

Chapitre 1 : Classification périodique des éléments chimiques

A- RAPPELS SUR LA CONFIGURATION ELECTRONIQUE D'UNE ENTITE CHIMIQUE

B- TABLEAU DE CLASSIFICATION DES ELEMENTS CHIMIQUES

1- Historique

2- Règles de construction

a- Périodes et colonnes dans le tableau de classification

b- *Notion de groupe d'un élément chimique*

c- Les familles chimiques

d- Les métaux et non métaux

3- Evolution des propriétés des éléments

a- Rayon atomique

b- Energie d'ionisation

c- Affinité électronique

d- Electronégativité

e- Degré d'oxydation

A- RAPPEL SUR LA CONFIGURATION ELECTRONIQUE D'UNE ENTITE CHIMIQUE

La matière est constituée de petites particules appelées atomes dont la taille et le poids sont caractéristiques des éléments qui les composent.

Ces atomes, par des associations, de type covalente, ionique ou dative, donnent naissance à des édifices moléculaires. Nous distinguons :

Corps purs simples : lorsque la molécule est formée par des atomes identiques.

Exemples: H₂, N₂, O₂, S₈.

- Corps purs composés : si les atomes constituant la molécule sont différents.

Exemples : H₂O, CO₂, SO₃, NH₃, CH₄.

I- La structure de l'atome

1- Modèle classique de l'atome (Rutherford)

Constitution de l'atome

Les progrès réalisés au 19^{ème} siècle par la recherche sur la constitution de la matière ont abouti au début du 20^{ème} siècle au 1^{ère} modèle cohérent de la structure de l'atome (Rutherford-Bohr). Selon ce modèle, l'atome est constitué d'une masse centrale positive (noyau) et des particules plus légères chargées négativement qui gravitent autour du noyau. Le noyau d'un atome n'est pas une particule élémentaire car il est constitué de nucléons **A** (neutrons et protons).

Les atomes d'un élément naturel peuvent différer par le nombre de neutrons, on les appelle dans ce cas des isotopes.

Exemple : l'hydrogène a trois isotopes

- ${}^1_1\text{H}$ A = 1, Z = 1, 1 proton et 1 électron hydrogène.
- ${}^2_1\text{H}$ A = 2, Z = 1 et N = 1 donc 1 proton et 1 électron deutérium.
- ${}^3_1\text{H}$ A = 3, Z = 1 et N = 2 donc 1 proton et 1 électron tritium.

Ce modèle très simple présenté par Rutherford ne permet pas d'interpréter la diversité des propriétés des atomes, leur valence et les caractéristiques de leurs spectres d'émission.

2- Modèle quantique de l'atome (Bohr)

En 1913 Niels Bohr proposa une interprétation qui s'appuie sur les travaux de Max Planck et postule que l'énergie de l'électron est quantifiée c'est-à-dire elle ne peut prendre que certaines valeurs appelées aussi niveaux d'énergie.

Remarque

Il faut cependant noter que ces résultats sont moins bons pour les atomes à plusieurs électrons du fait des interactions (électrons – électrons) et (noyau – électrons). En tenant compte de ces interactions, d'autres études ont été faites dans ce cas pour apporter des termes correctifs aux résultats de Bohr.

$$\boxed{E_n = -Z^{*2} \frac{1}{n^2} E_0} \quad \text{avec } Z^* = Z - \sigma ;$$

σ est appelé constante d'écran et sa valeur peut être trouvée par la formule approximative de Slater.

a- Couches, sous couches et orbitales :

Rappelons que l'état de l'électron dans l'atome est décrit par **n**, **l**, **m** et **s**.

Le nombre quantique principal **n** est un entier naturel non nul. Il représente la couche où se trouve l'électron, **l** nombre quantique secondaire décrit la sous couche, **m** nombre quantique magnétique décrit l'OA et **s** nombre de spin décrit l'orientation de l'électron.

- Pour une couche n, les électrons peuvent occuper plusieurs sous couches et orbitales caractérisées par les nombres quantiques **l** et **m**

$$0 \leq l \leq n-1$$

On désigne les différentes sous couches par des lettres :

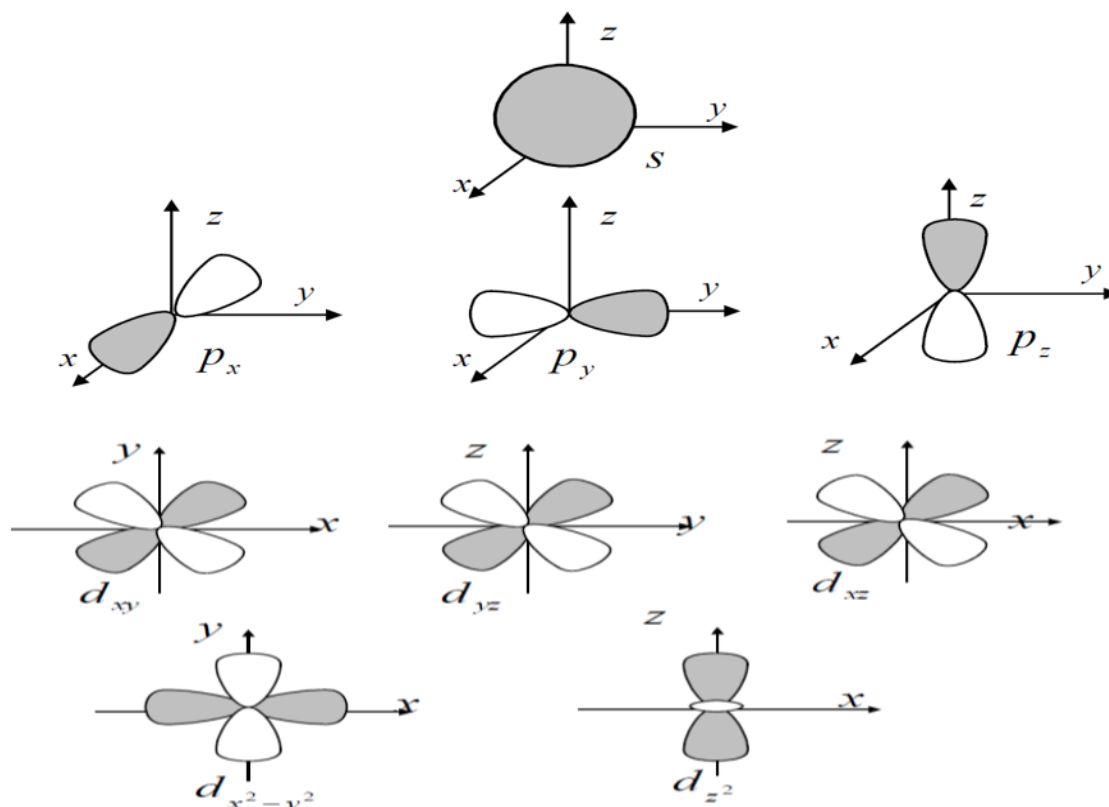
- s pour la sous couche $l = 0$.
- p pour $l = 1$
- d pour $l = 2$
- f pour $l = 3$

