

Chapitre I- Notion Fondamentales

La chimie est une science qui a pour but d'étudier et de comprendre les propriétés chimiques, physiques et dynamiques des substances qui forment la matière qui nous entoure. Toutefois, une question subsiste, par où commencer ? Pour cela, il faut tout d'abord acquérir un certain vocabulaire et notions fondamentales qui permettent de comprendre le monde de la chimie.

I. Notion Fondamentales

I.1. La matière (QU'EST-CE QUE LA MATIERE ?):

La matière constituée tous ce qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace.

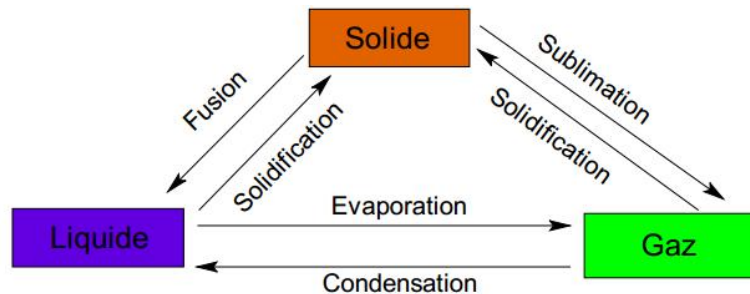
I.2. Etat de la matière : La matière se présente, principalement, sous trois états physiques:

L'état solide : possède un volume et une forme définis.

L'état liquide : possède un volume défini mais aucune forme précise, il prend la forme de son contenant.

L'état gazeux : n'a ni volume ni forme définis, il prend le volume et la forme de son contenant.

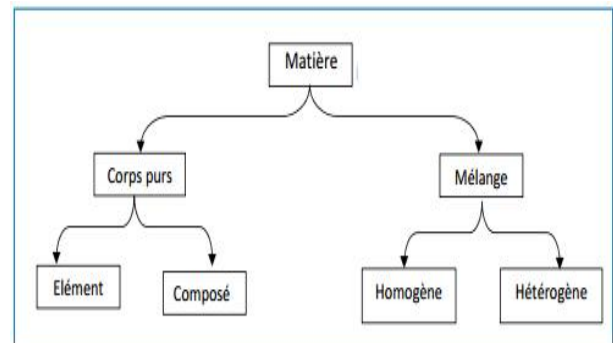
En fonction des conditions extérieure (température et pression), une même substance peut se présenter sous forme solide, liquide ou gazeuse. En effet, le passage de la matière de l'état solide à l'état liquide se fait par fusion, de l'état liquide à l'état gazeux par vaporisation et de l'état solide à l'état gazeux par sublimation. Ces transformations sont illustrées par la figure suivante :



Les différents changements d'états de la matière

I.3. Composition de la matière : La matière se trouve sous forme de **corps purs** (simples ou composés) et de **mélanges** (homogènes ou hétérogènes).

- **Corps purs simples :** constitué de molécule composés d'un seul type d'atome (Cu, Fe, H₂, O₂).
- **Corps purs composés :** constitués de molécule dont les atomes sont différents (H₂O, NaCl, CO₂, etc...).



Un **mélange** est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques mélangé ensemble.

- Un mélange **Homogène** est constitué d'une phase (ex : eau salée ou sucrée (solutions), air, acier, etc..).
- Un mélange **Hétérogène** est constitué de deux ou plusieurs phases distinctes (ex : mélange eau-huile, eau naturelle non filtrée, etc..).

II. Notions d'atome, molécule, mole et Nombre d'Avogadro :

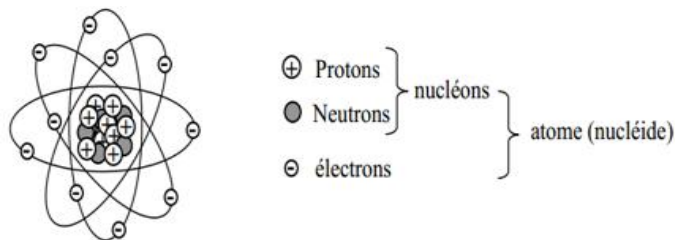
II.1. Atome : du grec atomos = indivisible, insécable, $m \approx 10^{-26}$ kg et $r \approx 1\text{Å} = 10^{-10}$ m.

