

Introduction:

pag 107 Fosset
Intro.
et site ultresciences.

Faire lecture du tableau périodique → Dimitri MENDELÉEV.

éléments découverts grâce à la prévision de Mendeleïev (il a prévu leur existence): germanium, gallium, scandium.

(1876) (1875) (1879)

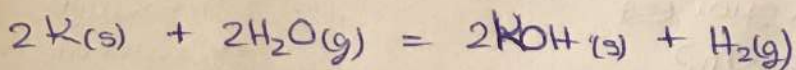
BUT leçon: nous allons chercher à comprendre l'importance de cette classification: pourquoi on peut ordonner les éléments en ligne ou en colonne, pourquoi on parle de classification périodique? Les propriétés chimiques évoluent progressivement le long d'une ligne et on retrouve les mêmes propriétés sur la ligne suivante.

I. Construction du tableau périodique

I.1. Notion de famille chimique

→ Historiquement → classification des éléments par ordre croissant de masse atomique

Propriétés chimiques observées:

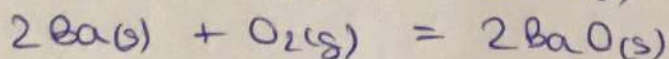
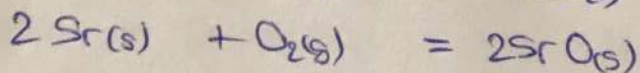
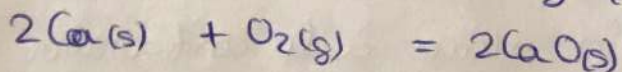
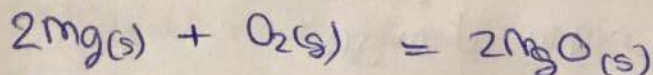


Du point de vue de la réactivité chimique, tous ces éléments de la première colonne (attention, pas H!) réagissent violemment avec l'eau, en la réduisant en dihydrogène.

→ Montrez vidéo.

Ces éléments correspondent à la famille des alcalins
propriétés: mous, ...

Le Mg, Ca, Sr. et Ba possèdent aussi une réactivité analogue, ils s'enflamment notamment de façon violente en présence de dioxygène pour former des oxydes cristallins et fontaine ioniques (la liaison qui maintient la cohésion de la phase solide est une force d'origine électrostatique):



Ces éléments correspondent à la famille des alcalino-terreux

groupe 18.

He

Ne

Ar

Kr

Xe

Rn.

famille des
gaz nobles ou
gaz inertes, à quoi est
du ce nom?

on le voit après grand
on voit que la couche externe
est complète

groupe 17.

F

Cl

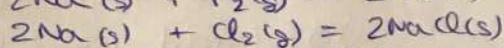
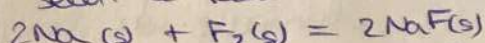
Br

I

At

famille des halogènes

par exemple, ils possèdent
une réactivité voisine en
s'associant avec le sodium
pour former des solides
selon les réactions suivantes:



Pourquoi les éléments d'une même colonne (famille, groupe)
ont la même réactivité ?

I.2. Lecture du tableau périodique à la lumière de la chimie quantique.

Mendeleïev → ordonné par masse atomique mais problèmes
avec certains éléments : Fe, Iode?

Début du XX^e siècle ≈ 40 ans plus tard pour comprendre
ordonné par Z croissant → résolution des exceptions.

1911: Rutherford: noyau atomique

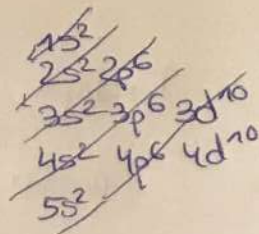
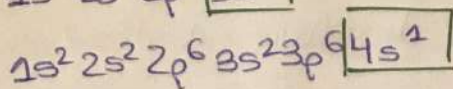
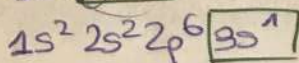
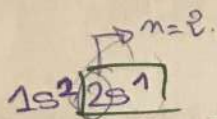
on peut aller plus loin grâce à la configuration électronique

Alcides:

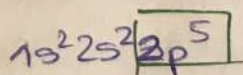
Li: $Z=3$

Na: $Z=11$

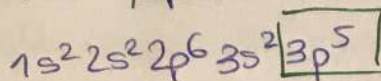
K: $Z=19$



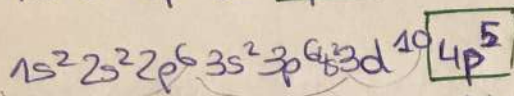
F: $Z=9$



Cl: $Z=17$



Br: $Z=35$



\rightarrow faire aussi \rightarrow sat robes pour montrer couche p pleine \rightarrow inertes, configuration la plus stable!

des ^{nombre} électrons de valence sont les mêmes pour les éléments d'une même famille. Nous avons vu dans des leçons précédentes que ce sont ces électrons ^{ceux} qui définissent la réactivité.