Le nombre quantique magnétique noté (m) avec $-l \leq m_l \leq l$,

Le nombre quantique de spin noté (m_s) avec $m_s = \pm 1/2$.

Applications :

b- Représentation spatiale de quelques OA



II- Configuration électronique

La configuration électronique d'un élément ou d'un ion est la répartition des électrons dans les différentes couches, sous couches et orbitales de l'atome.

Cette configuration s'établit en utilisant les différentes règles de remplissage : **Principe de la stabilité maximale, Règle de Klechkowski, Règle de Hund, Principe d'exclusion de Pauli**

a) **Principe de stabilité** : Les électrons occupent à l'état fondamental les niveaux d'énergie les plus bas ce qui confère à l'atome une énergie minimale et une stabilité maximale.

b) **Principe d'exclusion de Pauli** : Dans un même atome, deux électrons ne peuvent exister dans le même état quantique. En d'autres termes, si dans un même niveau d'énergie définie par n , deux électrons occupent la même orbitale définie par l et m alors obligatoirement ils se différencient par leur s .

Remarque

Ce principe limite à $2n^2$ le nombre maximum d'électrons dans une couche électronique définie par n .

c) **Règle de Hund** : Dans un même niveau d'énergie, les électrons tendent à

occuper toutes les orbitales définies par le même nombre quantique l avant de les saturer à deux. Pour des raisons de commodité, les orbitales sont représentées par des cases et les deux électrons qu'elles occupent par des flèches de sens contraires.

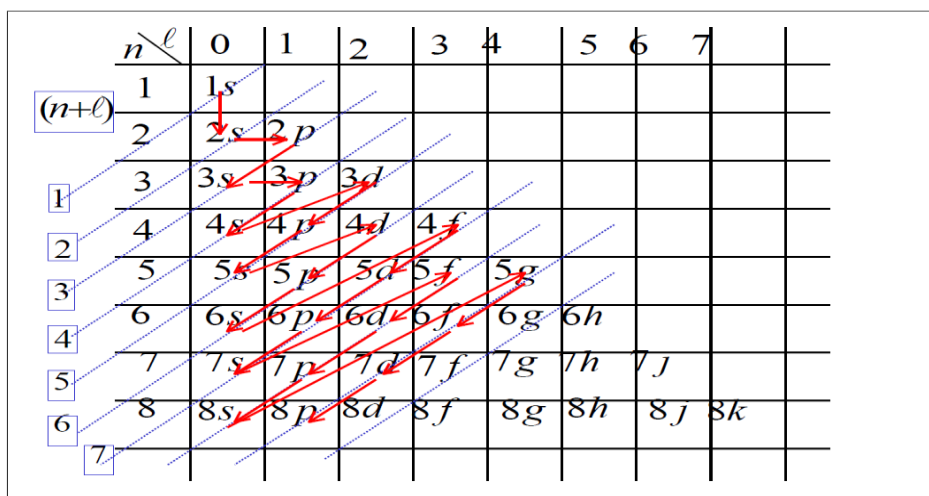
d) Règle de Klechkowsky

- ✓ L'ordre des énergies croissantes est l'ordre des valeurs croissantes de la somme $(n + \ell)$
- ✓ Si deux sous-couches correspondent à la même valeur de $(n + \ell)$, la sous-couche, avec la plus petite valeur de n , a l'énergie la plus basse.
- ✓ Les orbitales d'une même sous-couche ont la même énergie.

OA	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f
n																		
ℓ																		
$n + \ell$																		

La règle de Klechkowski implique donc que les électrons occupent successivement les sous-couches d'un atome dans l'ordre suivant :

$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p.$



Toutes ces règles nous permettent, en fin de compte de bien représenter la couche de valence de l'entité. Cette couche de valence est celle qui donne des informations sur les propriétés chimiques de l'entité et contient les électrons qui s'engagent dans des liaisons covalentes avec d'autres entités.

Exemples : Déterminer la structure électronique, identifier et représenter la couche de valence : P ($Z = 15$), Cu ($Z = 29$), Cr ($Z = 24$), Pt ($Z = 78$)

Remarque

Si l'élément est ionisé alors on augmente ou on arrache les électrons sur sa couche externe.

Exemple : P^{3-} ($Z = 15$), Cu^{2+} ($Z = 29$), Cr^{3+} ($Z = 24$), Au^+ ($Z = 79$)

[Ref]- Check out *SPECIAL Chem Int Jan 2019* — International Year of the Periodic Table (IYPT) — with contributions by Jan Reedijk, Natalia Tarasova, G.J. Leigh, Sigurd Hofmann, Eric Scerri, Juris Meija, Norman E. Holden, Tyler B. Coplen, Peter Mahaffy, Ian Mills, Roberto Marquardt, and more.