Par définition l'atome est l'entité la plus petite et l'unité de base en chimie. Electriquement neutre dans son état fondamental, l'atome est composé de **noyau** et des **électrons**. Ces derniers sont en mouvement rapide autour du nucléide, une représentation qui ressemble aux planètes du système solaire autour du soleil.

Le noyau est composé de nucléons, terme qui désigne à la fois les protons et les neutrons de charge électrique positive et nulle respectivement et les électrons (charge électrique négative) gravitent autour du noyau dans un espace (nuage ou cortège électronique), très grand par rapport au volume du noyau

	Masse (kg)	charge (C.)
Proton	$1,67 \times 10^{-27}$	$1,6 \times 10^{-19}$
Electron	$9,1 \times 10^{-31}$	$- 1,6 \times 10^{-19}$
Neutron	$1,67 \times 10^{-27}$	0

Caractéristique de l'atome



L'atome dans le modèle de Rutherford

Conventionnellement, on représente un atome par un symbole (lettre ou groupe de deux lettres (ex : O, Al,...)) affecté du nombre de masse **A** (en haut à gauche) et du nombre de charge **Z** (en bas à gauche) $\frac{A}{Z}X$.

Où : **Z** est le nombre de protons, appelé aussi le **numéro atomique**

A est le nombre de nucléons, c-à-d le nombre de protons **Z** + nombre de neutrons **N** du noyau. Appelé aussi le **nombre de masse (A = Z + N)**

Ex : L'atome de fer ${}^{56}_{26}Fe$ contient : **Z** = 26 (26 protons dans le noyau donc 26 électrons).

A = 56 (56 nucléons, donc **N** = 56 – 26 = 30 neutrons dans le noyau)

II.2. Mole (unité de quantité de matière) :

La mole est la quantité de matière d'un système contenant **N** entités identiques. En pratique ce nombre **N** (noté aussi : N_A) est appelé nombre d'**Avogadro** et vaut environ **6,023 10²³ mol⁻¹**. La mole est aussi définie comme le nombre d'atomes de carbone 12 contenu dans 12 g de carbone 12. Elle s'applique à toute espèce élémentaire : atomes, particules (électrons, protons, etc...), molécules, ions.

$$1 \text{ mole} = \frac{12g}{1,9926 \times 10^{-23}g} = 6,023 \times 10^{23} \text{ atomes}$$

II.3. Masse molaire atomique : est la masse d'une mole d'atomes de l'élément. L'unité de masse atomique est le 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12.

$$1 \text{uma} = \frac{1}{12} m({}^{12}_6C) = \frac{1}{12} \frac{M({}^{12}_6C)}{N_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = 1,6605 \times 10^{-24} g$$

Exemple : $m_{Na} = 3,8 \times 10^{-23} g \Rightarrow M_{Na} = m \times N = 23 g$.

II.4. Molécules : La molécule est l'association de deux ou plusieurs atomes: NaCl, O₃, H₂SO₄, etc...

Masse molaire moléculaire : C'est la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule. Exemple : La masse molaire d'une mole de molécule de l'eau est :

$$MM(\text{H}_2\text{O}) = MM(\text{O}) + 2 MM(\text{H}) = 16 + 2 \cdot 1 = 18 \text{ g/mole}$$

Le volume molaire : c'est le volume d'une mole de substance ; il s'exprime en L.mol⁻¹. **Ex :** 1 mol de H₂O gaz occupe 22,4 L (CN : P = 1atm, T = 0°C) ; 1mol de H₂O liq (soit 18g) occupe 18 ml.

II.5. Isotopes :

Les isotopes sont des atomes d'un même élément X qui contiennent le même numéro atomique Z mais des nombres de masse A différents (A', A'',...). Ils ont toujours des propriétés physiques et chimiques très voisines mais ils diffèrent par les masses de leurs noyaux.

Exemples : (${}^1_1\text{H}$; ${}^2_1\text{H}$; ${}^3_1\text{H}$), (${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{17}_8\text{O}$; ${}^{18}_8\text{O}$), (${}^{35}_{17}\text{Cl}$; ${}^{37}_{17}\text{Cl}$), ...

