



## RONÉOS DFGSP2 2020 - 2021

### UE PL2.7 : VASM 1-2

Date : 07/09/20

Plage horaire : 10h30-12h30

Enseignant : FORFAR Isabelle

N°ISBN : 978-2-37366-079-1

Ronéistes

TANGUY Matthieu – matthieutgy@icloud.com

DEMEYER William – williamdemeyer2@gmail.com

## Généralités sur les métaux 1

### Plan du cours :

#### I - Introduction

A - Rappels

B - Abondance des éléments chimiques

#### II - Propriétés générales des métaux et de leurs ions

A - Forment des cations

B - Charges des ions métalliques

C - Acides de Lewis

D - Propriétés rédox

#### III - Les réactions des métaux et de leurs ions

#### COLONNE 1 : Les alcalins

##### I - Introduction

##### II - Réactivité des dérivés oxygénés des alcalins

A - Les oxydes, peroxydes, superoxydes

B - Les hydroxydes

##### III - Les sels des métaux alcalins

A - Les halogénures d'alcalins

B - Les carbonates et hydrogénocarbonates d'alcalins

##### IV - Les ions alcalins dans l'organisme

##### V - Les alcalins : utilisations

A - Lithium

B - Sodium

C - Potassium

Cette UE est composée de deux modules : un de chimie inorganique (module 1) et un de chimie organique (module 2). Deux TP de 3h auront lieu en octobre ainsi qu'un ED d'1h30 en novembre. Concernant l'examen, il y aura peu ou pas de QCMs. En effet celui-ci sera sous forme de Questions Rédactionnelles Ouvertes Courtes (QROC). Afin de s'entraîner, la prof mettra en ligne sur formatoile un module de révision avec des exercices.

Avant de commencer le cours, il faut savoir que les métaux sont vraiment très important de part leurs propriétés pour la biologie, la biochimie, les médicaments...

NB : Les différentes valeurs dans les tableaux ou graphiques ne sont pas à retenir mais aident à la compréhension et servent d'illustration.

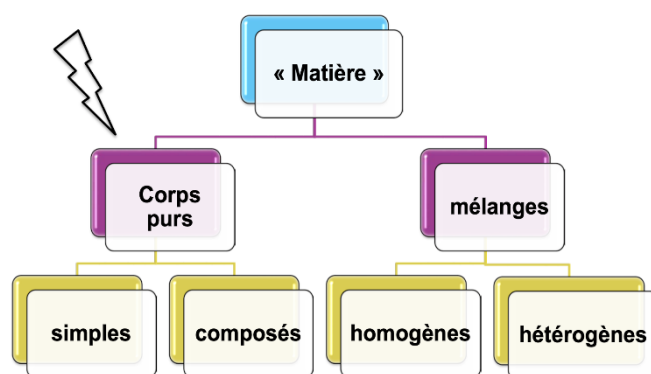
## I. Introduction

### A. Rappels

La **matière** se décompose en deux classes : les corps purs et les mélanges.

Un **corps pur** est une substance qui est constituée **d'une seule espèce chimique**, d'un seul type de molécule. La molécule peut se composer soit de corps purs **simples** (entité chimique constituée d'un seul type d'atome) soit de corps purs **composés** (entité chimique constituée de plusieurs types d'atomes).

Un **mélange** peut être **homogène** (substances non distinguables) ou **hétérogène** (substances distinguables au microscope entre différents métaux par exemple).



Les métaux sont des substances qui possèdent une propriété particulière, ils **s'oxydent très facilement**.

On peut classer les corps purs simples en fonction de leurs propriétés physiques et chimiques.

Nom	Symbole	Couleur / aspect	Conductivité thermique [W/(m·K)]	Température de fusion [°C]	Etat physique	Conductivité électrique [S/m]
Soufre	S	jaune	0,269	115,21	solide	$0,5 \times 10^{-15}$
Tungstène	W	Gris blanc reflet métal	174,000	3 422,00	solide	$8,9 \times 10^6$
Chrome	Cr	Blanc- argenté	93,700	1 907,00	solide	$7,7 \times 10^6$
Azote	N	Incolore	0,026	-210,00	gaz	Trop faible pour être mesurée
Hafnium	Hf	Gris argenté	18,400	2 233,00	solide	$3,1 \times 10^6$

Ce tableau illustre les métaux et les non-métaux qui sont deux grandes familles aux propriétés très différentes.

La couleur gris/blanc-métal argenté est caractéristique des métaux.

On peut voir également que la **conductivité thermique** (capacité à conduire la chaleur) des métaux est relativement **élevée** contrairement aux non-métaux.

Il en est de même pour la **température de fusion** qui est **importante** pour les métaux. En effet, les métaux sont généralement solides à température ambiante mais pas tous : le mercure lui par exemple est liquide à T° ambiante.

Les métaux conduisent l'électricité à l'inverse des non-métaux. Cela s'explique par la **liaison métallique** où l'interaction des atomes d'un métal forme autour d'eux un nuage électronique. Ainsi dès qu'il y a ce nuage électronique apte à être transféré, il y a conductivité électrique.