2- Règles de construction

La classification périodique, basée sur l'ordre des numéros atomiques, est organisée en fonction de la configuration électronique des atomes (règles de Klechkowski)

Elle est divisée en lignes ou périodes et en colonnes ou familles

	←←←←←←←←←←←←←←←←←←→→→→→→→→→→→→→→→→→→																					
	←←←←←←←←←←←←←←←←←←→→→→→→→→→→→→→→→→→→																					
K	H															He						
L	Li	Be													B	C	N	O	F	Ne		
M	Na	Mg													Al	Si	P	S	Cl	Ar		
N	K	Ca																		Br	Kr	
O																					I	Xe
P																					At	Rn

3- Périodes et colonnes dans le tableau de classification

Le tableau contient sept lignes horizontales appelées **périodes** dans lesquelles les éléments sont disposés de gauche à droite selon l'ordre croissant de leur numéro atomique Z . La période regroupe l'ensemble des éléments ayant la même couche externe. Le nombre quantique principal de la couche externe correspond au numéro de la période

Exemples : $N(Z=7)$, $Cr(Z = 24)$

Le tableau présente dix-huit colonnes ou lignes verticales ou rangs.

Les éléments définis par une colonne possèdent une configuration électronique identique de leur couche de valence. Ils ont des propriétés chimiques semblables.

Pour identifier la colonne ou rang d'un élément dans le tableau, il faut distinguer deux groupes d'éléments :

a/ les éléments de période inférieure ou égale à 3 : Leur configuration électronique est généralement du type $[GN]ns^xnp^y$.



b/ Les éléments de période supérieure à 3 : Ces périodes correspondent au remplissage de la sous-couche $(n-1)d$ en plus des sous-couches ns et np . Leur configuration peut être décrite sous la forme $[GN] ns^x(n-1)d^z np^y$

$$R = x + z + y$$

Applications : Ni (Z = 28), Ge (Z = 32)

4- Notion de groupe d'un élément chimique

La notion de groupe d'un élément est liée à la dernière sous couche remplie de l'élément chimique. **Il existe deux groupes A et B ; le numéro de l'élément dans le groupe est indiqué par un chiffre romain.**

a- Si la configuration externe de l'élément est de type ns^xnp^y , il appartient au groupe A : le nombre d'électrons sur cette couche indique le numéro du groupe qui est écrit en chiffre romain.

Le groupe des gaz rares est noté GVIIIA ou G0

Exemple : S (Z = 16) ; Mg (Z = 12) ; Kr (Z = 36)

Les éléments ayant une couche de valence de type $ns(n - 1)d$ sont les éléments du groupe B. Le numéro de l'élément dans le groupe est donné par le nombre d'électrons sur cette couche.

Exemple : V (Z = 23) : Mn (Z = 25) : Sc (Z = 21)

Cette règle présente deux exceptions :

- dans le cas où $(n - 1)d$ est totalement rempli (c'est-à-dire 10 e-), le numéro de l'élément est donné par les électrons de la sous couche ns.

Exemple

Ag (Z = 47) :

Hg (Z = 80) :

- le nombre d'électrons de la couche de valence $ns(n - 1)d$ est ≥ 8 , on a le groupe VIII c'est le groupe des triades.

Exemple

Fe (Z = 26) :

Co (Z = 27) :

Ni (Z = 28) :

5- Les familles chimiques

La classification périodique présente plusieurs séries d'éléments qui ont des propriétés chimiques (la couche de valence.....) et physiques semblables (propriétés métalliques, aspect

physique...). Ces séries d'éléments sont appelées **des familles d'éléments**. Elles peuvent appartenir à une même colonne ou à un même bloc.

Les principales familles chimiques

Les alcalins (colonne 1) : ns¹

Ce sont les éléments de la première colonne à l'exception de H. Il s'agit de ${}^3\text{Li}$, ${}^{23}\text{Na}$, ${}^{39}\text{K}$,... Ces éléments ont des comportements chimiques semblables. Ce sont des éléments très électropositifs et ont tendance à donner des ions M^+ . Ce sont des éléments chimiques métalliques d'où leur nom **métaux alcalins**

Aspect physique : dans les C.N.T.P., les métaux alcalins sont des solides mous présentant toutes les caractéristiques des métaux (éclat métallique, ductilité, malléabilité, conductibilité électrique et thermique).

En raison de leur réactivité, notamment envers l'oxygène et l'eau, ces éléments n'existent pas à l'état élémentaire. Le sodium et le potassium existent à l'état dissout ou solide, sous forme d'halogénures, de nitrates ou de carbonates. Le lithium, le rubidium et le césium se trouvent dans des minéraux silicatés.

Le francium est le seul élément de la famille radioactif ($T_{1/2} = 22$ min. Il est souvent retrouvé sous forme de traces dans les minerais de l'uranium et du thorium. Il peut être obtenu par réaction nucléaire à partir de l'actinium.

Ces métaux alcalins doivent être conservés dans des huiles (ex. paraffine).

Réaction avec l'eau et avec l'oxygène

Les alcalino-terreux (colonne 2) : ns²

Comme les métaux alcalins, ces éléments ont aussi une propriété métallique, on les appelle **les métaux alcalins**. Du point de vue chimique, ils présentent un seul degré d'oxydation (+2). Ils sont très électropositifs et forment des complexes de coordination à l'exception du béryllium

Aspect physique : Ces éléments sont caractérisés par une couleur argentée, une faible densité, une grande malléabilité, Leurs propriétés sont homogènes et relativement proches de celles des métaux alcalins. Le magnésium et le calcium sont les deux éléments les plus abondants. Comparable à celle des métaux alcalins, Ces métaux sont moins réactifs. Ils sont cependant réactifs avec l'eau et avec l'oxygène.

Le béryllium existe principalement dans des minerais silicatés. Les autres métaux existent sous diverses formes salines (dissoutes ou cristallisées), principalement des chlorures, des carbonates ou des sulfates. Le radium est l'élément radioactif de la famille ($T_{1/2} = 1600$ ans) qui accompagne l'uranium dans ses minerais.

Réaction avec l'eau et avec l'oxygène

Les pnictogènes ou famille VA

La famille des pnictogènes aussi appelé famille de l'azote correspond aux éléments du groupe VA. Il s'agit de Azote N, du Phosphore P, de l'Arsenic As, Antimoine Sb, du Bismuth Bi et du Moscovium, Mc. Ces éléments appartiennent au bloc p mais sont des éléments non métaux. Ces sont des éléments très stables grâce à leurs sous couche de valence p à moitié remplie

Aspect physique : L'azote sous forme gazeux est l'un des principaux constituants de l'air sous forme gazeux mais aussi dans les minerais sous forme de nitrate. Il existe deux types de phosphore : le phosphore blanc (odeur alliacée) mou comme de la cire et le phosphore rouge plus lourd et qui se transforme en phosphore blanc par condensation à pression ordinaire. Ces deux éléments sont les plus abondantes dans la nature. Les autres éléments de la famille (As, Sb, Bi), moins abondants existent sous forme d'oxyde et de sulfure.

