

Chapitre I- Structure de la matière

I.1. Atome - Elément

Toute la matière qui nous entoure est constituée de particules microscopiques que l'on appelle : **atomes**. L'atome est la plus petite particule de la matière. Sa masse est de l'ordre de 10^{-26} kg, ses dimensions sont de quelques angströms (Å°) ; $1\text{Å}^\circ = 10^{-8} \text{ cm} = 10^{-10} \text{ m}$.

Actuellement, il existe 118 **espèces d'atomes** correspondant à 118 **éléments** qui composent tous les matériaux existant. Un élément est une espèce d'atomes. Ils diffèrent par leurs structures et leurs masses.

Exemples:

Hydrogène : H, Oxygène : O, Carbone : C, Azote : N, Fer : Fe, Soufre : S, Chlore : Cl.

I.2. Constituants de l'atome

L'atome contient un **noyau** situé en son centre et des **électrons** qui "tournent" autour.

Le noyau contient des **nucléons** :

- **protons** : charge +
- **neutrons** : pas de charge.

Les électrons ont une charge négative.

Il y a exactement le même nombre de protons et d'électrons dans un atome.

Les protons et les neutrons, constituants du noyau, sont appelés des **nucléons**.

L'atome est constitué de trois particules élémentaires : le proton, le neutron et l'électron.

Caractéristiques des particules subatomiques			
Particules subatomiques	Symbole	Charge électrique (C)	Masse (kg)
Proton	p	$e = + 1,6 \cdot 10^{-19}$	$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27}$
Neutron	n	0	$M_n = 1,6749 \cdot 10^{-27}$
Electron	e^-	$e = - 1,6 \cdot 10^{-19}$	$M_e = 9,1094 \cdot 10^{-31}$

I.3. Caractéristiques de l'atome

Un atome est caractérisé par le numéro atomique, le nombre de masses et les isotopes.

On convient de représenter chaque atome (élément chimique) par un symbole : ${}^A_Z\text{X}$

Le numéro atomique Z correspond au **nombre de protons** dans un noyau.

Le nombre de masses A correspond à la somme des N **neutrons** et de Z **protons**.

$$A = Z + N$$

Exemple : ${}^{23}_{11}\text{Na}$: contient 11 protons, 12 neutrons et 11 électrons.

I.4. Notion d'isotopes

Les **isotopes** d'un élément sont les atomes possédant le même numéro atomique Z mais un nombre de masse différent. Ce sont des atomes ayant des propriétés physico-chimiques très voisines.

Exemples de quelques isotopes naturels

- le carbone : $^{12}_6\text{C}$; $^{13}_6\text{C}$; $^{14}_6\text{C}$
- l'oxygène : $^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$; $^{18}_8\text{O}$

I.5. La mole, le nombre d'Avogadro

L'unité utilisée par les chimistes pour exprimer le nombre d'atomes, d'ions ou de molécules est **la mole**.

1 mole (mol) est le nombre d'atomes contenus dans 12 g de carbone -12 (^{12}C).

Masse d'un atome de $^{12}\text{C} = 1,9926 \cdot 10^{-23}$ g

Donc dans 12 g de ^{12}C on a : $n = 12 / 1,9926 \cdot 10^{-23} = 6,023 \cdot 10^{23}$ atomes

1 mol d'objets signifie toujours $6,023 \cdot 10^{23}$ objets.

Le nombre d'objets contenus dans une mole est appelé **le nombre d'Avogadro** (N_A),

$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$

I.6. Masse molaire, masse atomique

La masse molaire d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.

La masse molaire d'un composé moléculaire est la somme des masses molaires des éléments le constituant.

Exemple de calcul des masses molaires :

Masse molaire de H : $M(\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-24} \times N_A = 1.0079$ g/mol

Masse molaire de O : $M(\text{O}) = 2,657 \cdot 10^{-23} \times N_A = 16$ g/mol

Masse molaire de H_2O : $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 18.02$ g/mol

I.6.1. Unité de masse atomique (uma)

C'est la douzième partie de la masse d'un atome de carbone-12.