#### Résumé des propriétés physiques des métaux :

- Bon conducteurs électriques et thermiques
- Éclat métallique
- Solide (sauf Hg(l) condition standard à T = 298K)
- Point de fusion très élevé

#### Propriétés chimiques des métaux :

- Réagissent avec les acides
- Forment des oxydes basiques (un oxyde en présence d'eau forme une base)
- Forment des cations
- Forment des halogénures ioniques

« frontière »

non-métaux

Li Be

Na Mg

K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga

Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn

Cs Ba \* Hf Ta W Re Os Ir Pt Au Hg Tl Pb Bi Po

Fr Ra \*\* Rf Db Sg Bh Hs Mt Ds Rg Uub Uut Uuq Uup Uuh Uus Uuo

métaux

B C N O F Ne

Al Si P S Cl Ar

Ge As Se Br Kr

Sb Te I Xe

Po At Rn

La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu

Ac Th Pa U Np Pu Am Cm Bk Cf Es Fm Md No Lr

\* lanthanides

\*\* actinides

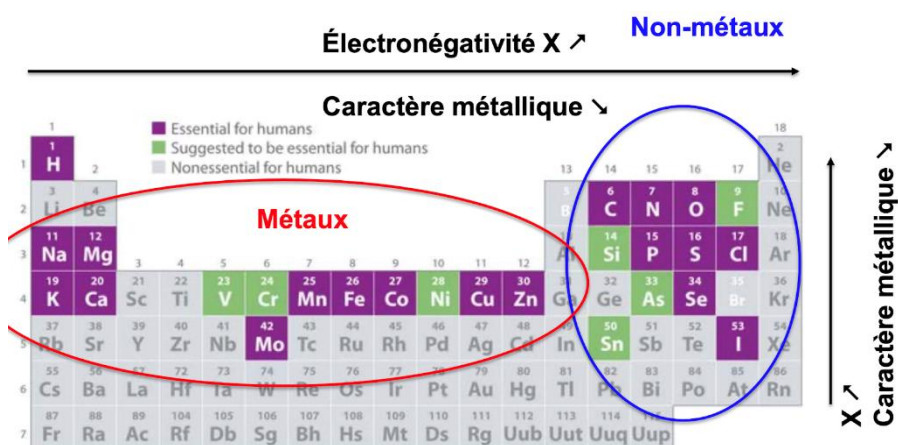
Dans la classification périodique on peut établir une “frontière” ou une limite conventionnelle entre les métaux et les non-métaux. Au niveau de cette “frontière” il y a des éléments qui vont avoir à la fois des propriétés de métaux et de non-métaux (exemples : B, Si, ... ).

Pour savoir si un élément est métallique ou non, on utilise la règle de **Sanderson** : un élément est métallique si le nombre d'électrons de sa couche  $n$  max est inférieur ou égal au numéro de sa période. Exception pour l'**Hydrogène** et le **Germanium** qui ne sont pas des métaux.

## B. Abondance des éléments chimiques

Au niveau du corps humain, l'**Oxygène** est aussi présent en majorité. Le Carbone et l'Hydrogène sont également présents en grande partie et important pour la constitution des molécules organiques. En moins grande quantité mais très important pour l'organisme, on peut retrouver du Calcium (important pour les os) du Sodium, du Magnésium, du Fer, ... En effet ces derniers présentent des propriétés particulières aux métaux et peuvent donc réaliser des **réactions d'oxydo-réduction** de part leurs cations.

Dans la classification périodique on retrouve les métaux et les non-métaux dont certains font partie des **éléments chimiques essentiels** pour le corps humain (en violet). Certains métaux non essentiels pour les humains sont toutefois utilisés par exemple en radiothérapie, imagerie ou chimiothérapie.



Concernant les métaux essentiels, ceux du **bloc s** (Ca, K, Na, Mg) sont présents en grande quantité chez un adulte normal contrairement à ceux du **bloc d** (Fe : quantité importante, Zn, Cu, Mn, Mo, Co). Même avec une bonne régulation de ces éléments, un déficit ou un excès provoque des maladies.

Ces métaux ont une **chimie particulière** car ils forment des liaisons spécifiques, notamment les éléments du **bloc d** grâce à leurs orbitales particulières qui sont différentes de celles du bloc s par exemple.

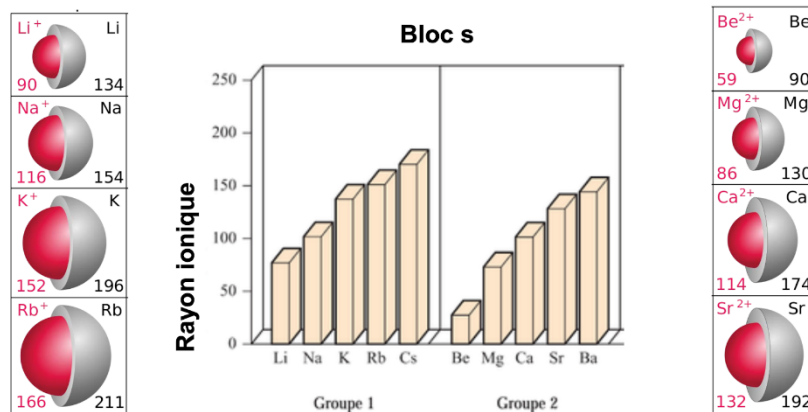
Ces orbitales d vont permettre d'intervenir dans des réactions particulières chez les métaux. Ainsi les métaux de ce bloc vont pouvoir agir par **transferts monoélectroniques** dans les réactions d'oxydo-réduction. Et par **réaction de complexation** : liaison covalente de coordination entre un acide de Lewis (métal avec une lacune électronique) et une base de Lewis (toute substance capable d'apporter un doublet électronique).