Donc: similitude des propriétés chimiques dans une même famille.

on définit ainsi une structure par blocs. on fait apparaître quatre blocs d'orbitales dans la classification périodique en fonction de la nature des e^- de valence rencontrés dans chaque élément.

\rightarrow montrer blocs s, p, d, f.

Notons que chaque ligne de la classification périodique est associée au nombre quantique principal n .

la configuration électronique, permet de placer très rapidement un élément dans la classification périodique à partir de la seule donnée du nombre atomique.

Exemple: $Z = 13$.

Règle Klechkowski: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$.

Électrons de valence: 3.

$n=3$. \rightarrow 3^{ème} période

bloc s complet, p^4 : groupe 13.

donc: 3^{ème} période groupe 13.

Aluminium.

13^e colonne.

I.3 Périodicité.

Continuité des propriétés le long d'une période.

- Électronégativité χ

grandeur qui cherche à traduire quantitativement la capacité d'un atome à attirer les électrons à l'intérieur d'une molécule.

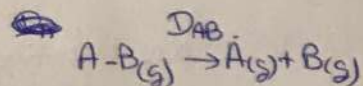
Échelle de Pauling: capacité à attirer les e^- au sein d'une liaison covalente.
La plus utilisée. (savoir qu'il y a d'autres! pages 122-123).

~~Liaison AB.~~

L'énergie de liaison ~~AB~~ est l'énergie à fournir à l'état gazeux pour rompre la liaison AB, elle est notée D_{AB} .

Dans l'échelle de Pauling, la diff. d'électronégativité entre les atomes A et B suit la relation:

$$|\chi(A) - \chi(B)|^2 = (D_{AB} - \sqrt{D_{AA} \cdot D_{BB}})$$



$$\chi(H) = 2,2$$

Énergies de liaison en eV

OdG: pag 145 exercice:

C-C

H-H

C-H

$\sim 100 \text{ kJ.mol}^{-1}$

Exemple calcul $X(F)$ exercice. Convertir en eV.

• Evolution de l'électronégativité: montre figure

commenter: Les halogènes veulent un e^- pour atteindre la structure du gaz noble donc ils sont plus élect. négatifs. $\rightarrow Br^-, F^-, Cl^-$

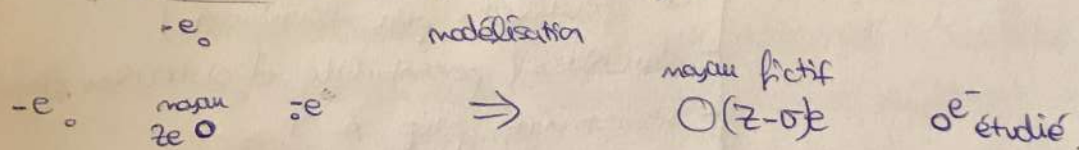
Les alcalins veulent perdre 1 e^- pour avoir la conf. électronique du gaz noble le plus proche.

Na^+, \dots

c'est pour cette raison qu'ils réagissent entre eux! $NaF(s), NaCl(s) \dots$

l'élément le plus électronégatif est le fluor et le moins électronégatif est le césium.

À savoir: Atome polyélectronique:



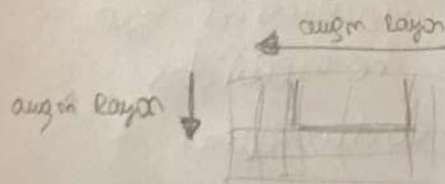
$-e^-$

Tout se passe comme si l' e^- était le seul mais associé à un noyau de charge inférieure à Z (numéro atomique): les e^- situés entre le noyau et l' e^- étudié masquent une partie de la charge du noyau: nous dirons que ces e^- écrantent la charge du noyau. La charge dite effective est $z^* = Z - \sigma$.

Evolution de z^* le long d'une ligne:

cte d'écran
facteur d'écran

Ceci se traduit par une diminution du rayon atomique



$$R = \frac{n^2}{z^*} a_0$$

Rayon ionique: cation M^+ départ d'un e^- de valence. $Z = Z_0$ mais l'écrantage $Z^* = Z - \sigma$ diminue car 1 e^- de moins donc $Z^* \uparrow \rightarrow$ rayon diminue

II. Application aux propriétés physico-chimiques

II.1. État physique d'un corps pur. (Cas des métalliques)

Dans conditions usuelles $T = 25^\circ C$ et $p = 1 \text{ bar}$.

80% éléments: métaux.

propriétés des métaux:

- bonne conduction électrique et thermique
- malléables (possibilité d'obtention de feuillets par laminage)
- ductiles (possibilité d'obtention de fils)
- résistivité prop. à T .
- métal brille.

Les métaux et non métaux occupent des places bien distinctes au sein de la classification. Les non métaux sont situés du côté droit dans la partie supérieure et sont séparés des métaux par une ligne zigzag. Les éléments situés à la frontière corresp à des éléments qui ont des comportements diff. du comportement typiquement métalliques ou non métalliques.