$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} M(^{12}\text{C})$ avec $M(^{12}\text{C}) = 12$ g/mol

$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N} = 1.66 \cdot 10^{-24}$ g = $1.66 \cdot 10^{-27}$ kg

La masse d'un atome de $^{12}\text{C} = 12$ uma

$1 \text{ uma} = 1.66 \cdot 10^{-27}$ kg

1.6.2. Masse atomique moyenne

Si l'élément présente plusieurs isotopes, sa masse expérimentale est une moyenne pondérée de la masse atomique des différents isotopes

$$M = \sum \frac{M_i X_i}{100}$$

M_i : masse atomique

X_i : abondance relative de l'isotope i .

Exemple : $^{35}_{17}\text{Cl}$ $^{37}_{17}\text{Cl}$

Nombre de masse : 35 37

Abondance : 75.77% 24.23%

La masse molaire du chlore est : $M = \frac{75.77 \cdot 35 + 24.23 \cdot 37}{100} = 35.485 \text{ g/mol}$

I.7. Equivalence « Masse- Energie »

La masse des noyaux est inférieure à la somme des Z protons et des $(A-Z)$ neutrons qui le composent.

$\Delta m = m_{\text{noyau}} - (Z \cdot m_p + (A-Z) \cdot m_n)$ Δm est le défaut de masse

Ce défaut de masse correspond à une énergie $\Delta E = \Delta m \cdot C^2$, l'énergie de cohésion du noyau.

1 noyau = A nucléons d'où $\Delta E/A$ est l'énergie moyenne de liaison par nucléon.

1 eV : énergie acquise par un électron soumis à une différence de potentiel de 1V sur 1m.

1 électron - volt (eV) = $1.6 \cdot 10^{-19}$ Joule (J)

C : vitesse de la lumière, $C = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$

Que représente la masse de 1uma en valeur d'énergie ?

Une masse de 1uma ($1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$) correspond à une énergie :

En joule:

$\Delta E = 1.66 \cdot 10^{-27} (3 \cdot 10^8)^2 = 1.494 \cdot 10^{-10} \text{ J}$ (dans le système M.K.S.A.)

En électron - volt :

1 eV \longrightarrow $1.602 \cdot 10^{-19} \text{ j}$

$\Delta E \longrightarrow 1.494 \cdot 10^{-10} \text{ J}$ d'où $\Delta E = (1.494 \cdot 10^{-10}) / (1.602 \cdot 10^{-19})$

$\Delta E_{(1\text{uma})} = 932 \cdot 10^6 \text{ eV} = 932 \text{ MeV}$

L'unité de masse atomique correspond à une énergie de 932 MeV. Autrement dit, une masse de 1 u.m.a. se transforme en une énergie de 932 MeV.

Chapitre II. La radioactivité

II.1. Définition

On appelle radioactivité la transformation de noyaux atomiques au cours desquelles un rayonnement est émis. Ces rayonnements sont :

- des particules matérielles : rayons alpha, composés de noyaux d'hélium ${}^4_2\text{He}$ (ou ${}^4_2\alpha$) ;
rayons bêta, composés d'électrons ${}^0_{-1}\text{e}$ (ou ${}^0_{-1}\beta^-$) ou de positrons ${}^0_{+1}\text{e}$ (ou ${}^0_{+1}\beta^+$) ;
neutrons (${}^1_0\text{n}$) ;
protons (${}^1_1\text{p}$).
- des rayons gamma (γ) constitués de photons de très grande énergie

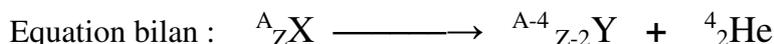
La **radioactivité naturelle** est celle qui existe naturellement dans la nature.

La **radioactivité artificielle** est celle obtenue par bombardement de noyaux atomiques par des particules (neutrons, protons, particules α , électrons, positrons,...).