## II. Propriétés générales des métaux et de leurs ions

### A. Forment des cations

Un métal forme **exclusivement** des cations et en général ce sont les acteurs.

Lorsqu'un métal forme un cation on observe une **diminution du rayon ionique**. Permettant ainsi à des espèces de se loger dans des espaces plus spécifiques et plus petits : c'est le processus d'ionisation avec donc une contraction de l'espèce ionisée.



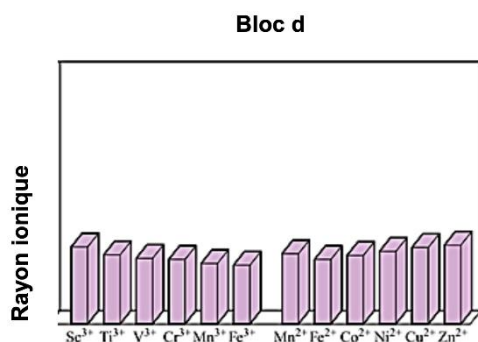
Le graphique ci-dessus montre l'évolution du **rayon atomique** du bloc s pour la colonne 1 (groupe 1) et la colonne 2 (groupe 2).

Sur les schémas à gauche et à droite du graphique, on voit bien la différence du rayon atomique entre l'ion (en rouge) plus petit et l'élément chimique (en gris) plus grand.

Dans la colonne 1 du bloc s, les éléments passent d'une configuration  $M : (n-1)p^6 ns^1$  à une configuration de type gaz noble (sans électrons célibataires)  $M^+ : (n-1)p^6$ .

Dans la colonne 2 du bloc s, les éléments passent d'une configuration  $M : (n-1)p^6 ns^2$  à une configuration  $M^{2+} : (n-1)p^6$ . Il est possible que les éléments de la colonne 2 perdent un électron mais cela forme des ions instables donc en général ces éléments ne forment que des **cations bivalents**.

Plus on descend dans la colonne, plus les rayons atomiques et ioniques augmentent.



Evolution du rayon ionique dans la 4<sup>ème</sup> période

On peut voir sur le graphique ci-dessus l'évolution du rayon ionique dans la 4<sup>ème</sup> période.

Au niveau du bloc d, dans la 4<sup>ème</sup> période les éléments ont une configuration électronique en  $M : \{_{18}Ar\} 3d^x 4s^2$  (exception : Cr et Cu).

Concernant l'évolution du rayon ionique dans la 4<sup>ème</sup> période on peut voir des ions du type  $M^{3+}$  ou  $M^{2+}$ .

Les ions du type  $M^{2+}$  perdent leurs électrons périphériques qui se trouvent dans une même couche ce qui fait qu'ils ont à peu près le **même rayon ionique**. Ainsi un site biologique

doit être très spécifique pour accepter qu'un seul type d'ion métallique (*exemple :  $Fe^{2+}$  est interchangeable avec  $Co^{2+}$  car rayon ionique très proche*).

Les ions du type  $M^{3+}$  présentent une différence du rayon ionique plus importante que celle des ions  $M^{2+}$  mais celle-ci reste quand même faible.

En revanche, pour les métaux du **bloc s** le rayon ionique varie vraiment dans **une même colonne** (exemple : un site enzymatique qui accepte le  $Ca^{2+}$  pourra loger le  $Mg^{2+}$  mais pas un élément plus gros).

### Remarques sur les éléments du bloc d :

- Ils répondent à des liaisons de coordination et pourront ainsi former des **molécules complexes**. C'est à dire un acide de Lewis +  $n$  base(s) de Lewis et donc plusieurs liaisons de coordination ont lieu pour former une molécule complexe.

- Ils sont capables de s'intégrer dans des sites de géométrie particulière : octaédrique, tétraédrique, plan carré... En fonction des métaux, les sites dans l'espace seront différents et peuvent s'interchanger notamment dans les transferts de ligand.

- Ils peuvent se lier à toute une famille de ligand et selon les ligands il peut se produire une oxydation.

### B. Charge des ions métalliques

Les ions possèdent une stabilité qui provient de **l'énergie d'ionisation**. Il s'agit d'une énergie **positive** car c'est une énergie fournie pour arracher un électron.

Dans le **bloc s**, les éléments de la colonne 1 ne forment que des **ions monovalents** : énergie de première ionisation. Les éléments de la colonne 2 forment une énergie de seconde ionisation.

Dans le **bloc p**, l'Aluminium de configuration électronique  $M : ns^2 np^1$  a le choix entre compléter sa couche électronique p ou de la vider. Mais il aura tendance à vider sa sous-couche électronique du fait de sa faible électronégativité pour donner du  $Al^{3+}$ .

Remarque : si on arrache un  $n^{ième}$  électron à un atome alors on définit une énergie de  $n^{ième}$  énergie d'ionisation.

Pour déterminer si un élément est stable ou non il faut regarder l'énergie d'ionisation lorsque les électrons sont arrachés un par un. Si un ion est stable il va falloir fournir énormément d'énergie pour lui arracher un autre électron, ainsi lorsque l'énergie d'ionisation est faible l'ion est dans son état stable.

