

---

# ARCHITECTURE DE LA MATIÈRE

## PARTIE 1

---

CHARLES TUCHENDLER



MPSI 4 – LYCÉE SAINT-LOUIS

ANNÉE 2019/2020



# Table des matières

CHAPITRE V	CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS	1
<b>I</b>	<b>Classification périodique des éléments</b>	<b>2</b>
I.1	Un peu d'histoire	2
I.2	Savoir lire la classification périodique des éléments	3
<b>II</b>	<b>Propriétés atomiques</b>	<b>5</b>
II.1	Grandeurs géométriques	5
II.1.a	Rayon atomique $R_{\text{at}}$	5
II.1.b	Rayon ionique	6
II.2	Grandeurs énergétiques	6
II.2.a	Potentiel d'ionisation	6
II.2.b	Affinité électronique	8
II.2.c	Echelles d'électronégativité	9
<b>III</b>	<b>Evolution et périodicité des propriétés chimiques</b>	<b>11</b>
III.1	Propriétés acido-basiques des oxydes	11
III.2	Caractère métallique, états physiques des corps purs simples	12
III.3	Comparaison entre alcalins et halogènes	12

## CHAPITRE V

## CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

## Sommaire

<b>I Classification périodique des éléments</b>	<b>2</b>
I.1 Un peu d'histoire	2
I.2 Savoir lire la classification périodique des éléments	3
<b>II Propriétés atomiques</b>	<b>5</b>
II.1 Grandeurs géométriques	5
II.1.a Rayon atomique $R_{\text{at}}$	5
II.1.b Rayon ionique	6
II.2 Grandeurs énergétiques	6
II.2.a Potentiel d'ionisation	6
II.2.b Affinité électronique	8
II.2.c Echelles d'électronégativité	9
<b>III Evolution et périodicité des propriétés chimiques</b>	<b>11</b>
III.1 Propriétés acido-basiques des oxydes	11
III.2 Caractère métallique, états physiques des corps purs simples	12
III.3 Comparaison entre alcalins et halogènes	12

# I Classification périodique des éléments

## I.1 Un peu d'histoire

### Histoire – Le tableau périodique

A Saint-Petersbourg, en 1869, le Professeur D. Mendeleïev propose de classer les éléments chimiques dans un tableau qui regroupe dans chaque colonne des éléments ayant des propriétés chimiques voisines.

A l'époque seuls 63 éléments chimiques sont connus et l'on ne dispose d'aucune information sur la structure de l'atome ni de modèle susceptible d'en décrire les propriétés. Il est remarquable de constater qu'à quelques exceptions près ce tableau est encore celui utilisé aujourd'hui.

### Méthode V.1 – Organisation du tableau périodique

Dans ce tableau, les éléments sont rangés de **gauche à droite** selon leur **numéro atomique croissant** pour rendre compte de la périodicité des propriétés chimiques des éléments et en particulier de leur valence, les électrons de valence correspondant aux électrons des couches périphériques de l'atome qui sont responsables des propriétés chimiques de l'atome.

La grande originalité de la démarche de Mendeleïev fut de **prévoir** l'existence d'éléments inconnus pour remplir des cases vacantes à l'époque qui ont été comblées depuis. Il prédit en outre les propriétés de ces éléments qu'il nomma en fonction de leur homologue inférieur en les faisant précéder du préfixe **éka**. En 1886, la découverte du Germanium fit la preuve éclatante de l'intérêt d'une telle classification.

Corps	Propriétés	éka-silicium $E_{Si}$	Germanium
Corps simples	Numéro atomique	32	32
	Apparence	gris foncé	gris clair
	Masse molaire ( $\text{g.mol}^{-1}$ )	72	72,6
	Masse volumique ( $\text{kg.m}^{-3}$ )	$5,50.10^3$	$5,35.10^3$
	Température de fusion ( $^{\circ}\text{C}$ )	élevée	937
Oxyde	Formule chimique	$E_{Si}O_2$	$GeO_2$
	Apparence	solide blanc	solide blanc
	Masse volumique ( $\text{kg.m}^{-3}$ )	$4,70.10^3$	$4,23.10^3$
	Caractère acido-basique	amphotère	amphotère
Chlorure	Formule chimique	$E_{Si}Cl_4$	$GeCl_4$
	Masse volumique ( $\text{kg.m}^{-3}$ )	$1,90.10^3$	$1.84.10^3$
	Température d'ébullition ( $^{\circ}\text{C}$ )	$< 100$	84

Tableau V.1 – Comparaison entre les prédictions de Mendeleïev sur l'éka-silicium et les propriétés réelles du germanium dans quelques cas particuliers.