II.2. Types de radioactivité

a) Désintégration alpha

Certains noyaux lourds ($N+Z > 200$) émettent des particules α (ou noyaux d'hélium).



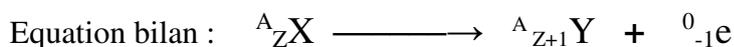
Le nucléide X est appelé "noyau-père", le nucléide Y est appelé "noyau-fils".

X et Y correspondent à des éléments chimiques différents.

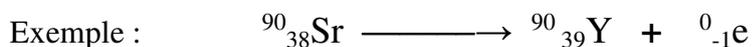


b) Désintégration β^-

Les noyaux avec un surplus de neutrons émettent un électron



X et Y correspondent à des éléments chimiques différents.

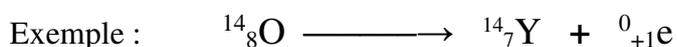


c) Désintégration β^+

Les noyaux avec trop de protons (ou trop peu de neutrons) émettent un positron



X et Y correspondent à des éléments chimiques différents. La particule ${}^0_{+1}\text{e}$ est un positron (ou positon) : de même masse que l'électron mais de charge opposée.



II.3. Loi de décroissance radioactive

La loi de décroissance des noyaux radioactifs a été établie expérimentalement en 1902 par Rutherford et Soddy.

Définition : Le nombre, dN , de désintégrations nucléaires spontanées qui se produisent dans une quantité donnée de matière pendant un temps infiniment petit, dt , est proportionnel au nombre d'atomes radioactifs (N) et au temps (dt) selon la relation :

$$dN = -\lambda \cdot N \cdot dt \quad (1)$$

où : λ est la constante radioactive et c'est une caractéristique du radionucléide.

$$dN/N = -\lambda \cdot dt \quad (2)$$

Par intégration de l'équation (2), on obtient :

$$N_t = N_0 \cdot \exp(-\lambda t) \quad (3)$$

où : N_0 est le nombre d'atomes radioactifs présents à l'instant initial

N_t est le nombre d'atomes radioactifs présents à l'instant.

II.4. La période radioactive (ou demi-vie) d'un radionucléide

La période radioactive (ou demi-vie) d'un radionucléide, T , est le temps nécessaire pour que la moitié des atomes radioactifs présents initialement se soient désintégrés.

Au bout d'un temps t correspondant à une période, T , on a donc :

$$N_T = N_0/2 = N_0 \cdot \exp(-\lambda T)$$

Soit : $\lambda T = \ln 2$ alors : **$T = 0.693/\lambda$** et **$\lambda = 0.693/T$**

La période radioactive (ou demi-vie) d'un radionucléide est une caractéristique de celui-ci et sa valeur est extrêmement variable.

Exemples : $^{212}_{84}\text{Po}$ (polonium) = $0.3 \cdot 10^{-6}$ seconde; $^{232}_{90}\text{Th}$ (thorium) = $1.4 \cdot 10^{10}$ ans

II. 5. Activité d'une source radioactive

Définition

L'activité A d'une source radioactive est le nombre de noyaux radioactifs qui se désintègrent par seconde. C'est aussi le nombre de particules ou de photons émis par unité de temps.

Si dans un intervalle de temps dt , dN atomes se sont désintégrés, l'activité vaut :

$$A = -dN/dt$$

A l'aide de la loi de la désintégration on obtient :

$$A = -dN/dt = -d(N_0 \cdot e^{-\lambda t})/dt = \lambda N_0 \cdot e^{-\lambda t} \quad \text{alors} \quad A = \lambda N$$

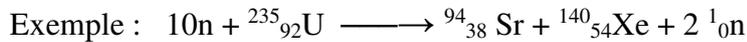
En posant $A_0 = \lambda N_0$, on obtient: **$A = A_0 \cdot e^{-\lambda t}$**

L'unité est le Becquerel (Bq) ; 1Bq = 1 désintégration par seconde

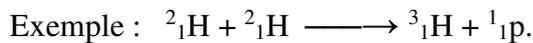
L'ancienne unité encore très utilisée est le curie (Ci) ; 1 Ci = 37×10^{10} Bq.

