile de fixer un e- à un atome de Fluor = AE élevée.

Qq exceptions ... Notamment l'azote. Moins clair que pour l'EI ... cf [2] p122

***Energie d'ionisation et affinité électronique nous permettent de construire une autre grandeur très utile lors de l’étude d’une réaction en chimie organique :***

1. Electronégativité [2]p122

**Électronégativité = capacité d’un atome à attirer vers lui les électrons l’intérieur d’une molécule.**

Il existe différente échelle permettant de déterminer l’électronégativité :

On définit **l’échelle de Pauling,** qui est la plus utilisée, donnant l’électronégativité des espèces chimiques A et B engagées dans une liaison comme étant **:**

Où : EAB est l’énergie de liaison associée à A-B

EAA est l’énergie de liaison associée à A-A en kJ.mol-1

  EBB est l’énergie de liaison associée à A-B

***Ptable : Evolution dans le tableau !*** ***où χ(H)=2,2***

**Χ n’est pas ici une propriété intrinsèque** de l’atome mais est relatif à son comportement dans une molécule d’où le fait qu’elle ne soit **pas défini pour les gaz rares.**

Il existe une **échelle absolue** définie également pour les gaz rare, **L’échelle de Mulliken :**

**χ =0,317(**

Aussi : [**[Wiki]**](https://fr.wikipedia.org/wiki/%C3%89lectron%C3%A9gativit%C3%A9#%C3%89chelles_d'%C3%A9lectron%C3%A9gativit%C3%A9)

* Allred et Rochow χ = Zeff e2/r2cov
* Parr χ = - (dE/dne-)

Vu l’évolution de sur Ptable et l’évolution de EI et Ae précédente on peut dire que l’évolution de l’électronégativité dans le TP est :

**Au tableau :**

χ augment de bas en haut le long d’une famille et de gauche à droite le long d’une période.

**χ (Halogène)>>χ (Alcalins)**

**Et le fluor est l’espèce la plus électronégative**

Cette évolution s’explique encore par le fait que les espèces chimiques cherchent à acquérir la configuration stable du gaz noble le plus proche et donc préférera capter un électron ( χ élevé) ou céder un électron ( χ faible).

Cette notion d’espèce fortement ou faiblement électronégative permet en chimie organique de déterminer les sites électrophile et nucléophile et donc de prévoir la réactivité des molécules.

Conclusion :

Comme l’on fait ces grands scientifiques avant nous, nous avons aux cous de cette leçon réussi à déterminer des familles et leurs propriétés via l’expérience. Nous avons vu que ces propriétés étaient liées à la structure atomique des espèces chimiques. Mais nous nous somme intéresser qu’aux premières lignes, car lorsqu’on descend dans la classification périodique les choses viennent plus compliquées (comme on peut le pressentir avec l’hypervalence). Plus on descend et plus les noyaux s’enrichissent en neutrons et protons les rendant instables … cependant on prévoit un îlot de stabilité !