La découverte des gaz dits **nobles** ou **rares** amena les scientifiques à rajouter une colonne à la classification périodique initiale des éléments. On découvrit notamment l'argon en 1894 et le radon en 1900.

Les derniers éléments découverts, tous radioactifs, ont été obtenus par bombardement de cibles métalliques constituées d'atomes de plus en plus lourds avec des flux de particules (neutrons, noyaux d'hélium ...) possédant des énergies de plus en plus importantes grâce aux imposants accélérateurs de particules.

## I.2 Savoir lire la classification périodique des éléments

### Méthode V.2 – Organisation plus précise du tableau périodique

La classification actuelle est un tableau constitué de **7 lignes** indexées de haut en bas par les lettres (K, L, M, ...), appelées **périodes**, et de **18 colonnes**, appelées **familles**, numérotées de **gauche à droite**. Elle contient 92 éléments naturels et une vingtaine d'éléments artificiels.

### Propriété V.1 – Structure du tableau périodique

- ★ Dans une même colonne, les éléments ont la **même configuration de valence** et donc des **propriétés chimiques proches** (1 : les alcalins, 17 : les halogènes, ...). On distingue alors 4 blocs (s, p, d et f) suivant la dernière sous-couche électronique occupée.
- ★ Le numéro atomique augmente d'une unité selon une période de gauche à droite.
- ★ Toutes les périodes se terminent par un gaz noble après lequel commence une nouvelle période.
- ★ Le nombre d'éléments varie d'une période à une autre :
  - la première période comporte deux éléments H et He,
  - la seconde et la troisième comptent huit éléments, (Klech.)
  - la quatrième (deux excep.) et la cinquième (bcp excep.) comportent dix-huit éléments,
  - la sixième et la septième comptent dix-huit éléments des blocs s, p et d, auxquels s'ajoutent les éléments du bloc f : les lanthanides (entre le lanthane  $_{57}\text{La}$  et l'hafnium  $_{72}\text{Hf}$ ) et les actinides (entre l'actinium  $_{89}\text{Ac}$  et le rutherfordium  $_{104}\text{Rf}$ ).

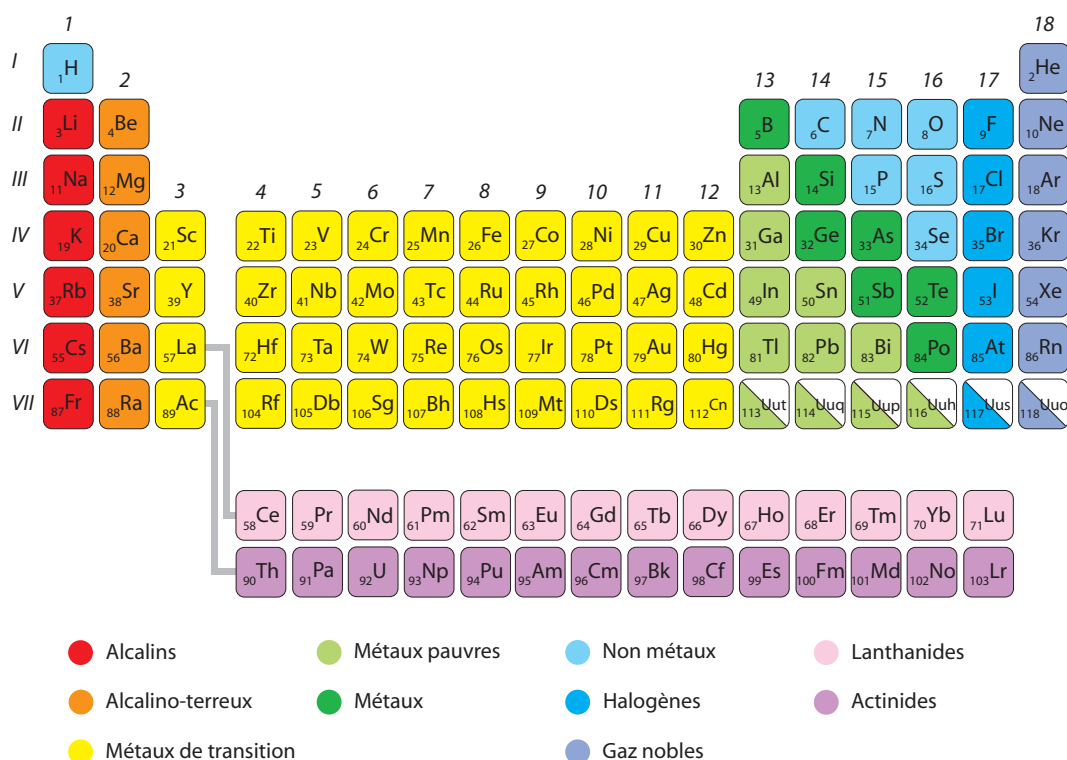


FIGURE V.1 – Classification périodique des éléments.