II.6. Réactions nucléaires provoquées**II.6.1. La fission nucléaire**

La fission est une réaction nucléaire provoquée au cours de laquelle un noyau lourd “fissible” (de noyau atomique élevé) donne naissance à deux noyaux plus légers.

**II.6.2. La fusion nucléaire**

La fusion nucléaire est une réaction de laquelle deux noyaux légers s'unissent pour former un noyau plus lourd.

**II.7. Energie libérée lors d'une réaction nucléaire**

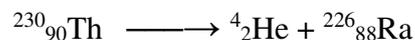
Lorsqu'une réaction nucléaire libère de l'énergie, la masse des produits est inférieure à la masse des réactifs.

On appelle **variation de masse** d'une réaction nucléaire la quantité :

$$\Delta m_{\text{réaction}} = \sum m_{\text{réactifs}} - \sum m_{\text{produits}}$$

Lors d'une réaction nucléaire, l'énergie libérée s'écrit :

$$E_{\text{réaction}} = \Delta m_{\text{réaction}} \cdot C^2$$

Exemple de calcul de l'énergie de la réaction nucléaire :

$$\begin{aligned} \Delta m_{\text{réaction}} &= \sum m_{\text{réactifs}} - \sum m_{\text{produits}} \\ &= m_{\text{Th}} - (m_{\text{He}} + m_{\text{Ra}}) \\ &= 230.0331 - (226.0254 + 4.0026) \end{aligned}$$

$$\Delta m_{\text{réaction}} = 0.0051 \text{ uma} \qquad 1 \text{ uma} = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$E_{\text{réaction}} = \Delta m_{\text{réaction}} \cdot C^2$$

$$E_{\text{réaction}} = 0.0051 \times 1.66 \cdot 10^{-27} (3 \times 10^8)^2$$

$$E_{\text{réaction}} = 7.62 \cdot 10^{-13} \text{ j} \qquad \text{Sachant que } 1 \text{ eV} = 1.6 \times 10^{-19} \text{ j}$$

$$E_{\text{réaction}} = 7.62 \cdot 10^{-13} / 1.6 \cdot 10^{-19}$$

$$E_{\text{réaction}} = 4.76 \cdot 10^6 \text{ eV} \qquad 1 \text{ eV} = 10^{-6} \text{ Mev}$$

$$E_{\text{réaction}} = 4.76 \text{ Mev}$$

Chapitre III. Configuration électronique et classification périodique

III.1. La configuration électronique (ou **structure électronique** ou encore **formule empirique**) d'un atome est la répartition de Z électrons de l'atome dans un état fondamental sur les orbitales atomiques.

Le remplissage des orbitales atomiques s'effectue à l'aide des trois règles générales.

III.1.1. Principe d'exclusion de Pauli

L'état d'un électron est déterminé par les quatre nombres quantiques : n , l , m_l et m_s . Deux électrons d'un même atome ne peuvent pas avoir leurs quatre nombres quantiques identiques ; ils diffèrent au moins par leur nombre quantique de spin : $m_s = +1/2$ (\uparrow) ou $m_s = -1/2$ (\downarrow)

Une case quantique (ou orbitale atomique) ne peut contenir **au maximum que 2 électrons** de spins opposés : ils sont **antiparallèles ou appariés** et l'atome est diamagnétique.



Si l'orbitale ne contient qu'un électron, celui-ci est dit **célibataire** ou **non-apparié** ; l'atome est **paramagnétique**.



Une orbitale, vide, constitue **une lacune électronique**.

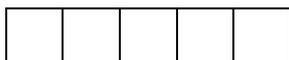
Une orbitale est définie par les trois nombres n , l , et m . Il est commode de représenter les orbitales à l'aide de cases quantiques :



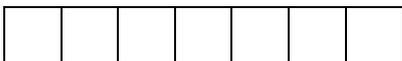
ns



np



nd



nf

Pour une couche n , le nombre de case est n^2 et le nombre d'électrons est $2n^2$.