Les chalcogènes (colonne 16) : ns^2np^4

La famille des chalcogènes compte à ce jour six éléments : trois non-métaux (O, S, Se), de deux métalloïdes (Te, Po) et d'un métal synthétique (Livermorium Lv).

L'oxygène est l'élément le plus abondant sur terre. Il existe dans l'air sous forme gazeuse mais aussi sous forme de silicates, de carbonates et de sulfates dans l'air, l'écorce terrestre et les mers.

Le soufre quant à lui existe dans les régions volcaniques sous forme de gros cristaux (fleur de soufre de couleur jaune citron). Il existe aussi dans le sous sol sous de sulfure (pyrite FeS_2 , galène PbS et blinde ZnS mais aussi de gypse $CaSO_4$). Le sélénium et le tellure accompagne le

soufre dans les minerais. Quant au polonium, il s'agit d'un élément radioactif, instable (^{210}Po : $T_{1/2} = 138$ jours)

Le sélénium et le tellure accompagnent le soufre dans ses minerais.

Quant au polonium, il s'agit d'un élément radioactif, instable (^{210}Po : $T_{1/2} = 138$ jours), découvert par Marie Curie (prix Nobel 1911).

Enfin, le Livermorium figure parmi les éléments dont la synthèse est récente correspondant au 116^{ème} élément.

Les halogènes (colonne 17) : ns^2np^5

La famille des halogènes se situe dans la dix- septième colonne de la classification périodique, dans le bloc p, très électronégatif. La famille des halogènes comprend les 5 éléments :

Fluor F ($Z=9$) ; Chlore Cl ($Z=17$) ; Brome Br ($Z=35$) ; Iode I ($Z=53$) ; Astate At ($Z=85$)

La famille des halogènes est très homogène et les propriétés chimiques des différents corps simples correspondant (sauf l'astate) sont très comparables avec une progression régulière du haut en bas de la classification.

Aspect physique : Ces éléments sont souvent à l'état diatomiques dans divers aspects. Le Fluore (jaunâtre) et le Chlore (jaune verdâtre), le Brome liquide rougeâtre volatil et l'iode cristaux reflet métallique. L'Astate est un élément radioactif instable.

Par suite de leur forte activité, les halogènes ne sont jamais à l'état libre, ils se trouvent à l'état de sels. Le fluor existe sous forme de fluorite (CaF_2), cryolithe (Na_3AlF_6) et fluoapatite ($\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$). Le chlore, le brome et l'iode se trouvent en général, sous forme de sels dissouts dans les eaux de mer et les lacs ou de dépôts salins suite à l'évaporation des étendues d'eau. L'astate est un élément radioactif (^{210}At : $t_{1/2} = 8.1$ h) et on le considère comme l'élément naturel le moins abondant sur terre. Le Tenessine est un élément, dont la découverte est récente.

Les gaz rares (ou inertes ou nobles) (colonne 18) : ns^2np^6

L'hélium, le néon, l'argon, le krypton, le xénon et le radon forment la famille des gaz rares, groupe « zéro » de la classification périodique des éléments chimiques. Tous monoatomiques, ces gaz sont caractérisés par leur très grande inertie chimique, d'où les qualificatifs de nobles ou d'inertes qui leur sont quelquefois donnés. Cette remarquable inertie s'explique par l'existence d'une couche électronique extérieure saturée, à deux électrons pour l'hélium, à huit pour les autres, configuration similaire à celle de nombreux ions stables (théorie de l'octet).

Dans la nature, ces éléments se trouvent exclusivement à l'état libre, principalement dans l'atmosphère. Leur obtention s'effectue par distillation fractionnée de l'air liquide. L'hélium est présent également dans les gisements gaziers. Le radon est quant à lui, un élément radioactif ($T_{1/2} = 3.8$ Jours), présent en très faible quantité dans les mines d'uranium et de radium. Sa radiotoxicité est directement liée à l'incidence des cancers chez les travailleurs des mines.

Les métaux de transition (colonnes 3 à 12) : $ns^2(n-1)d^x$ avec $1 \leq x \leq 10$ et $n \geq 4$

Les éléments ayant une sous-couche $(n-1)d$ non remplie sont appelés **éléments de transition**. Pour ces éléments, la couche $ns(n-1)d$ représente leur couche de valence.

Les éléments de transition se caractérisent par :

- Plusieurs degrés d'oxydation
- Ils sont très électropositifs
- des densités et des points de fusion très élevés
- certains d'entre eux présentent des propriétés magnétiques remarquables telles que le ferromagnétisme ou la supraconductivité.

Exemples de (V, V^{2+}, V^{5+}) ; (Fe, Fe^{2+}, Fe^{3+}) ; (Cu, Cu^+, Cu^{2+})

Remarque :

D'après l'IUPAC les métaux de transition sont les éléments des groupes 3 à 11 du tableau périodique. Les éléments du groupe 12 — zinc $_{30}Zn$, cadmium $_{48}Cd$, mercure $_{80}Hg$ et copernicium $_{112}Cn$ — en sont exclus : ces derniers forment en effet des liaisons avec les électrons de leur sous-couche ns , laissant leur sous-couche $(n-1)d$ complète, avec 10 électrons.

Les lanthanides et les actinides: $ns^2(n-1)d^{10}(n-2)f^y$ avec $1 \leq y \leq 14$ et $n \geq 6$

4f (terres rares ou lanthanides); 5f (actinides)

Le groupe des lanthanides est constitué par quinze éléments dans la classification périodique des éléments chimiques de Mendeleïev. Ils occupent dans ce tableau une position particulière, puisque tous sont paradoxalement réunis dans une même case, ce qui conduit à l'écriture d'une ligne supplémentaire, en dehors du tableau, tout comme pour le groupe des actinides.

Les lanthanides ont des propriétés chimiques voisines à celles des alcalino-terreux ; on les appelle les métaux rares. Ils existent sous forme d'oxyde ; ce sont des métaux blancs brillants et relativement mous.