Généralement, la masse d'un atome X qui présente n isotope est égale à la moyenne des masses des différents isotopes qui le constituent en tenant compte bien sûr de leurs proportions respectives.

$$m = \frac{\sum m_i x_i}{100} \text{ avec } m_i = \text{masse de l'isotope } i \text{ et } x_i \text{ son abondance relative (\%)}.$$

Ex : Le chlore naturel (Z=17) contient 75% de l'isotope ³⁵Cl et 25% de l'isotope ³⁷Cl. La masse atomique moyenne est :

$$M_{\text{Cl}} = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35,5 \text{ uma}$$

III. La radioactivité:

III.1. Radioactivité naturelle :

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

Un noyau radioactif est un noyau instable dont la désintégration (destruction) aléatoire s'accompagne l'apparition d'un nouveau noyau. Les noyaux plus légers émettent des électrons ou particule β et les plus lourds peuvent émettre des électrons ou noyaux d'hélium (particule α).

Emission α et β sont souvent accompagnées d'une émission de photons très énergétiques constituant le rayonnement γ.

Radioactivité α : émission d'un noyau d'hélium (${}^4_2\text{He}$). ${}^A_Z\text{X} \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}\text{Y} + {}^4_2\text{He}$

nucléides lourds \longrightarrow nucléides plus légers (avec des énergies moyennes)

Ex : ${}^{232}_{90}\text{Th} \rightarrow {}^{228}_{88}\text{Ra} + {}^4_2\text{He}$ (Z : diminue, N: diminue, A: diminue)

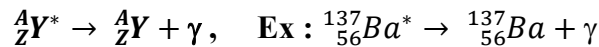
Radioactivité β :(ou transformation isobarique) résulte d'un déséquilibre trop important entre les neutrons et protons dans le noyau. Ce sont des transformations sans changement du nombre de masse A. On distingue :

L'émission β^- : concerne les noyaux riches en neutron $N > Z$. lorsque le rapport N/Z est trop élevé les nucléides émettent des électrons, comme le noyau ne contient pas d'électrons (ou particule β), il faut admettre qu'un processus interne crée l'électrons. Ce processus est la conversion d'un neutron en proton. ${}^A_ZX \rightarrow {}^A_{Z+1}Y^* + {}^0_{-1}e$

Ex : ${}^1_0n \rightarrow {}^0_{-1}e + {}^1_1p$, ${}^{14}_6C \rightarrow {}^0_{-1}e + {}^{14}_7N$ (Z : augmente de 1 et A inchangé)

L'émission β^+ : ${}^A_ZX \rightarrow {}^A_{Z-1}Y^* + {}^0_{+1}e$, Ex : ${}^{30}_{15}P \rightarrow {}^{30}_{14}Si^* + {}^0_{+1}e$ (Z : diminue de 1 et A inchangé) ne concerne que des noyaux artificiels qui possèdent trop de protons. Ce positon ne peut provenir que de la transformation d'un proton excédentaire suivant le bilan : ${}^1_1p \rightarrow {}^0_{+1}e + {}^1_0n$.

Rayonnement γ : Lors d'une désintégration α ou β , le noyau fils formé n'atteint pas immédiatement son état fondamental, il se trouve dans un état excité. La désexcitation de ce noyau libère une grande énergie sous forme de rayonnement électromagnétique, correspondant à l'émission de photons de très haute fréquence.



C'est un dégagement d'énergie qui accompagne les réactions internes du noyau, c-à-d passage d'un état excité à un état moins excité.

Energie et perte de masse :

La réaction nucléaire s'accompagne d'une perte de masse Δm qui se transforme en énergie ΔE (conservation de la matière) selon La relation d'Einstein: $\Delta E = \Delta m C^2 = h \nu$

Avec $\Delta m = m_f - m_i$ et C : vitesse de la lumière = 3.10^8 m/s.

- On définit l'énergie de cohésion ($-AE$) comme étant l'énergie nécessaire pour détruire un noyau en neutrons et en protons (elle est toujours positive).

- l'énergie est généralement exprimée en joules (J) mais en pratique on utilise aussi l'électronvolt (eV).