III.1.2. Principe de stabilité

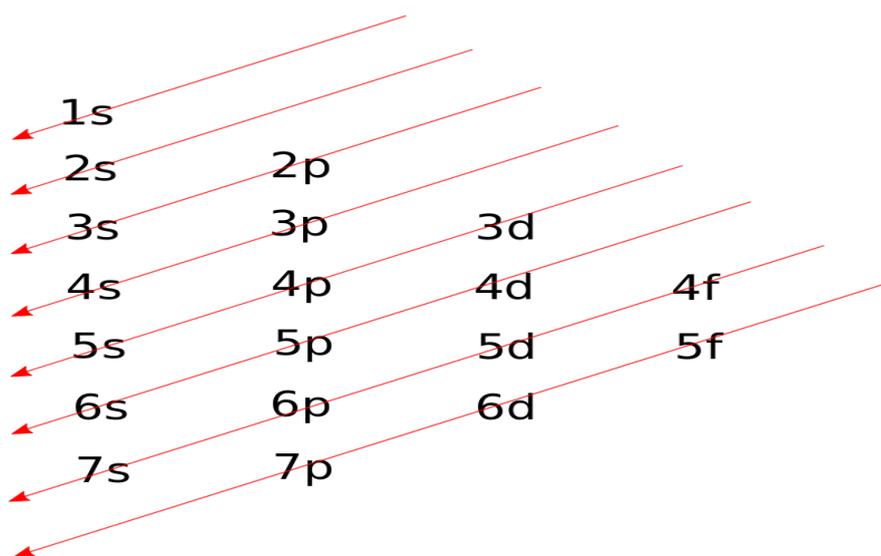
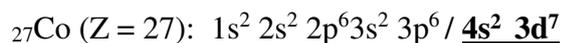
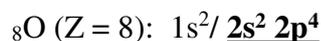
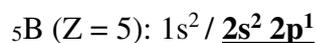
Enoncé : A l'état fondamental, les électrons dans un atome occupent d'abord les orbitales atomiques les plus stables, c'est à dire celles de plus basse énergie.

Le remplissage des orbitales atomique se fait dans l'ordre : $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p$.

Cet ordre peut être retrouvé facilement par la règle de Klechkowsky.

La règle de Klechkowsky :

- Le remplissage des niveaux d'énergie par les électrons doit se faire, à l'état fondamental, dans l'ordre croissant des valeurs $(n + l)$.
- Si deux sous-couches correspondent à la même valeur de $(n + l)$, 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.

**Exemples : Configuration électronique à l'état fondamental :**

Il est préférable d'écrire: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{3d^7 4s^2}$

Exceptions à la règle de Klechkowsky :

La règle citée précédemment n'est pas toujours respectée, tout particulièrement pour l'orbitale atomique d. Une sous-couche « d » présente un état de stabilité maximale si elle est à moitié rempli soit totalement rempli.

Exemple :

- le chrome (${}_{24}\text{Cr}$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{4s^1 3d^5}$ et non pas $4s^2 3d^4$

[Ar] $\underline{4s^1 3d^5}$: C'est la configuration réduite de ${}_{24}\text{Cr}$

- le cuivre (${}_{29}\text{Cu}$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 / \underline{4s^1 3d^{10}}$ et non pas $4s^2 3d^9$

[Ar] $\underline{4s^1 3d^{10}}$: C'est la configuration réduite de ${}_{29}\text{Cu}$

Remarque :

Les électrons de la couche externe sont appelés **électrons de valence**. Ils déterminent la réactivité de l'élément (propriétés chimiques).

III.1.3. Règle de Hund (dite règle du spin maximal ou du maximum de multiplicité)

Les électrons, que l'on peut répartir selon les orbitales atomiques de même énergie, commencent par occuper un nombre maximum d'orbitales avant de saturer totalement chaque orbitale.