Les actinides sont des métaux lourds dont le numéro atomique est compris entre 89 (actinium, dont les actinides tirent leur nom) et 103 (lawrencium). Ces 15 éléments possèdent des propriétés chimiques semblables aux lanthanides, au-dessous desquels ils sont situés dans le tableau périodique des éléments. Ces éléments radioactifs peuvent être naturels ou produits artificiellement lors des réactions nucléaires de fission. Tous les isotopes des actinides ont naturellement tendance à être instables et se désintègrent facilement lorsqu'ils sont bombardés par des faisceaux de particules.

Le tableau périodique des éléments chimiques est présenté avec des étiquettes de groupes et de blocs. Les groupes sont étiquetés en haut : 1 (ALCALINS), 2 (ALCALINO-TERREUX), 13 (CHALCOGENES), 14 (HALOGENES), 15 (GAZ RARES), 16, 17, et 18. Les blocs sont étiquetés : METAUX DE TRANSITION (couvertures 3 à 12), LANTHANIDES ou TERRES RARES (couvertures 3 à 12, en dessous), et ACTINIDES (couvertures 3 à 12, en dessous). Les éléments artificiels sont marqués avec une étoile (★).

	1	2		13	14	15	16	17	18										
K	H								He										
L	Li	Be							Ne										
M	Na	Mg	METAUX DE TRANSITION																
N	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
O	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc★	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
P	Cs	Ba	LANTHANIDES ou TERRES RARES										Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Q	Fr	Ra	ACTINIDES																
			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★		

★ artificiel

6- Bloc d'un élément chimique

Le tableau périodique est composé de quatre grands ensembles d'éléments appelés blocs qui correspondent au remplissage des sous couches s, p, d et f. Le bloc d'un élément chimique est lié à la dernière sous-couche remplie dans sa configuration électronique.

- Les éléments du bloc s

Le bloc s correspond aux éléments dont la dernière sous-couche remplie est de type s. Il correspond respectivement à la famille des métaux **alcalins (IA)** (cation de type M^+) et

des métaux **alcalino-terreux (IIA)** (cation de type M^{2+}). Ce sont les éléments les plus électropositifs.

- Les éléments du bloc p

Ils concernent les colonnes 13 à 18. Le bloc p correspond au remplissage de la sous couche p (p^1 à p^6), il est constitué de **métaux**, **non métaux** et de **métalloïdes** tels que l'arsenic ou le germanium. Dans ce bloc on retrouve la famille des **chalcogènes** et celle des **halogènes**. **Ces deux familles sont formées d'éléments très électronégatifs avec un seul degré d'oxydation (-II) pour les chalcogènes et (-I) pour les halogènes**. On retrouve également la famille du groupe « zéro » c'est à dire celle des gaz rares qui sont très stables chimiquement.

- Les éléments du bloc d

C'est le bloc de la famille des **métaux de transition**, composé de dix colonnes (d^1 à d^{10}), c'est-à-dire le **groupe B**. Ces éléments sont très électropositifs et présentent plus degrés d'oxydation.

- Les éléments du bloc f

Ces éléments du bloc f sont placés sous les trois blocs accolés s, p et d. Il s'agit de la famille des **lanthanides ou terres rares** $4f^1$ à $4f^{14}$ (dont le premier élément est le lanthane) et de la famille des **actinides** $5f^1$ à $5f^{14}$ (dont le premier élément est l'actinium).

Au-delà de l'uranium (le dernier élément naturel) dans la famille des actinides, on aborde les **transuraniens**, c'est à dire des éléments artificiels, élaborés à partir de 1945.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
K	H																	He
L	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
M	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
N	K	Ca															Br	Kr
O																	I	Xe
P																	At	Rn
	1	2	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	1	2	3	4	5	6
	bloc s		bloc d										bloc p					

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
La														
Ac		U												

un bloc interne : **bloc f**

7- Les métaux et non métaux

Les éléments à caractère métallique occupent les parties extrêmes gauches et centrales du tableau).

On distingue 3 familles importantes : les métaux **alcalins** (GIA), les métaux **alcalino-terreux** (GIIA), les **éléments de transition** (GB). Les lanthanides et les actinides sont également des métaux.

Les métaux sont des éléments très électropositifs ; ils ont tendance à s'oxyder c'est-à-dire à perdre des électrons dans les réactions chimiques pour donner des cations.

Exemples (Ex: $\text{Na}[1s^22s^22p^63s^1]$ donne Na^+)



Ils existent naturellement sous forme de minerai (les cations métalliques s'associant à d'autres éléments pour former des roches). Leurs oxydes sont souvent basiques.

Remarque :

Il existe un moyen d'identifier si un élément du bloc p est un métal, par la règle de Sanderson « *Règle de Sanderson: Un élément est métallique si le nombre d'électron de sa couche de n le plus élevé est inférieur ou égal au numéro de sa période.* »

Mais la règle (empirique) de Sanderson n'est pas parfaite...

Si on peaufine, on peut considérer que, sur les 4 éléments hors hydrogène pour lesquels il y a égalité (l'aluminium, le germanium, l'antimoine, le polonium), seul l'aluminium est un vrai métal, et les trois autres non...

Applications : Identifier, en utilisant la règle de Sanderson, les métaux et les non métaux
 ${}_{12}\text{Mg}$, ${}_{15}\text{P}$, ${}_{39}\text{Y}$

Remarque : Parmi les métaux, il y'a aussi des éléments appelés métaux pauvres. Il s'agit de Al, Ga, In, Tl, Sn, Pb, Bi et Po. Hormis l'aluminium, ils sont plutôt mous, avec une température de fusion et d'ébullition inférieure à celles des métaux de transition ainsi qu'une électronégativité plus élevée.

Les éléments à caractère non-métallique : On distingue 5 familles importantes : Les **gaz rares** (colonne 18) les **halogènes** (colonne 17), les **chalcogènes** (colonne 16), les **pnictogènes** (colonne 15) et les **carbonides** (colonne 14).

Parmi ces familles, on distingue celles qui sont très électronégatives : **halogènes** et **chalcogènes**. Ils ont tendance à capter des électrons supplémentaires dans les réactions chimiques pour atteindre la configuration électronique du gaz rare qui les suit aboutissant à la formation d'anions. Leurs oxydes ont un caractère acide.