(1 eV = $1,6.10^{-19}$ J). L'électron volt est l'énergie d'un électron soumis à une différence de potentiel (ddp) de 1 volt

III.2. Radioactivité artificielle et réactions nucléaires :

La radioactivité artificielle est créée artificiellement en bombardant des éléments stables avec divers faisceaux de particules : neutron, proton, particule α , électron. On distingue trois types de réactions nucléaires

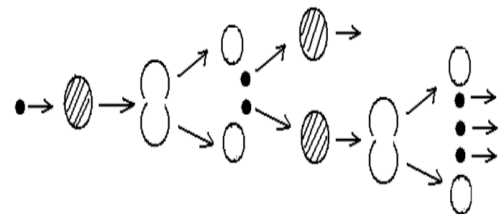
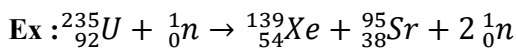
III.2.1. Transmutation nucléaire :

Ces réactions produisent des nucléides de nombre de masse égal ou très voisin de celui du nucléide initial. Les nucléides formés sont stables ou radioactifs.



III.2.2. Fission nucléaire :

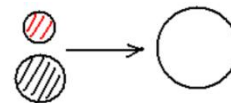
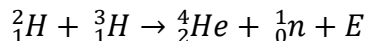
C'est la rupture de certains noyaux en deux fragments sous l'impact d'un projectile (neutron en général) et libération d'une grande énergie E . Les noyaux produits ($72 < A < 162$) sont beaucoup plus légers que le noyau initial qui est un nombre de masse élevé ($A > 200$).



III.2.3. Fusion nucléaire :

C'est la réunion de deux noyaux légers en un noyau plus lourd avec expulsion d'un neutron ou d'un proton et libération d'une très grande énergie.

Ex : fusion d'un noyau de deutérium (deuton) et d'un noyau de tritium (triton)



NB : la réaction de fusion n'est pas contrôlable alors que la fission est contrôlée dans les réacteurs nucléaires et pas dans une bombe atomique.

IV. Loi de désintégration radioactive :

Soit la désintégration radioactive : A \longrightarrow B où B est stable.

Expérimentalement, on peut compter le nombre de particules émises par unité de temps. $\frac{-dn}{dt} = \lambda n$

$\frac{-dn}{dt}$: variation du nombre de noyaux radioactifs pendant le temps dt (vitesse de désintégration)

n : le nombre de noyaux instables présents dans l'échantillon à l'instant (t)

λ : est la constante radioactive

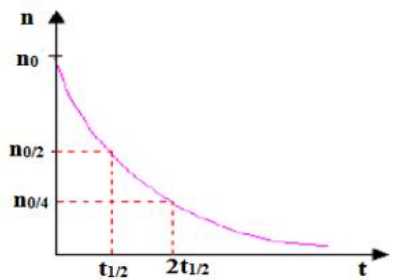
$$\frac{-dn}{dt} = \lambda n \rightarrow \frac{-dn}{n} = \lambda dt \quad \text{d'où : } \int_{n_0}^n \frac{dn}{n} = \lambda \int_0^t dt$$

L'intégration de cette équation entre t = 0 jusqu'à un temps t donné donne : $n = n_0 e^{-\lambda t}$

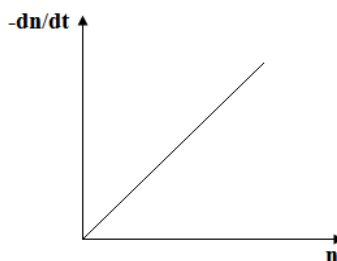
Lorsque t = 0, n = n₀ avec n₀ : nombre initiale de noyaux instables.

Activité ou intensité ou vitesse radioactive (A) : c'est le nombre de désintégrations par unité de temps

$A = \frac{-dn}{dt} = \lambda n \rightarrow A = A_0 e^{-\lambda t}$: exprimée en dpm (désintégration par minute), dps (désintégration par seconde), ou Ci (Curie). **1Curie = 3.7 10¹⁰dps, 1mCi = 10⁻³ Ci, 1μCi = 10⁻⁶ Ci**



Courbe de désintégration radioactive



Période radioactive :

La période est le temps au bout duquel la moitié des noyaux, existant à l'origine, a subi la désintégration.