*Exemple : pour former  $Na^+$  il faut une énergie de 496 kJ/mol alors que pour former du  $Na^{2+}$  il faut une énergie de 4562 kJ/mol ainsi on peut voir que la forme  $Na^+$  est plus stable que  $Na^{2+}$ .*

Les éléments du **bloc d** de part leur configuration électronique peuvent former théoriquement toute une variété d'ions qui ne sont pas obligatoirement stables (ex: du fer avec  $Fe^{2+}$  et du  $Fe^{3+}$  mais il existe du  $Fe^{4+}$  qui est transitoire). Ils forment en général plusieurs

types de **cations métalliques**. Ainsi le bloc d présente une **riche variété en nombres d'oxydation (n.o.)**.

Le **n.o. de stabilité maximale** représente le nombre d'électrons de la couche s et de la couche d qui disparaissent lorsqu'un élément atteint son degré d'oxydation maximal.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu
				+7				
			+6	+6	+6			
		+5	+5	+5	+5			
	+4	+4	+4	+4	+4	+4		
+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3	+3
	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2	+2
								+1

Le tableau ci-dessus montre la richesse des degrés d'oxydation que peuvent prendre les éléments du bloc d.

### C. Acides de Lewis

Un acide de Lewis est une espèce chimique qui agit en tant qu'**accepteur d'électrons** avec une ou plusieurs lacunes électroniques.

Les **métaux** et leurs **ions** sont des **acides de Lewis**.

Par opposition, une base de Lewis est une espèce chimique qui agit en tant que donneur d'électrons avec un ou plusieurs doublets non liants.

Rappel : dans une liaison de coordination on retrouve un acide de Lewis et une base de Lewis. De plus, suivant le nombre de ligands ils mettront en place une ou plusieurs lacunes électroniques.

On classe les acides et les bases de Lewis selon la **Théorie de Pearson** : elle permet de voir si la substance obtenue va être stable ou instable, pourquoi une substance est instable ou encore savoir si une substance sera stable dans l'eau.

La Théorie de Pearson également appelée **HSAB (Hard and Soft Acids and Bases)** c'est à dire la théorie des acides et bases durs et mous. Au concept d'acide ou de base on ajoute le concept de dureté ou de mollesse.

Une espèce acide ou basique peut être considérée comme **dure** si elle est de **petite taille** et **fortement chargée**.



*Exemple : entre le  $Fe^{2+}$  et le  $Fe^{3+}$  l'acide le plus dur est le  $Fe^{3+}$  car il s'agit du plus chargé.*

À l'inverse si une espèce acide ou basique est **volumineuse** et **faiblement chargé** alors cette espèce sera considérée comme **molle**.

Dans une réaction chimique (exemple : réaction de complexation) la dureté est un critère d'affinité. Ainsi, un **acide dur** préfère réagir avec une **base dure** et un **acide mou** avec une **base molle** afin de donner un édifice stable. Il est difficile de remplacer une base dure par une autre : il existe un phénomène de compétition.

#### Remarques et précisions :

- Un **acide dur** est un accepteur d'électrons, avec une **forte** charge positive, de **petite taille** et avec des orbitales **vides** sur la couche de valence. *Exemple :  $Fe^{3+}$ ,  $Co^{3+}$ ,  $Ca^{2+}$ .*

- Un **acide mou** est un accepteur d'électrons, avec une **faible** charge positive, **volumineux** et avec des orbitales atomiques **complètes**. *Exemple :  $Cu^+$  (en revanche, le  $Cu^{2+}$ , lui, sera un acide dur en raison de ces orbitales d qui sont incomplètes),  $Hg^{2+}$ .*

- Une **base dure** est un donneur d'électrons, de **petite taille**, atomes donneurs de **forte** électronégativité. *Exemple : liaison par O, N ou F.  $NH_3$  est une base dure car elle se lie par l'azote.*

- Une **base molle** est un donneur d'électrons, **volumineuse** (c'est à dire très polarisable), atomes donneurs d'électronégativité **intermédiaire**. *Exemple : liaison par S.*

Il existe des **intermédiaires** qui s'intercalent entre les éléments durs et les mous. *Exemple :  $Pb^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ , ...*

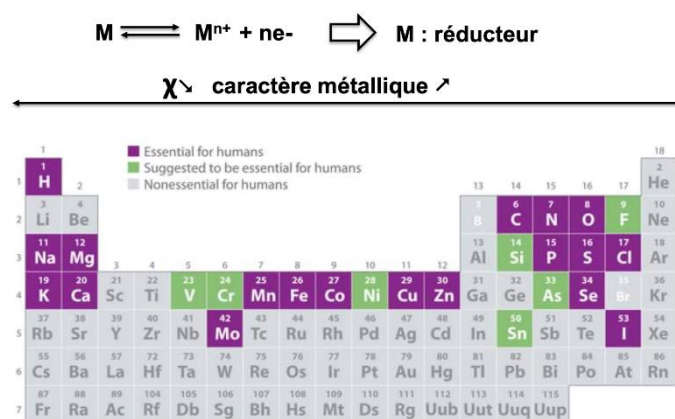
Exemple : soit la réaction suivante :  $[M(OH_2)_6]^{2+} (aq) + 6 L (aq) \rightarrow [ML_6]^{2+} (aq) + H_2O (l)$ .