**Méthode V.3 – Retenir l'ordre des 18 premiers éléments du tableau périodique**

Deux phrases mnémotechniques pour retenir l'ordre des éléments des deuxième et troisième périodes.

- **L**ili **B**erce **B**ien **C**hez **N**otre **O**ncle **F**er**N**end
- **N**apoléon **M**ange **A**llègrement **S**ix **P**oulets **S**ans **C**laquer d'**A**rgent

**Définition V.1 – Métal**

Un corps simple peut être considéré comme **métallique** s'il est bon conducteur électrique et thermique. Sa conductivité électrique est une fonction décroissante de la température à l'inverse des corps simple non métallique pour lequel la conductivité électrique augmente avec la température.

**Définition V.2 – Famille chimique**

Les **familles chimiques** rassemblent des éléments aux propriétés chimiques voisines. Une famille rassemble souvent les éléments d'un même colonne :

- ★ Les **halogènes** donnent tous des précipités avec l'argent et le plomb.
- ★ Les **gaz nobles** sont des gaz monoatomiques dans les CNTP (conditions normales de température et de pression). Avec une dernière couche saturée, ils ont une grande inertie chimique, sont particulièrement stables et sont donc peu réactifs.
- ★ Les **alcalins** sont des matériaux mous et réducteurs. Ils perdent facilement un électron pour atteindre la structure électronique stable des gaz nobles. Ils sont très réactifs avec l'eau à froid pour former des oxydes et dégager du dihydrogène.

Remarque : classification selon UICPA (union internationale de chimie pure et appliquée) → [ptable.com](http://ptable.com)

- ★ 1 : alcalins,
- ★ 2 : alcalino-terreux
- ★ 3 (sauf l'actinium) et tous les lanthanides : terres rares
- ★ 14 : cristallogènes
- ★ 15 : pnictogènes
- ★ 16 : chalcogènes
- ★ 17 : halogènes
- ★ 18 : gaz rares

## II Propriétés atomiques

### II.1 Grandeurs géométriques

De part la nature du comportement des électrons autour du noyau, il est difficile de définir le rayon d'un atome ou d'un ion. On définit donc cette grandeur à partir de molécules ou de structures solides (métal, cristal ionique, ...).

#### II.1.a Rayon atomique $R_{at}$

##### Définition V.3 – Rayon atomique calculé

- ★ Le rayon d'une OA est la distance pour laquelle la densité de probabilité de présence de l'électron est maximale.
- ★ Le rayon atomique est le rayon de l'OA occupée la plus externe.

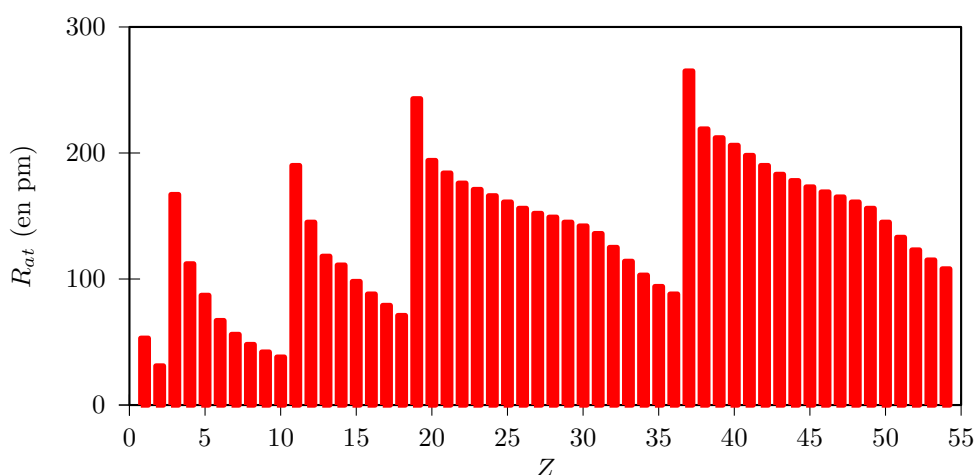


FIGURE V.2 – Evolution des rayons atomiques à travers le tableau périodique.