Exemple : np^3

↑	↑	↑
---	---	---

 Remplissage respectant la règle de Hund.

np^3 :

↑↓	↑	
----	---	--

 Remplissage non-conforme à la règle de Hund.

III.2. La classification périodique**III.2.1. Description**

La classification périodique comporte :

-7 ligne (ou périodes)

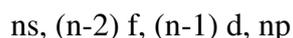
-18 colonnes

Chaque période de la classification est associée à un nombre quantique n : la $n^{\text{ième}}$ ligne débute par le remplissage de l'orbitale ns et se termine lorsque la sous-couche np est remplie.

Chaque colonne (ou groupe) de la classification rassemble les éléments de même configuration électronique de valence.

III.2.1.1. Les périodes

Elles comportent un nombre d'éléments variable. Une période est caractérisée par le remplissage des orbitales atomiques :



Le tableau suivant donne le nombre d'éléments par période :

Période	1	2	3	4	5	6	7
Couche	K	L	M	N	O	P	Q
Remplissage	1s	2s 2p	3s 3p	4s3d 4p	5s4d 5p	6s 4f 5d 6p	7s 5f 6d 7p
Nombre d'éléments	2	8	8	18	18	32	32

Les éléments d'une même période présentent certaines propriétés analogues s'ils possèdent le même nombre d'électrons de valence.

Les 7 périodes sont de longueurs inégales :

* 3 périodes courtes : la 1^{ière} avec 2 éléments ; les 2 autres avec 8 éléments

* 4 périodes longues : les 4^{ième} et 5^{ième} périodes renferment chacune 18 éléments ; les 6^{ième} et 7^{ième} périodes renferment chacune 32 éléments.

III.2.1.2. Les groupes

Les colonnes de la classification période sont appelées groupes ou familles. Au sein d'un groupe, les éléments ont la même configuration électronique externe (même nombre d'électrons de valence).

Exemples :

Groupe I : 1 électron de valence ns^1 ou $(n-1) d^{10} ns^1$

Groupe II : 2 électrons de valence ns^2 ou $(n-1) d^{10} ns^2$

Groupe III : 3 électrons de valence ns^2 ou $(n-1) d^1 ns^2$

Les groupes se subdivisent en 2 sous-groupes A et B.

Un élément fait partie d'un sous-groupe A si les électrons de valence occupent uniquement des orbitales atomiques « s et p ».

Les éléments du sous-groupe A sont appelés éléments non transitionnels.

Un élément fait partie d'un sous-groupe B si cet élément fait intervenir dans sa structure externe une sous-couche « d ».

Les éléments du sous-groupe B sont appelés éléments de transition.

Exemple : Configuration externe du sous-groupe A

$(n-1) d^{10} ns^x np^y$ ou $(n-1) d^{10} ns^2 np^y$

${}_{31}\text{Ga} : [\text{Ar}] 3d^{10} \underline{4s^2} \underline{4p^1}$; Groupe III (3é de valence), Sous-Groupe A, Notation IIIA.

Exemple : Configuration externe du sous-groupe B

$(n-1) d^{1 \rightarrow 10} ns^{1 \rightarrow 2}$

${}_{21}\text{Sc} : [\text{Ar}] \underline{4s^2} \underline{3d^1}$; Groupe III (3é de valence), Sous-Groupe B, Notation IIIB.

Remarques :

- Les éléments d'un sous-groupe A et ceux du sous-groupe B correspondant ont le même nombre de valence.
- Les sous-groupes B sont intercalés entre les groupes IIA et IIIA.

III.2.1.3. Les blocs

Suivant la configuration électronique externe des éléments, on distingue 4 blocs dans la classification périodique :

- Bloc « s » ou éléments métalliques
- Bloc « p » ou éléments de transition
- Bloc « d » ou éléments non métalliques
- Bloc « f » ou éléments de transition interne appelés encore lanthanides.

Les éléments d'un même bloc présentent des propriétés physiques et chimiques assez voisines.

Remarque :

Un élément de transition est un élément qui possède une sous-couche "d" non saturée. (Zn : [Ar] 3d¹⁰4s² n'est pas un élément de transition).