- Si  $M^{2+}$  est un acide dur, il est associé à  $H_2O$  qui est une base dure: l'édifice est stable.
- Si L est une base molle, la substitution n'est pas favorable.
- Si L est une base dure, il y aura plusieurs interactions compétitive entre L et  $H_2O$  dans le complexe (il peut y avoir échange de ligands, etc ...): L- $OH_2$  dans L (aq) ou  $M^{2+}$ - $OH_2$  : dur-dur ou  $M^{2+}$ -L : dur-dur.
- Si  $M^{2+}$  est un acide mou et L une base molle, il y aura des échanges pour obtenir : L- $OH_2$  dans L (aq) ou  $M^{2+}$ - $OH_2$  : mou-dur ou  $M^{2+}$ -L : mou-mou.

*Plus le  $\Delta H^\circ$  de formation du complexe est négatif plus le complexe est stable.*

#### D. Propriétés rédox

Les propriétés rédox des éléments dépendent du caractère de l'élément chimique. On peut voir sur le tableau périodique ci-dessous que le **caractère métallique** augmente de droite à gauche tandis que l'**électronégativité** diminue de droite à gauche.



Ainsi les métaux sont des éléments peu électronégatifs.

### III. Les réactions des métaux et de leurs ions

Les réactions des métaux et de leurs ions dépendent des familles et des blocs (s,p,d).

Parmi ces réactions, on trouve des réactions :

- D'échanges d'ions
- Acido-basiques
- Rédox
- Complexation (surtout pour le bloc d)

### COLONNE 1 : Les Alcalins

#### I. Introduction

L'**Hydrogène** est un cas à part, en effet il est situé dans la première colonne mais ce n'est ni un alcalin ni un métal.

<del>1</del> <del>H</del>	$\Rightarrow$ exception
3 Li	Lithium $\longrightarrow$ Très petit : réactivité très différente
11 Na	Sodium
19 K	Potassium
37 Rb	Rubidium
55 Cs	Césium
87 Fr	Francium* $\longrightarrow$ Radioactif

Les éléments de cette colonne sont des **métaux** qui se nomment les alcalins car ils génèrent des **hydroxydes basiques**.

On peut y trouver :

- Le **Lithium** qui est un élément très petit et qui possède une réactivité très différente des autres éléments de la colonne.
- Le **Sodium**
- Le **Potassium**
- Le **Rubidium**
- Le **Césium**
- Le **Francium** qui est un élément radioactif.

Les alcalins sont les métaux **les moins électronégatifs**.

La chimie des alcalins se réduit à la chimie des ions des alcalins, en général on ne parle que des ions.

Les métaux alcalins forment en général des **liaisons ioniques**. Par conséquent, ils peuvent prendre que deux nombres d'oxydations :

- n.o. (M) = 0 : à l'état atomique
- n.o. (M<sup>+</sup>) = +1 : à l'état ionique

On peut les retrouver à l'état naturel dans les minerais sous forme de corps composés, de mélanges ou de solides (NaCl, KCl, KNO<sub>3</sub>), dans l'eau de mer (ions alcalins) et dans les gisements de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> sous la forme d'hydrates.

Les métaux sont des **réducteurs** très puissants.

$$E^\circ(\text{Li}^+/\text{Li}) = -3.05 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2.71 \text{ V}$$



Réactivité chimique ↗  
Z ↗

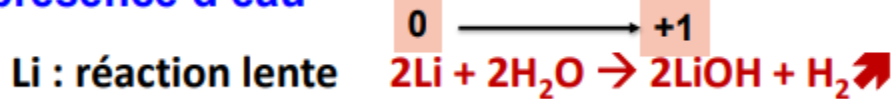
En effet, nous pouvons voir pour les couples ci-dessus qu'ils possèdent un potentiel très **négatif**.

La **réactivité chimique** augmente au fur et à mesure qu'on descend dans la colonne c'est à dire quand Z augmente.

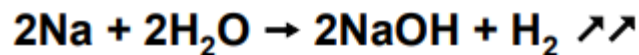
En présence **d'air sec** les alcalins ternissent lentement (K>Na>Li) formant ainsi des oxydes. Ces oxydes peuvent être de différents types Na<sub>2</sub>O ou K<sub>2</sub>O par exemple, et pour certains il peut y avoir une sur-oxydation pour former des peroxydes ou superoxydes.

En présence **d'eau**, le lithium est **peu réactif** et donne un **hydroxyde** avec un **dégagement d'hydrogène**.

### En présence d'eau

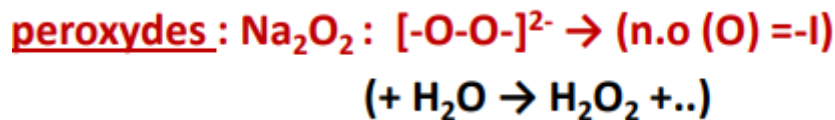


En ce qui concerne le sodium et le potassium, ce sont des **réactions violentes**. Le sodium solide est gris argenté et malléable. Quand on met en présence du sodium avec de l'eau il se produit un **feu** car il se produit aussitôt de la **soude** avec un **dégagement d'hydrogène** qui est telle qu'il y a **inflammation**. C'est une réaction **très exothermique**.