##### Expérience V.1 – On observe en pratique

- ★ Le rayon atomique augmente brusquement quand on passe de la fin d'une ligne au début d'une autre.
- ★ Le rayon atomique diminue quand on se déplace de gauche à droite sur une ligne.

##### Interprétation V.1 – Rayon atomique

- ★ Les électrons se répartissent sur des couches d'autant plus éloignées du noyau que  $n$  est grand. Sur une même ligne  $n$  reste constant alors que  $Z$  augmente donc l'attraction du noyau augmente.
- ★ Quand on se déplace d'une case vers le bas dans une colonne, le nombre quantique principal de la dernière sous-couche occupée augmente de 1 : les électrons externes occupent donc une sous-couche plus volumineuse et sont donc plus éloignés du noyau.
- ★ Lorsque le rayon atomique est grand, le nuage électronique périphérique interagit faiblement avec le noyau et pourra donc se déformer facilement.



### II.1.b Rayon ionique

#### Définition V.4 – Rayon ionique

Le **rayon d'un ion** est défini à partir de la distance  $d_{CA}$  entre le cation et l'anion d'un cristal ionique :

$$d_{CA} = R_{C^+} + R_{A^-}$$

La détermination de  $R_{C^+}$  et  $R_{A^-}$  nécessite des hypothèses que nous présenterons lors de l'étude des cristaux ioniques en cristallographie.

#### Propriété V.2 – Rayon ionique

★ Le **rayon moyen d'un cation** est toujours inférieur au rayon de l'atome neutre dont il est issu :

$$R_{Mg^{2+}} = 65 \text{ pm} < R_{at}(Mg) = 168 \text{ pm}$$

Plus l'ion porte de charges positives, plus son rayon est faible :

$$R_{Fe^{3+}} = 64 \text{ pm} < R_{Fe^{2+}} = 74 \text{ pm} < R_{at}(Fe) = 126 \text{ pm}$$

★ Le **rayon moyen d'un anion** est toujours supérieur au rayon de l'atome neutre dont il est issu :

$$R_{O^{2-}} = 140 \text{ pm} > R_{at}(O) = 47 \text{ pm}$$

Dans une famille, le rayon des ions de même charge diminue de bas en haut :

$$R_{Cs^+} = 167 \text{ pm} > R_{Rb^+} = 152 \text{ pm} > R_{K^+} = 138 \text{ pm} > R_{Na^+} = 97 \text{ pm} > R_{Li^+} = 72 \text{ pm}$$

$$R_{At^-} = 227 \text{ pm} > R_{I^-} = 220 \text{ pm} > R_{Br^-} = 196 \text{ pm} > R_{Cl^-} = 181 \text{ pm} > R_{F^-} = 133 \text{ pm}$$

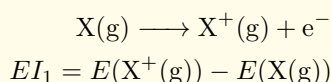
## II.2 Grandeurs énergétiques

Les grandeurs énergétiques sont exprimées en eV à l'échelle atomique et en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$  à l'échelle macroscopique (on rappelle que  $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ ).

### II.2.a Potentiel d'ionisation

#### Définition V.5 – Energie de première ionisation

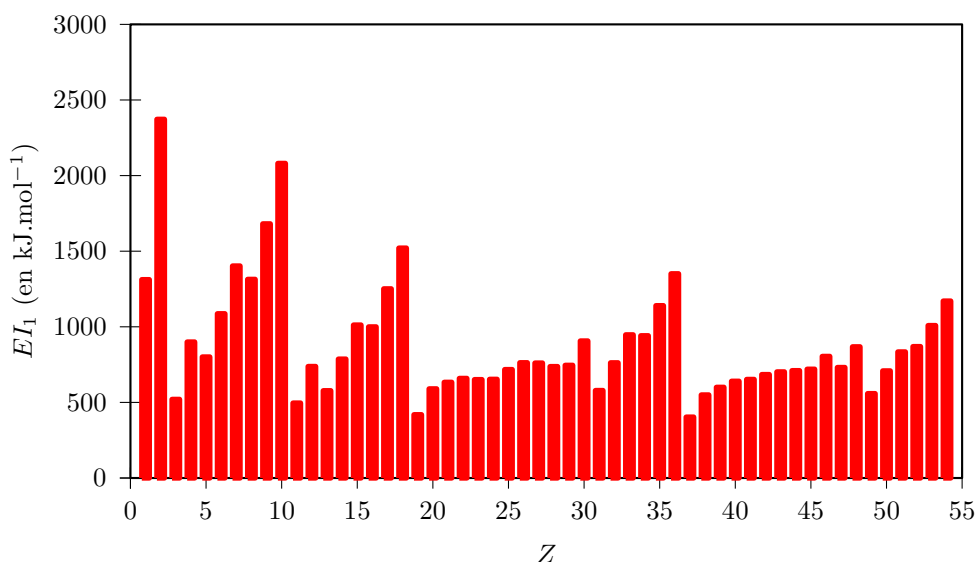
Le potentiel d'ionisation (PI), ou **énergie de 1<sup>ère</sup> ionisation**  $EI_1$ , est l'énergie minimale qu'il faut fournir à un atome dans son état fondamental pour lui arracher un électron. C'est donc l'énergie de la réaction :