(Ex: Cl $[3s^23p^5]$ donne Cl^-)

$^{79}_{34}Se$: $4s^24p^4$ donne Se^{2-}

Les métalloïdes forment donc une bande oblique dans le tableau périodique entre les métaux et les non-métaux. Les métalloïdes sont des éléments chimiques qui ne peuvent être classé ni dans les métaux ni dans les non-métaux. Leurs propriétés physiques et chimiques sont intermédiaires entre celles des métaux et des non-métaux, ils appartiennent au bloc p.

- Bore ${}_5B$ (IIIA)
- Silicium ${}_{14}Si$ (carbonide)
- Germanium ${}_{32}Ge$ (carbonide)
- Arsenic ${}_{33}As$ (pnictogène)
- Antimoine ${}_{51}Sb$ (pnictogène)
- Tellure ${}_{52}Te$ (chalcogène)
- Astate ${}_{85}At$ (halogène)

Les métalloïdes sont caractérisés par les propriétés suivantes: leurs oxydes sont généralement amphotères; ils se comportent comme des semiconducteurs (notamment le bore, le silicium et le germanium).

a : *Métal pauvre - Définition et Explications - Techno-Science.net* <https://www.techno-science.net/glossaire-definition/Metal-pauvre.html>

b : *Article détaillé sur les métaux — Métaux stratégiques R2* <https://loreexplor.istex.fr/udl-r21>

c : *Les métaux, les non-métaux et les métalloïdes - Alloprof* <https://www.alloprof.qc.ca/eleves/sciences/les-gr...>

<https://www.alloprof.qc.ca/fr/eleves/bv/sciences/les-groupes-metaux-non-metaux-et-metalloides-s1126>

d : *Actinides-découverte-XXe-siècle.pdf – CEA Commissariat à l'Energie Atomique* <https://www.cea.fr/Documents/monographies>
<https://www.cea.fr/Documents/monographies/Actinides-d%C3%A9couverte-XXe-si%C3%A8cle.pdf>

IV Etude de l'évolution des propriétés des éléments chimiques dans le tableau de classification périodique :

Ces propriétés sont essentiellement de caractère physique. Il s'agit du rayon, de l'énergie d'ionisation, de l'affinité électronique et des différents degrés d'oxydation que peut prendre un élément chimique.

1°/ Rayons d'une entité

a- Rayon atomique

Le **rayon atomique** mesure la taille des atomes d'un élément chimique. C'est la distance moyenne entre le centre du noyau et la position de l'électron le plus externe du nuage électronique qui l'entoure.

Sa valeur est souvent comprise entre 30 et 300 pm (de 0,3 à 3 ångströms). Le rayon atomique est donc plus de 10 000 fois plus grand que le noyau atomique. Il dépend de l'intensité de l'attraction entre les électrons et le noyau. En effet l'augmentation de l'attraction nucléaire rétrécit le rayon.

Dans le tableau de classification périodique, le rayon atomique diminue sur une période quand le numéro atomique Z augmente, il croît sur une colonne quand le numéro atomique Z augmente.

D'où la formule empirique :

$$r = \frac{n^*^2}{Z^*_{\text{eff}}} \cdot a_0$$

Exemple :

$$\begin{array}{llll} r_{Li} = 1,23\text{\AA}, & r_{Be} = 0,91\text{\AA}, & r_B = 0,82\text{\AA}, & r_C = 0,77\text{\AA}, \\ r_{Na} = 1,54\text{\AA}, & r_K = 2,03\text{\AA}, & r_{Rb} = 2,16\text{\AA} & \end{array}$$

Dans le cas des éléments de transition, on note une irrégularité dans l'évolution du rayon atomique. En effet, des éléments de transition d'une même période ont des valeurs du rayon presque identiques.

Cette anomalie est aussi observée au niveau des lanthanides et des actinides. Dans ces deux familles, les électrons supplémentaires s'ajoutent sur des sous-couches nd ou nf qui sont internes.

Exemple :

$$r_{Mn} = 1,17\text{\AA}, \quad r_{Fe} = 1,17\text{\AA}, \quad r_{Co} = 1,16\text{\AA}, \quad r_{Ni} = 1,16\text{\AA}, \quad r_{Cu} = 1,17\text{\AA}$$

b- Rayons ioniques :

La formation d'un ion à partir d'un atome s'accompagne d'une variation importante de volume.

Quand un atome perd des électrons, l'effet d'écran diminue et donc la charge effective augmente. La force d'attraction exercée par le noyau sur les électrons augmente ce qui diminue son volume. **Donc le rayon du cation A^{n+} diminue par rapport à son atome A dont il dérive.**

Quand il gagne des électrons, l'effet d'écran augmente donc la charge effective diminue. La force attractive du noyau sur les électrons diminue d'intensité ce qui augmente son volume.

Donc le rayon de l'anion B^{m-} sont au contraire, plus volumineux que l'atome neutre B ; le rayon anionique est donc plus grand que celui de l'atome neutre correspondant.

Exemple :

$$\begin{array}{llll} r_{Li} = 1,23\text{\AA}, & r_{Al} = 1,25\text{\AA}, & r_F = 0,64\text{\AA}, & r_S = 1,04\text{\AA} \\ r_{Li^+} = 0,48\text{\AA}, & r_{Al^{3+}} = 0,52\text{\AA}, & r_{F^-} = 1,36\text{\AA}, & r_{S^{2-}} = 1,84\text{\AA} \end{array}$$

Remarques

Dans le cas d'entités isoélectroniques, si C , A^{n+} et B^{m-} ont la même structure électronique alors : $r_{A^{n+}} < r_C < r_{B^{m-}}$

Exemple

$$Ne \ (Z = 10): 1s^2 2s^2 2p^6$$

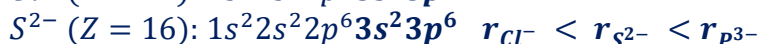
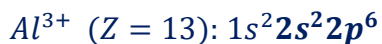
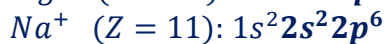
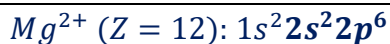
$$F^- \ (Z = 9): 1s^2 2s^2 2p^6$$

$$Na^+ \ (Z = 11): 1s^2 2s^2 2p^6$$

$$r_{Na^+} < r_{Ne} < r_{F^-}$$

- Si des cations ont la même structure électronique alors celui qui a la charge la plus élevée aura le rayon le plus petit. On obtient le contraire dans le cas des anions.