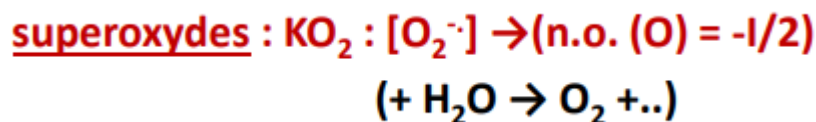


En labo quand on utilise du sodium sur du papier, il faut tremper le papier dans de l'alcool pour détruire ce sodium. En industrie le sodium est stocké en atmosphère inerte avec des gaz inertes ou dans des huiles qui apportent une inertie à la substance.

En présence de **dioxygène** on forme un premier **oxyde** et s'il y a une quantité d'oxygène qui est importante, ces oxydes ont tendances à se **sur-oxyder**. On va obtenir des **peroxydes** du type **Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**. Dans un peroxyde, le degré d'oxydation de l'oxygène est de **-I**, on a un enchaînement **oxygène-oxygène**.



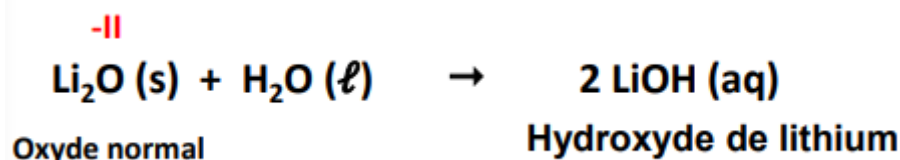
Pour le potassium, il ne forme pas le peroxyde mais il forme le **superoxyde**. On a un nombre d'oxydation qui est de  $-\frac{1}{2}$ . Dans tous les cas quand il y a oxydation, c'est une réaction **très exothermique**.



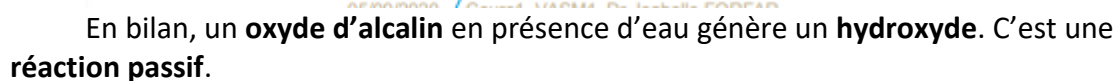
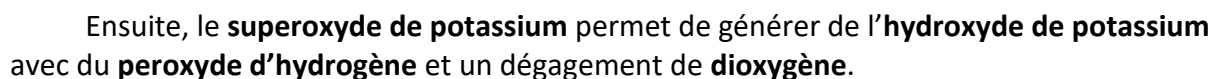
## II. Réactivité des dérivés oxygénés des alcalins

### A. Les oxydes ( $M_2O$ ), peroxydes ( $M_2O_2$ ), superoxydes ( $MO_2$ )...

A partir de ces dérivés oxygéné on peut former des substances qui sont très utilisées qui sont des **hydroxydes**. Par exemple, pour l'oxyde de lithium en présence d'eau on forme de l'**hydroxyde de lithium**.



Dans le cas du sodium, on a du **peroxyde de sodium** et en présence de celui-ci en milieu aqueux, on obtient de l'**hydroxyde de sodium** et du **peroxyde d'hydrogène** très réactif. Le peroxyde d'hydrogène ne sera **pas stable** car il sera en **milieu basique**.



Les hydroxydes sont beaucoup plus utilisés que les oxydes, mais pour arriver aux hydroxydes il faut les synthétiser.

La soude initialement est un **solide** qu'on peut trouver dans le commerce en forme de petite pastille **blanche/translucide** en fonction de la grosseur de la pastille. Elles sont **déliquescentes** (c'est-à-dire qu'elles absorbent de l'eau) et sont **caustiques** (détruisent les tissus organique). Si on en a sur les doigts, au départ on va sentir que cela est tout doux, en fait c'est la soude qui attaque nos doigts. Quand on aura lavé les doigts avec de l'eau, on pourra constater qu'on a les doigts fripés. Ceci est réversible mais reste dangereux. Il faut également faire attention aux solutions de soude, même si elles sont diluées. La soude est également **corrosif** car elle attaque les métaux.

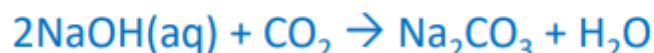
En présence d'acide chlorhydrique (HCl) ils **forment des sels**. NaOH en présence HCl donne du NaCl. C'est une réaction toute simple, si on la fait avec des solutions un peu concentrées (sans être trop concentrées) et qu'on touche le flacon on ressentira une chaleur car c'est une réaction **exothermique**.

## Formation de sels avec les acides

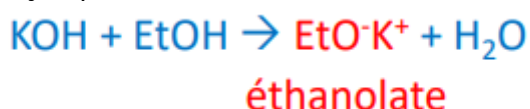


Quand on utilise une solution de soude et qu'on ouvre le flacon puis qu'on le referme, la soude a la propriété de se carbonater avec le dioxyde de carbone (on change donc les flacons lors de TP entre le matin et l'après-midi). La soude NaOH à l'air, en présence de CO<sub>2</sub>, forme du Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> qu'on ne verra pas car il est soluble dans la solution. Ce qu'on pourra observer c'est que le point d'équivalence ne sera pas le même que ce qu'on doit trouver.

**Difficiles de les conserver à l'air : carbonatation (ΔpH)**



On a une réaction avec les alcools. On va surtout utiliser KOH qui est plus soluble avec les alcools que NaOH (peu soluble dans les solvants organiques mais très soluble dans l'eau). En solubilisant KOH et de l'éthanol, on obtient de l'éthanolate qui est un bon réactif en chimie organique. C'est une bonne façon pour **amorcer une réaction**.