Cette énergie correspond donc au départ d'un électron de la dernière sous-couche occupée (état lié) à l'infini (état de diffusion). L'énergie de 1<sup>ère</sup> ionisation est toujours positive et généralement exprimée en "eV" ( $96,5 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ).

#### Propriété V.3 – Energie de première ionisation

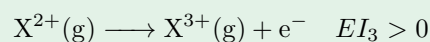
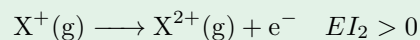
- ★ Plus il est difficile d'arracher l'électron, plus le potentiel d'ionisation est élevé.
- ★ C'est une grandeur positive car la réaction considérée est endothermique.

FIGURE V.3 – Evolution des énergies de 1<sup>ère</sup> ionisation à travers le tableau périodique.**Expérience V.2 – On observe en pratique**

- ★ L'énergie d'ionisation augmente globalement de gauche à droite dans une ligne et de bas en haut dans une colonne.
- ★ L'énergie d'ionisation augmente de la fin du bloc "d" au début du bloc "p".
- ★ L'énergie d'ionisation diminue au milieu du bloc "p".

**Interprétation V.2 – Energie de première ionisation**

- ★ Sur une colonne : un électron arraché occupe toujours le même type de sous-couche (s, p ou d). D'une ligne à l'autre,  $n$  augmente donc le rayon aussi et les électrons de cette sous-couche sont de moins en moins liés au noyau donc  $EI_1$  diminue.
- ★ Sur une ligne,  $n$  reste constant et  $Z$  augmente donc les électrons sont de plus en plus liés.
- ★  $EI_1$  est maximum pour les gaz nobles car la couche de valence est saturée ce qui lui confère une grande stabilité.
- ★  $EI_1$  est minimum pour les alcalins car il suffit d'arracher un électron pour obtenir la configuration du gaz noble le plus proche.
- ★  $EI_1$  est plus faible pour le bore que pour le béryllium ce qui peut s'expliquer par la stabilité particulière d'une sous-couche pleine (cas de  $B^+$ ).
- ★  $EI_1$  est plus forte pour l'azote que pour l'oxygène ce qui peut s'expliquer par la stabilité particulière d'une sous-couche demi-remplie (cas de l'azote) pour laquelle le spin est maximal (règle de Hund).

Ionisation successives :

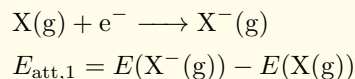
Pour le carbone,  $EI_1 = 11,3 \text{ eV}$ ,  $EI_2 = 24,4 \text{ eV}$  et  $EI_3 = 490 \text{ eV}$ .

$EI_k$  augmente successivement car lors d'une ionisation,  $Z = \text{Cte}$  et on arrache des électrons de plus en plus liés au noyau.

## II.2.b Affinité électronique

**Définition V.6 – Energie de premier attachement électronique**

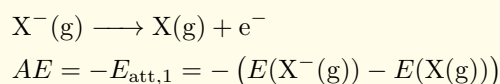
$E_{\text{att},1}$  est l'énergie mise en jeu pour **apporter un électron excédentaire à un atome à l'état gazeux dans son état fondamental** :

**Propriété V.4 – Energie de premier attachement électronique**

- ★ cette réaction peut être endothermique ou exothermique (le plus souvent exothermique, donc  $E_{\text{att},1} < 0$ ) ;
- ★ l'énergie associée est très difficile à mesurer, ce sont des calculs quantiques qui permettent de l'estimer.

**Définition V.7 – Affinité électronique**

L'**affinité électronique**  $AE$  correspond au processus inverse de l'attachement électronique :

**Propriété V.5 – Affinité électronique**

- ★ L'**affinité** mesure la **capacité d'un atome à garder un électron excédentaire**.
- ★ Plus l' $AE$  est grande, plus l'atome a tendance à capter facilement un électron.
- ★ En général,  $AE$  est positive c'est-à-dire que les atomes sont plus stables avec un électron excédentaire.