On a : $n = n_0 e^{-\lambda t}$

$$n = \frac{n_0}{2} \rightarrow t = t_{1/2} \quad \text{donc } \frac{n_0}{2} = n_0 e^{-\lambda t_{1/2}} \quad \rightarrow \quad t_{1/2} = \frac{\ln 2}{\lambda} = 0.693/\lambda.$$

Quelque valeurs de périodes

nucléide	¹⁴ C	¹¹⁵ In	²³⁵ U	¹³ N (*)	¹³² I (*)
période	5.7 10 ³ ans	5.0 10 ¹⁴ ans	7.1 10 ⁸ ans	9.9 mn	2.3 h

IV. Modèle de Bohr :

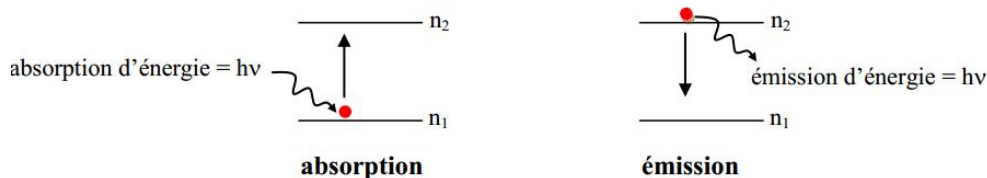
Le modèle de Bohr (cas de l'atome d'hydrogène) repose sur quatre postulats :

a-Dans l'atome, le noyau est immobile alors que l'électron de masse m gravite autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon r .

b-L'électron ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre de l'énergie. Ces orbites sont dites « orbites stationnaires ».

c-Lorsqu'un électron passe d'un niveau $n1$ à un autre niveau $n2$ ($n2 > n1$) il émet ou absorbe de l'énergie :

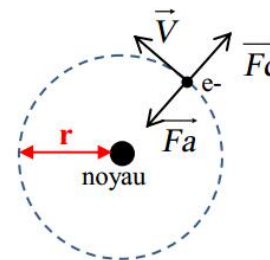
$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu \quad (\nu : \text{fréquence} ; h : \text{constante de Planck} = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{J.s}).$$



d-Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières précises (quantification du moment cinétique) : $mvr = n \cdot h / 2\pi$ (n : nombre entier).

D'après le premier postulat de Bohr (le système est en équilibre) : Pour que l'électron reste sur une orbite circulaire il faut que la force centrifuge = la force d'attraction (de coulomb)

$$\|\vec{F}_a\| = \|\vec{F}_c\|$$



$$\frac{mv^2}{r} = \frac{e^2}{r^2} \rightarrow \dots mv^2 = \frac{e^2}{r} \dots (1)$$

D'après le deuxième postulat de Bohr décrivant la quantification du moment cinétique orbital, on a :

$$mvr = \frac{nh}{2\pi}$$

$$\text{Soit } m^2 v^2 r^2 = \left(\frac{nh}{2\pi}\right)^2 \rightarrow mv^2 = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m r^2} \dots \dots \dots (2)$$

Si on combine l'équation (1) et (2), on obtient le rayon de l'orbite où circule l'électron, il est quantifié:

$$r_n = \frac{h^2}{4\pi^2 m e^2} \times n^2 \dots \dots \dots (3)$$

L'énergie totale (E_t) d'un atome correspond à la somme de l'énergie cinétique ($E_c = \frac{1}{2} mv^2$) et de l'énergie potentielle ($E_p = \int_r^\infty -\frac{e^2}{r^2} = -\frac{e^2}{r}$). Ainsi on obtient $E = E_c + E_p = \frac{1}{2} mv^2 - \frac{e^2}{r} = -\frac{e^2}{2r} \dots \dots \dots (4)$

Si on remplace (4) dans (3), on obtient l'énergie totale quantifiée ou discrète d'un électron :

$$E_n = \frac{2\pi^2 m e^4}{h^2} \times \frac{1}{n^2} \dots \dots \dots (5)$$

Ainsi pour :

n = 1 (état fondamental), l'électron occupe une orbite de rayon $r_1 = 0,53 \text{ \AA}$ et d'énergie $E_1 = -13,6 \text{ eV}$

n = 2 (premier état excité), $r_2 = 4r_1 = 2,116 \text{ \AA}$ et $E_2 = E_1/4 = -3,4 \text{ eV}$

n = 3 (deuxième état excité), $r_3 = 9r_1 = 4,761 \text{ \AA}$ et $E_3 = E_1/9 = -1,51 \text{ eV}$.