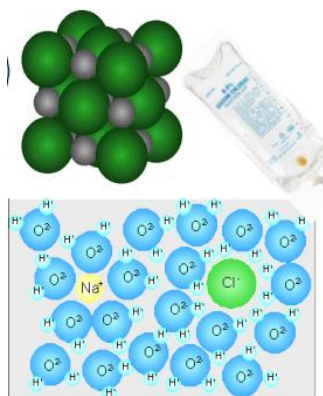


La soude est une substance qu'on retrouve dans le domaine de la savonnerie. En fonction de la qualité des savons, ils peuvent attaquer les mains car la soude n'a pas été bien enlever ou si il y en a trop. On retrouve aussi de la soude dans les déboucheurs liquides mais aussi en solution diluée dans l'industrie agro-alimentaire (épluchage chimique des pommes de terre). Si on se projette de la soude dans les yeux c'est les urgences.

### III. Les sels des métaux alcalins

#### A. Les halogénures d'alcalin (MX)

Les métaux alcalins sous la forme de MOH, NaOH par exemple, en **présence d'un acide génère un sel** (par exemple NaCl). Dans ces substances de type NaCl, on a une entité **alcalin** (de la colonne 1) et une entité **halogénure** (de la colonne 17). Il y a une très **grande différence d'électronégativité** entre les deux ions, donc on a une **liaison ionique** qui se forme entre les deux entités. Dans ce cas là on a un empilement à l'état solide des ions avec une alternance entre les ions Cl<sup>-</sup> (en vert) et les ions Na<sup>+</sup> (en gris), et, entre la liaison ionique s'établit. Cet empilement est très organisé et forme un **cristal ionique** qui est **très soluble** dans l'eau.



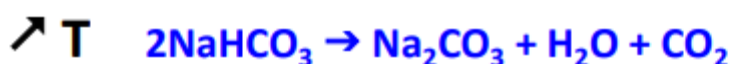
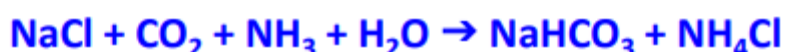
Cette liaison ionique est facilement rompue dans l'eau, on obtient alors une substance **totale**ment dissociée si la solution n'est **pas saturée**. Si la solution est **diluée**, la substance est dissociée, c'est-à-dire que chaque ion va être entouré de molécule d'eau.

Idem pour KCl ou KI qui par exemple, se retrouve dans les pastilles d'iode qu'on dispense pour les gens qui habite près des centrales nucléaires.

## B. Les carbonates ( $M_2CO_3$ ) et les hydrogénocarbonates ( $MHCO_3$ ) d'alcalins

Il y a d'autre sels important comme les **carbonates** et les **hydrogénocarbonates**. Les ions carbonates sont du  $CO_3^{2-}$ , il faudra donc deux ions alcalins pour compenser la charge (il faut écrire des substances électriquement neutres).

Les **hydrogénocarbonates** sont des **solides stables** comme l'**hydrogénocarbonate de sodium** (= bicarbonate de sodium noté  $NaHCO_3$ , retrouvé comme excipient). Cet hydrogénocarbonate de sodium peut être fabriqué à partir de  $NaCl$  en présence de  $CO_2$ , d'ammoniac et d'eau ce qui forme de l'hydrogénocarbonate de sodium avec un précipité de  $NH_4Cl$ .



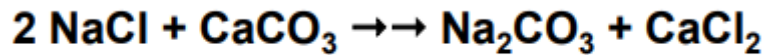
L'hydrogénocarbonate de sodium est **stable** sauf si on travaille en **température élevées**. À température élevée il va être **décarbonater** ce qui formera  $Na_2CO_3$  et de l'eau, avec un dégagement de dioxyde de carbone. On forme à ce moment là du **carbonate de sodium**.

L'hydrogénocarbonate de sodium est **stable** à l'état **solide** contrairement aux **alcalino-terreux**.

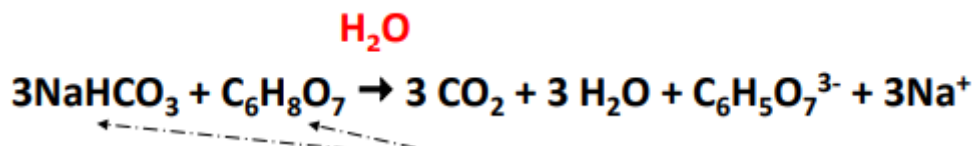
Pour les alcalins, les carbonates et les hydrogénocarbonates sont solubles dans l'eau. Ils sont très utilisés comme  $Na_2CO_3$  dans le verre, les savons textiles, additif alimentaire, régulateur de pH, anti-agglomérant.  $NaHCO_3$  est utilisé dans les agents levant, digestion, blanchiment des dents, effet tampons, absorbe les odeurs.

→ Synthèse du carbonate de sodium ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) : *procédé de Solvay*.