Cette grandeur est introduite de manière à travailler sur des valeurs positives plus faciles à manipuler.

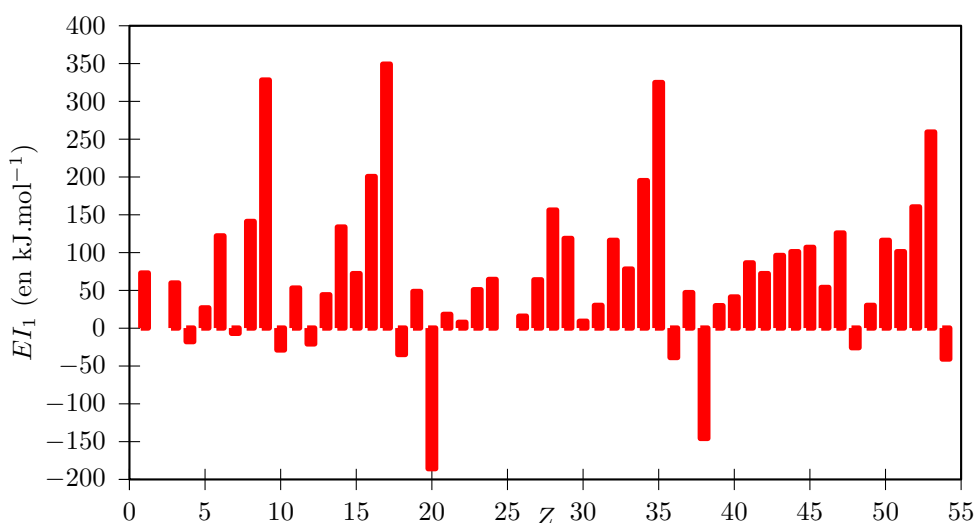


FIGURE V.4 – Evolution de l'affinité électronique à travers le tableau périodique.

**Expérience V.3 – On observe en pratique**

L'affinité électronique a tendance à augmenter lorsqu'on se déplace sur une ligne de la colonne 13 à la colonne 17. **Les atomes qui ont la plus forte affinité électronique sont les halogènes.**

**Interprétation V.3 – Affinité électronique**★ **A gauche de la classification périodique :**

- Les alcalins :  $AE > 0$  car ils complètent la sous-couche  $ns$  en gagnant un électron.
- Les alcalino-terreux :  $AE < 0$  car l'ajout d'un électron sur la sous-couche  $ns$  déjà saturée n'est pas favorable (l'électron supplémentaire est alors célibataire sur une sous-couche  $np$  ou  $(n-1)d$ ).

★ **A droite de la classification périodique :**

- Les gaz nobles :  $AE \leq 0$  car la sous-couche de valence est déjà saturée.
- Les halogènes :  $AE$  est maximum car il y a un gain de stabilité important pour l'anion qui présente alors la structure de valence d'un gaz noble.
- A noter les anomalies des colonnes 15 et 16 dues à la stabilité particulière d'une sous-couche à demi-remplie (de spin maximal).

**II.2.c Echelles d'électronégativité****Définition V.8 – Electronégativité**

L'**électronégativité**  $\chi$  est une grandeur sans dimension traduisant la capacité d'un atome à attirer les électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé.

**Propriété V.6 – Electronégativité**

Plus la valeur de  $\chi$  d'un atome est grande plus celui-ci est dit "électronégatif" et plus il attire à lui les électrons de la molécule dans laquelle il se trouve. **Attention ! Il ne faut pas confondre les notions d'électronégativité et d'affinité électronique.**

On dispose principalement de trois échelles d'électronégativité pour évaluer cette capacité.

**Définition V.9 – Différentes échelles d'électronégativité**

- ★ Celle de Mulliken, dite *électronégativité absolue* est parfaitement définie par la connaissance de  $E_{I_1}$  et de  $AE$  selon la formule suivante :

$$\chi_M = k \frac{EI + AE}{2}$$

où  $k$  est une constante égale à  $0,317 \text{ eV}^{-1}$ .