III.2.2. Propriétés périodiques des éléments

Les propriétés physiques et chimiques des éléments sont étroitement liées à la structure électronique.

III.2.2.1. Rayon atomique r_a

Le long d'une période, la valeur de "n" reste constante mais la charge nucléaire effective augmente. Les électrons sont donc plus attirés par le noyau et le rayon atomique diminue de gauche à droite dans la classification périodique.

Exemple : 2^{ème} période

Élément	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
r_a (°A)	1.57	1.12	0.88	0.77	0.70	0.66	0.64	/

Dans un groupe, le rayon atomique croît avec le numéro atomique puisque chaque période correspond à une nouvelle valeur de "n", donc à un nouveau niveau énergétique.

Exemple : Groupe I_A

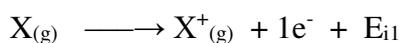
Élément	Li	Na	K	Rb	Cs
r_a (°A)	1.57	1.91	2.35	2.50	2.72

Remarque :

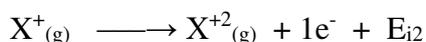
- En général, les rayons atomiques décroissent lorsqu'on parcourt une période de la classification périodique (de gauche à droite).
- D'autre part, les rayons atomiques augmentent légèrement lorsqu'on parcourt le tableau de la classification périodique de haut en bas.

III.2.2.2. Energie d'ionisation

L'énergie d'ionisation d'un atome est l'énergie nécessaire qu'il faut fournir pour arracher un électron à l'atome gazeux dans son état fondamental. Elle correspond à l'équation chimique :



E_{i1} : Energie de 1^{ère} ionisation



E_{i2} : Energie de 2^{ème} ionisation

$$E_{i2} \neq 2E_{i1}$$

Plus un électron est éloigné du noyau ($r_a \nearrow$ grand), plus la force d'attraction noyau -électron diminue et plus l'électron est facile à arracher (E_i petit) d'où : l'énergie d'ionisation varie en sens inverse du rayon atomique dans la classification périodique.

Elle augmente de gauche à droite et de bas en haut.

Remarques

- Les gaz nobles possèdent les plus grandes énergies d'ionisation, ce qui leur confère une très grande stabilité.
- Les éléments ayant de faibles énergies d'ionisation perdent facilement leur(s) électron (s) de valence : ils sont réducteurs. Ils donnent des composés ioniques.

III.2.2.3. Affinité électronique

L'affinité électronique (A) est l'énergie mise en jeu lorsqu'un électron est capté par un atome à l'état gazeux. Elle correspond à l'équation chimique :



L'affinité électronique ne peut pas être déterminée directement. Elle est évaluée à l'aide d'un cycle.

Dans la classification périodique, l'affinité électronique varie dans le même sens que le rayon atomique et en sens inverse de l'énergie d'ionisation en général.

Exemple :

Dans une période :

Elément	C	N	O	F
A (eV)	-1.12	-0.05	-1.45	-3.45

Dans un groupe :

Elément	F	Cl	Br	I
A (eV)	-3.45	-3.61	-3.36	-3.45

Remarque : Les éléments qui possèdent de faibles affinités électroniques captent facilement un ou plusieurs électrons : ils sont oxydants.

III.2.2.4. L'électronégativité

L'électronégativité (e.n.) est la tendance que possède un atome à attirer les électrons au sein d'une molécule.

Exemple : Dans NaCl, le chlore (Cl) possède une forte électronégativité et l'atome de sodium (Na) une électronégativité très faible.

On aura donc un transfert d'un électron du sodium au chlore.

Dans une période :

Elément	C	N	O	F
e.n.	2.50	3.07	3.50	4.10

Dans une période, l'e.n varie dans le même sens que le numéro atomique.

Dans un groupe :

Elément	F	Cl	Br	I
e.n.	4.10	2.83	2.74	2.21

Dans un groupe, l'e.n varie dans en sens inverse du numéro atomique.