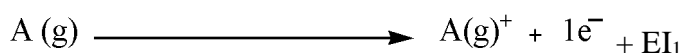
Exemples



2*/ Energie d'ionisation

La première ionisation appelée aussi potentiel de première ionisation est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome isolé à l'état gazeux. Il peut être exprimé en eV, Kcal/mol ou KJ/mol.

$$1\text{ev} = 96,5\text{KJ/mol.}$$



Dans une période EI augmente avec Z. Cependant, on a quelques irrégularités

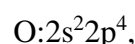
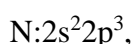
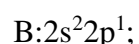
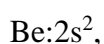
	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
EI (eV)	5,39	9,32	8,30	11,26	14,54	13,61	17,41	21,54

On note, dans une même période, une inversion dans l'évolution des valeurs de EI entre l'élément du groupe IIA et l'élément du groupe IIIA d'une part et entre l'élément du groupe VA et l'élément du groupe VIA

Rappelons que l'EI est d'autant plus élevée que l'entité est stable.

Cette anomalie est due au fait que l'élément du groupe IIA est plus stable (car contenant deux électrons appariés dans sa couche externe) que l'élément du groupe IIIA (qui contient un électron célibataire dans sa couche externe).

Dans le deuxième cas, l'élément du groupe VA est plus stable (sa couche externe est à moitié remplie) que l'élément du groupe VI (qui contient deux électrons libres dans sa couche externe).



Dans une colonne EI diminue lorsque Z augmente

	Li	Na	K	Rb	Cs
	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$
EI (KJ/mol)	519,9	495,6	418,5	402,8	375,5

Remarque : au lieu d'arracher un seul électron, on peut arracher 2, 3, 4 électrons, on parle alors d'énergie de 2^{ème}, 3^{ème} ou 4^{ème} ionisation.

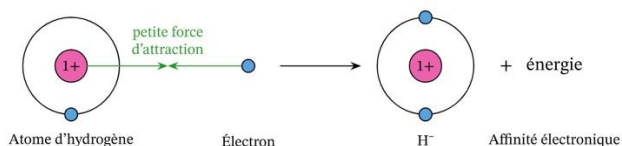
En général pour un même élément, on $EI1 < EI2 < EI3 \dots$ Cette tendance s'explique par l'augmentation de l'attraction du noyau sur les électrons périphériques restants.

Généralement l'évolution de l'énergie d'ionisation dans le tableau périodique est l'inverse à celle du rayon atomique

4°/ Affinité électroniques

Définition : Affinité électronique d'un atome

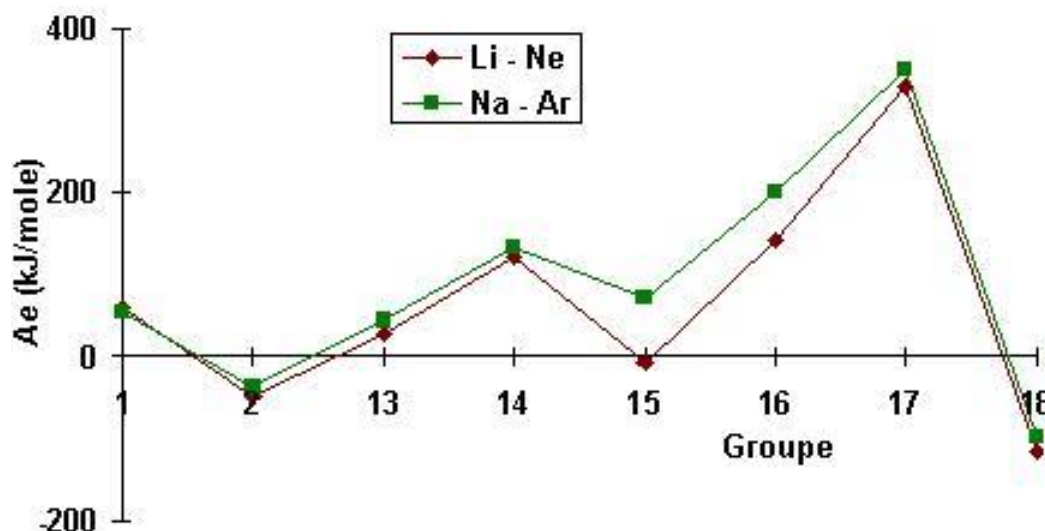
L'affinité électronique, parfois notée AE, est la quantité d'énergie dégagée à la suite de la capture d'un électron par un atome isolé à l'état gazeux pour former un ion négatif.



L'affinité électronique est généralement positive. Lorsque sa valeur est négative ou nulle on dit que l'élément n'a pas d'affinité électronique.

C'est une grandeur expérimentale qui fournit des renseignements beaucoup moins précis que l'énergie de première ionisation.

L'affinité électronique augmente en traversant une période de gauche à droite mais varie très peu en descendant une famille (faible écart entre les courbes).



La famille des alcalins, qui complète la sous couche s par addition d'un électron présente une affinité électronique positive.

Les deux familles, alcalino-terreux et gaz rares ont des affinités électroniques négatives (**on ne connaît pas par exemple d'anion Mg^- ou Ar^-**) car la sous-couche s pour les premiers et p pour les seconds est complète et l'ajout d'un électron dans la sous couche suivante n'est pas stabilisant, bien au contraire. Pour ces deux colonnes on dit que l'affinité n'existe pas.

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
AE(KJ/mol)	60	-240	83	123	0	141	332	-29

Pour la famille des pnictogènes, la sous couche p est à moitié remplie donc une stabilité maximale. Les éléments de ce groupe n'ont pas besoin d'électrons pour se stabiliser. Leur affinité est donc nulle.

Les chalcogènes (colonne 16) et les halogènes (colonne 17) ont la plus grande affinité électronique puisqu'ils obtiennent la configuration du gaz rare en fixant deux ou un électron.