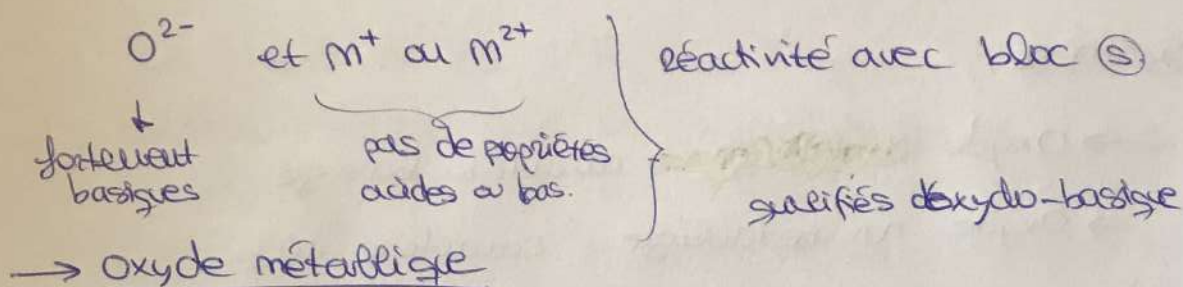
metalloïdes: solides plus ou moins brillants, cassants, ont de moindres capacités conductrices que les métaux. Qualités de metalloïdes.

Silicium, germanium. (semi-conducteurs)

II.2 Caractère acido basique des oxydes

Un oxyde est un composé de formule brute M_xO_y dans lequel chacun des atomes ou ions oxygène est lié directement et exclusivement à un atome ou un ion d'un autre élément.

Lire paps 126-127.



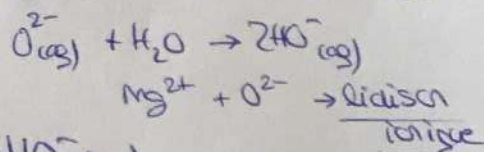
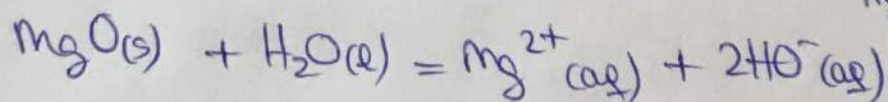
Exemple: $MgO(s)$ réactivité avec l'eau?

Expérience: $Mg(s)$ préalablement chauffé. Remplir un flacon avec ^{du} dioxygène en mettant avant une petite gâse d'eau et de phénolphtaléine au fond du flacon. (solution incolore).



Attention: apparition d'une flamme éblouissante et très riche en ultra-violet → se protéger les yeux et ne pas regarder le robin de magnésium.

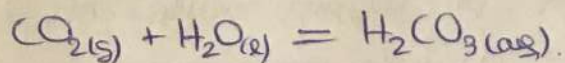
Le caractère basique de l'oxyde est mis en évidence par la coloration de la phénolphtaléine. Elle devient rose. La réaction s'écrit:



regarder PDF TP-cours-classification.

Oxyde non métallique

Exemple: $C(s) + O_2(g) = CO_2(g)$.



$H_2CO_3(aq) / HCO_3^- / CO_3^{2-}$
↳ hydrogénécarbonate
↳ acide carbonique.

dioxyde de carbone: acide.

Synthèse:

→ Oxyde métallique : caractère basique

→ Oxyde non métallique : caractère acide

→ Oxyde amphotère: both.

exemple du beryllium

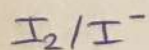
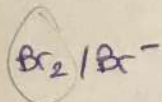
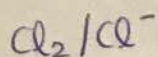
II.3. Caractère oxydo-réducteur des éléments.

Pouvoir oxydant: pouvoir de capturer les e^- . Il faut donc qu'ils soient électropositifs donc cela augmente de la même façon que l'électro-négativité.

Expérience:



Comparaison pouvoir oxydant des dihalogènes.

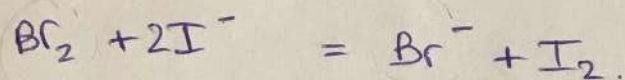


dihalogènes: plus solubles en phase
apolaire comme heptane

comp. ioniques: plus solubles en phase
aqueuse.

$\left\{ \begin{array}{l} \text{Br}_2 \text{ dans heptane: orange} \\ \text{I}_2 \text{ dans heptane: violette} \end{array} \right.$

1. Sol. aqueuse de KI + Br_2 dans l'heptane. on observe une
couleur violette dans la phase surnageante. \rightarrow diiode!



dibrome oxyde les ions iodures en diiode.

2. Sol. ag. KBr + I_2 dans heptane. " "

" violette " "

de I_2 n'oxyde pas Br^-

3. Sol ag. KCl + Br_2 dans hept. " " "

" orange

de Br_2 n'oxyde pas Cl^- .

4. Sol ag. KCl + I_2 dans hept. " " "

" violette.

I_2 n'oxyde pas Cl^-

Donc: $I_2 < Br_2 < Cl_2$

Le pouvoir oxydant évolue de la même façon que l'électronégativité.!

Ce pouvoir oxydant: pouvoir de capter les e^- .