- ★ Celle de Pauling, elle aussi absolue, est définie à partir des énergies de liaison des molécules homo-nucléaires et hétéro-nucléaires selon la formule :

$$\chi_P = k'' \sqrt{E_{AB}^2 - E_{AA}E_{BB}}$$

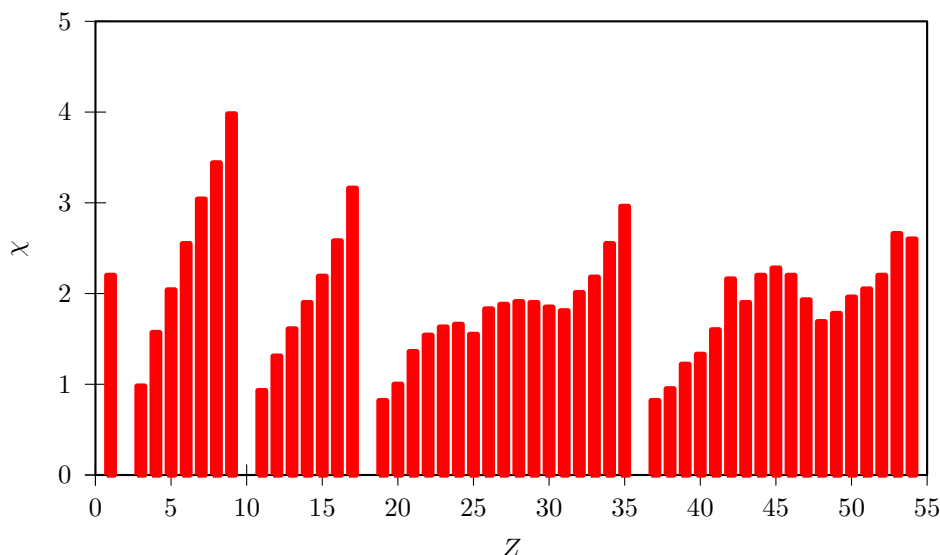


FIGURE V.5 – Evolution de l'électronégativité selon l'échelle de Pauling à travers le tableau périodique.

**Propriété V.7 – Evolution de l'électronégativité**

- ★ Il n'y a pas d'électronégativité pour les gaz rares car ces éléments ne participent pas à la formation de molécules.
- ★ L'électronégativité croît lorsqu'on se déplace de la gauche vers la droite et du bas vers le haut du tableau périodique.
- ★ Elle est maximum pour le fluor et minimum pour le francium.
- ★ Le caractère oxydant ou réducteur est lié à l'électronégativité : plus un atome est électronégatif plus il est oxydant.
- ★ L'écart  $\Delta\chi$  est à l'origine de la polarité des liaisons. Ex :  $\overset{+\delta}{\text{H}} - \overset{-\delta}{\text{Cl}}$  car  $\chi(\text{Cl}) > \chi(\text{H})$  et à l'existence de moments dipolaires.

Dans le cas de l'eau par exemple, l'électronégativité relative de l'oxygène et de l'hydrogène est telle que  $\chi(\text{O}) > \chi(\text{H})$  : les électrons de la liaison sont donc plus attirés par O que par H et sont donc plus proches de O que de H : on parle de *liaison polarisée*, c'est-à-dire de séparation des charges positives et négatives. Cette séparation de charges crée alors un *moment dipolaire*  $\vec{p}$  s'exprimant en Debye "D" avec  $1 \text{ D} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ C.m.}$

Pour chaque liaison O–H :

$$||\vec{p}|| = \delta e d_{OH}$$

où  $\delta$  est la charge partielle (sans unité  $< 1$ ),  $e$  la charge élémentaire du proton et  $d_{OH}$  la longueur de la liaison.

Le moment dipolaire total est la somme vectorielle des moments dipolaires de chaque liaison.

L'eau est donc une **molécule polaire** avec  $||\vec{p}_{eau}|| = 1,85 \text{ D}$  à  $20^\circ\text{C}$

- ★ Plus  $\Delta\chi$  est grand, plus la liaison présente un caractère ionique.
- ★ Plus  $\Delta\chi$  est faible, plus la liaison présente un caractère covalent.

### III Evolution et périodicité des propriétés chimiques

En raison de l'existence de couches et de sous-couches, les électrons d'un atome ne jouent pas tous le même rôle :

★ **Les électrons s et p** ont un rôle dominant dans les propriétés physiques et l'établissement des liaisons chimiques.

★ **Les électrons d**, qui appartiennent à une sous-couche plus profonde, ont un rôle déjà moins important.

★ **Les électrons f**, très profonds, ne participent que très peu aux interactions d'un atome avec l'extérieur.

#### Théorème V.1 – Evolution des propriétés chimiques

L'évolution des propriétés chimiques d'un élément à l'autre est forte si l'on ajoute un électron s ou p, plus faible si c'est un électron d et encore plus faible si c'est un électron f.