Le  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  peut être obtenu à partir de deux substances qui sont des **substances naturelles**,  $\text{NaCl}$  qui est du **sel** et  $\text{CaCO}_3$  qui est du **calcaire**. On obtient du **carbonate de sodium** et un sous produit qui est du **chlorure de calcium** qu'on ne sait pas trop utiliser. Dans certains endroits près des usines de fabrication de carbonate de sodium, le chlorure de calcium peut être de la **pollution** (plage d'Italie avec du sable blanc).



On trouve de l'**hydrogénocarbonate de sodium** et de l'**acide citrique** dans la constitution de certains comprimés comme dans l'effergal. Ce qui donne l'**effervescence** du comprimé. Les conditions pour qu'ils soient dans un comprimé effervescent sont qu'ils ne doivent pas réagir avec d'autres substances avant qu'ils soient **dissous** et qu'en **phase aqueuse** ils permettent de libérer du dioxyde de carbone et la substance que l'on souhaite obtenir.



L'hydrogénocarbonate de sodium est un peu **sensible** à l'**humidité**, c'est pourquoi dans les comprimés effervescent il y a des substances qui capturent l'humidité.

#### IV. Les ions alcalins dans l'organisme

$\text{Na}^+$  et  $\text{K}^+$  sont des éléments **majeurs** et **indispensables**. L'**électroneutralité** est toujours assurée par d'autres substances dans le corps humain (charges négatives des protéines...). Ils ont des **propriétés chimiques** qui vont être **similaires**, mais au niveau **biochimique** c'est **totalement différent**.

$\text{Na}^+$  est retrouvé majoritairement en milieu **extracellulaire** et  $\text{K}^+$  en milieu **intracellulaire**.

Au niveau des apports ils sont normalement **suffisants** pour  $\text{Na}^+$ , voire trop parfois. Il faut donc faire attention aux apports excédentaires de sodium.

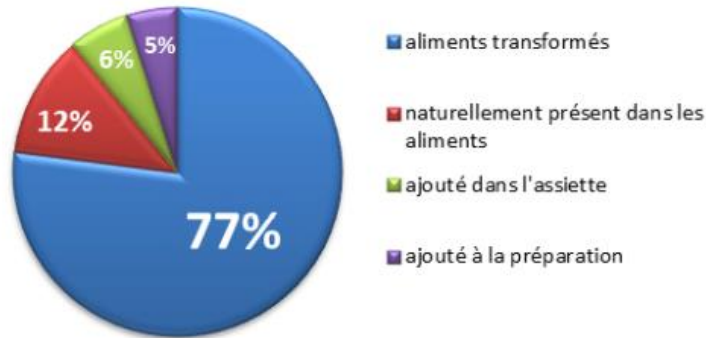
Au niveau du potassium, l'apport est beaucoup **moindre**, on en retrouve dans l'alimentation (lentilles, épinards, noix, bananes...).

On élimine facilement le potassium et on apporte moins de potassium que de sodium.

Les aliments transformés apportent 77% de sel, qui est un **exhausteur de goût**.



## Sources de sel

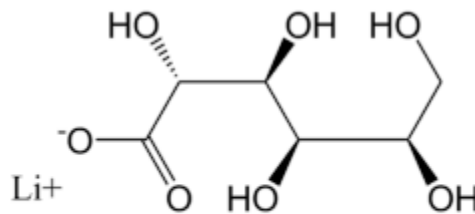


## V. Les alcalins : utilisations

### A. Lithium

On retrouve le **lithium** sous la forme de **carbonate de lithium**, ou de **gluconate de lithium**.

La solubilité des gros anions augmentent si la taille de l'ion alcalin diminue. On utilisera facilement du gluconate de lithium parce qu'il sera très soluble avec lithium car le lithium est très petit.



**Gluconate de lithium**

Ces substances sont utilisées contre les **psychoses maniaco-dépressives**, on ne connaît pas très bien le mécanisme d'action mais on s'aperçoit que ça fonctionne bien. Au Texas, il y avait un excédent de lithium dans les eaux et on c'est aperçu que les dépressions étaient moindres comparés à d'autres régions.

Le 7up dans sa première formulation contenait du citrate de lithium. Le lithium rendait les personnes "cool" ce qui était un argument de vente.

### B. Sodium

#### 1. **Principes actifs :**

Le sodium intervient dans les principes actifs sous forme de **chlorure** notamment dans les perfusions isotoniques qui permettent le maintien de la **volémie** et l'**équilibre hydroélectrique sanguin** (avec le NaCl qui est très soluble et donc facile à utiliser) . Il est également sous forme de **bicarbonate** comme **agent anti-acide**.

## 2. **Excipients**

- NaCl est un agent **isotonisant**,
- $\text{NaHCO}_3$  un **agent alcalinisant** (comprimés effervescents), agent abrasif et blanchissant (dentifrice)
- $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  et  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  sont des **agents tampons**.

## C. **Potassium**

### 1. **Principes actifs**

Sur le même principe, le potassium va se retrouver souvent dans des **agents tampons**, sous forme de **sels** pour le maintien de la **kaliémie**.

## 2. **Excipients**

Il est souvent utilisé pour les gens qui ne peuvent pas supporter les apports en sodium (ex patient faisant de l'hypertension).

Le **PBS (phosphate buffer)** est un tampon qu'on utilise pour les cultures cellulaires. Quand on utilise ce tampon, il faut noter quel est le fabricant car en fonction du fabricant la composition peut varier. C'est toujours les mêmes substances mais le pourcentage de chacune des substances peut être différent.