5°/ L'électronégativité (E.N ou χ)

C'est la tendance qu'a un élément à attirer le doublet électronique vers lui dans une liaison covalente avec un autre élément.

Dans une molécule de type AB, si A est plus électronégatif que B, le doublet de liaison sera “ tiré ” vers A.

Cette notion permet de prévoir le caractère de la liaison chimique que 2 éléments peuvent contracter :

- Si les électronégativités sont voisines, la liaison sera covalente,
- Si les électronégativités sont très différentes, la liaison prend un caractère ionique.

Parmi les échelles de classement proposées, celle de Mulliken et celle de Pauling sont les plus simples et les plus connues.

❖ Echelle de Mulliken

Il a proposé de prendre comme électronégativité d'un atome la moyenne arithmétique de son énergie d'ionisation et de son affinité électronique:

$$\chi = 0,317 \times \frac{A_e + E_I}{2}$$

❖ Echelle de Pauling

Pour évaluer la différence d'électronégativité des éléments A et B, Pauling utilise les énergie de dissociation des molécules A₂, B₂, AB.

$$\Delta\chi_{AB} = 0,102 \times (E_{AB} - (E_{AA} \times E_{BB})^{1/2})^{1/2}$$

où E_{AB}, E_{AA} et E_{BB} sont les énergies de liaison des molécules diatomiques A-B, A-A et B-B. Le coefficient 0,102 provient de l'unité utilisée pour les valeurs d'énergies (initialement en eV) qui doivent, dans cette formule, être exprimées en kJ mol⁻¹.

L'échelle dite de Pauling est basée sur l'attribution d'une électronégativité de $\chi_H = 2,1$ et $\chi_F = 4,0$

Le fluor est l'élément le plus électronégatif du tableau périodique.

$$\chi_P = 1,35\sqrt{\chi_M} - 1,37$$

Dans une colonne, l'électronégativité diminue lorsque Z augmente.

Dans une période (= ligne) l'électronégativité augmente lorsque Z augmente.

- à la droite du tableau périodique on rencontre les éléments les plus électronégatifs : ce sont les **non métaux** (ils ont tendance à attirer les électrons lorsque des atomes de ces éléments sont engagés dans une liaison chimique) sauf les gaz rares.

- à la gauche du tableau périodique on rencontre les éléments les moins électronégatifs : ce sont les métaux (ils ont tendance à perdre des électrons ou à peu retenir les électrons lorsqu'ils forment une liaison chimique : on dit qu'ils sont électropositifs).

6°/ Degrés d'oxydation

Le degré d'oxydation (aussi appelé *nombre d'oxydation*) est un nombre qui caractérise l'état électronique d'un atome inclus dans une espèce chimique, par rapport à un état de référence, celui de l'élément.

Par exemple le degré d'oxydation de l'atome d'azote est +5 dans NO_3^- , +2 dans NO , 0 dans N_2 et -3 dans NH_4^+ . Le changement de degré d'oxydation lors d'une réaction permet de déterminer le nombre d'électrons transférés. On détermine le degré d'oxydation à l'aide des règles suivantes:

1. Dans un composé ionique, on traite les ions comme des espèces séparées

Prenons l'exemple du DO(C) dans CaCO_3 et le DO(P) dans $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$

CaCO_3 se dissocie en Ca^{2+} et CO_3^{2-} : DO(Ca)=+2 mais le DO(C) est déterminé sur la base de la charge de CO_3^{2-} .

$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ se dissocie en 3NH_4^+ et PO_4^{3-} : DO(N) est déterminé par rapport à NH_4^+ ; DO(P) est déterminé par rapport à PO_4^{3-}

La somme des degrés d'oxydation de tous les atomes d'une espèce est égale à la charge de l'espèce.

Ainsi, dans le cas d'une espèce atomique, le degré d'oxydation d'un atome neutre est nul, il est égal à la charge portée s'il s'agit d'un ion atomique.

Par exemple, le degré d'oxydation de Na(s) est 0, celui de Fe dans Fe^{3+} est +3, celui de S^{2-} est -2.

S'il s'agit d'une molécule neutre la somme des degrés d'oxydation des atomes est nulle; Pour un ion la somme des degrés d'oxydation des atomes est égale à la charge globale de l'ion.

Prenons les exemples de H_2SO_4 , CO_3^{2-} et NH_4^+

Le degré d'oxydation d'un atome dans une molécule ou un ion est la charge qu'il aurait portée si l'espèce dont il fait partie était complètement dissociée.

Lors de cette dissociation hypothétique en atomes et ions atomiques, on attribue les électrons de valence à ces espèces atomiques en fonction de l'électronégativité de l'atome. L'atome le

plus électronégatif s'accapare des électrons nécessaires pour compléter sa propre couche de valence.

La conséquence de cette hypothèse est que certains atomes ont des degrés d'oxydation constante dans une molécule (lors qu'ils ne sont pas des éléments centraux).

Exemples : l'hydrogène $\text{no}=+1$; l'oxygène $\text{no}=-2$, Chlore $\text{no}=-1$

Applications: Déterminer le degrés d'oxydation de l'élément central dans les composés suivants : P_2O_5 , CO_3^{2-} , O_3



Exception

Exemple: H_2O_2 $\text{no}(\text{H}) = +I$, $\text{no}(\text{O}) = -I$, NaH $\text{no}(\text{Na}) = +I$, $\text{no}(\text{H}) = -I$.

Suivant le composé dans lequel il est considéré, un élément peut prendre de très nombreuses valeurs de no.

no	-III	-II	-I	0	+I	+II	+III	+IV	+V
Azote (N)	NH_3 , NH_4^+	$\text{H}_2\text{N-NH}_2$	H_2NOH	N_2	N_2O	NO	HNO_2 , NO_2^-	NO_2	HNO_3 , NO_3^-

Lorsque le no d'un élément augmente, il subit une oxydation (il perd donc des électrons).

Lorsque le no d'un élément diminue, il subit une réduction (il gagne donc des électrons).

Le changement de degré d'oxydation lors d'une réaction permet de déterminer le nombre d'électrons transférés.

FIN DU CHAPITRE