**Les éléments ayant le même nombre d'électrons s et p présentent donc des analogies marquées et on les range en groupe verticaux : les familles.**

Remarques :

★ les dix éléments correspondant au remplissage des orbitales d forment une série de transition. Il en existe trois (3d, 4d et 5d) au sein desquelles les propriétés évoluent peu.

★ les quatorze éléments correspondant au remplissage des orbitales f, en raison d'un rattrapage voisin de celui observé pour les orbitales d, sont appelés éléments de transition profonde et ont des propriétés extrêmement voisines. On en connaît deux familles : les lanthanides et les actinides.

#### III.1 Propriétés acido-basiques des oxydes

##### Propriété V.8 – Les oxydes : acides ou bases ?

Les éléments chimiques situés à gauche de la classification sont peu électronégatif (alcalins et alcalino-terreux) et donnent des oxydes basiques.

Les éléments chimiques situés à droite de la classification donnent des oxydes acides.

Quelques éléments (Be, Al, Ga, Sn et Pb) situés entre les deux et essentiellement semi-conducteurs donnent des oxydes amphotères (acides ou basiques).

On obtient le tableau suivant (à gauche les oxydes basique, à droite les oxydes acides et en gris les amphotères), ce qui permet de distinguer les métaux donnant des oxydes basiques des non-métaux donnant des oxydes acides.

Caractère basique augmente ↓	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		OF <sub>2</sub>
	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>4</sub> O <sub>10</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
	K <sub>2</sub> O	CaO	Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	GeO <sub>2</sub>	As <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SeO <sub>3</sub>	Br <sub>2</sub> O
	Rb <sub>2</sub> O	SrO	In <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SnO <sub>2</sub>	Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	TeO <sub>3</sub>	I <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
	Cs <sub>2</sub> O	BaO	Tl <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	PbO <sub>2</sub>	Pb <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		
<div style="text-align: center;">             → Caractère acide augmente Caractère covalent augmente           </div>							

FIGURE V.6 – Evolution du caractère acido-basique et du caractère covalent des oxydes au travers du tableau périodique.

### III.2 Caractère métallique, états physiques des corps purs simples

On peut utiliser la classification en ligne "ptable.com" ou au logiciel "WebElements".

On peut différencier deux types d'éléments dans la classification périodique :

- ★ Ceux dont le corps simple associé est un métal (80% des corps simples).
- ★ Ceux dont le corps simple associé **N'EST PAS** un métal (20% des corps simples).

#### Définition V.10 – Métal ou non métal

**Les métaux** sont les éléments se trouvant à gauche de B, Si, As, Te et At dans la classification périodique.

- ★ Un métal est caractérisé par sa conduction de l'électricité et de la chaleur ainsi que par son éclat métallique (fort pouvoir réflecteur). Les métaux sont en général malléables et ductiles <sup>a</sup>.
- ★ Le caractère métallique diminue de gauche à droite sur une ligne et augmente de haut en bas dans une colonne.
- ★ Au moins un oxyde d'un élément métallique a un caractère basique. Ex : MgO, Na<sub>2</sub>O ... (cf TP de chimie).
- ★ L'état physique des métaux à température et pression ambiantes est solide sauf pour le mercure.
- ★ Entre les métaux et les non-métaux, on trouve les semi-conducteurs.

Sont non-métalliques les éléments à droite de B, Si, As, Te et At.

- ★ Ce sont des isolants pour l'électricité et la chaleur.
- ★ Un non-métal a tous ses oxydes acides. Ex : SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub> ... (cf TP de chimie).
- ★ L'état physique des non-métaux à température et pression ambiantes est solide ou gazeux sauf pour le dibrome qui est liquide.

<sup>a</sup>. Qui peut être allongé, étiré, étendu sans rompre

### III.3 Comparaison entre alcalins et halogènes

	Alcalins	Halogènes
<b>Eléments</b>	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	F, Cl, Br, I, At
<b>Configuration électronique</b>	$ns^1$	$ns^2np^5$
<b>Réactivité</b>	Tendance à perdre un électron : $M^+$	Tendance à gagner un électron : $X^-$
	Electropositif	Electronégatif
	D'autant plus réducteur que $\chi$ est faible : Fr est plus réducteur que Li.	D'autant plus oxydant que $\chi$ est élevée : F est plus oxydant que I.
	Métaux	Non-métaux
<b>Composés formés</b>	MCl ; M <sub>2</sub> O ; MH ; MX	X <sub>2</sub> ; HX