En conclusion : pour une orbite n où circule l'électron on définit : $r_n = 0,53 n^2 (\text{\AA})$ et $E_n = -13,6/n^2 (\text{eV})$

Donc, un raisonnement analogue à celui suivi dans le cas de l'atome d'hydrogène conduit aux expressions de r_n et E_n suivantes : $r_n = r_1 \times \frac{n^2}{Z}$ (Å) et $E_n = E_1 \times \frac{Z^2}{n^2}$ (eV)

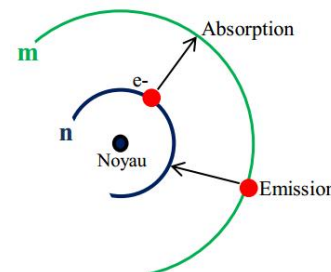
Diagramme d'énergie d'un atome

Un électron ne peut absorber ou émettre de l'énergie c'est-à-dire rayonner qu'en passant d'un niveau (orbite) initial n_i à un autre niveau final n_f . Ce changement d'orbites induit des lumières (photons) caractérisées par des fréquences ν reliées à l'énergie ΔE via la relation de Planck. $\Delta E = E_{nf} - E_{ni} = h\nu$

Soit $n < m$

- Quand l'électron passe du niveau n au niveau m , c'est une **absorption** et l'énergie : $\Delta E = E_m - E_n$. Donc $\Delta E > 0$ le système gagne de l'énergie

- Quand l'électron passe du niveau m au niveau n , c'est une **émission** et l'énergie : $\Delta E = E_m - E_n$. Donc $\Delta E < 0$ le système perd de l'énergie



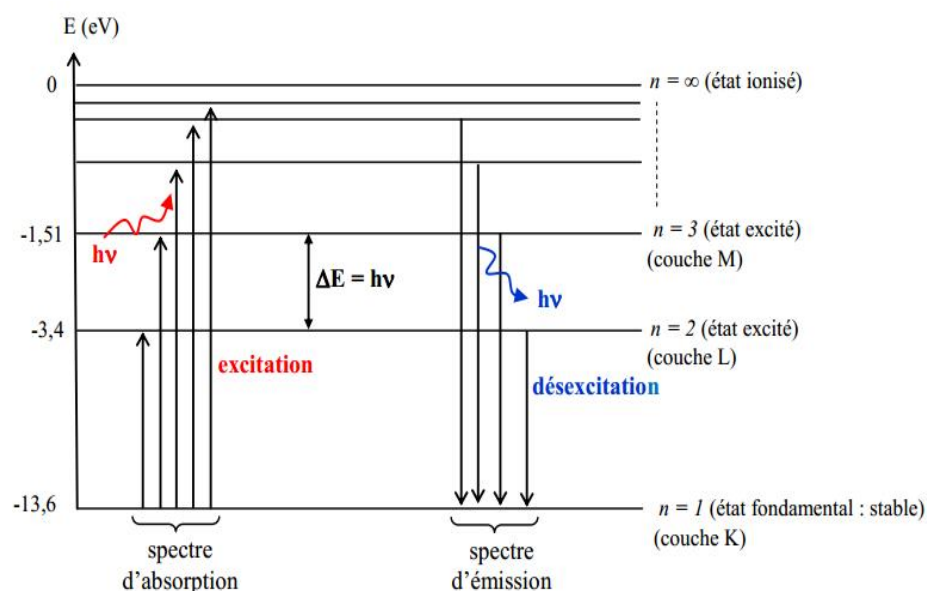
L'énergie d'ionisation :

C'est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à l'atome, Lorsque l'électron n'est plus soumis à l'attraction du noyau on le représente comme étant à une distance infinie de celui-ci : n_∞ et $E_\infty = 0$.

Si l'électron est initialement sur la couche $n \Rightarrow E_i = E_\infty - E_n = -E_n$

Ex : On considère l'ionisation de l'atome d'hydrogène dans son état fondamental.

$H_{(g)} \rightarrow H^+_{(g)} + e^-$ donc : $E_i = -E_1 = 13,6eV$



Le système MKSA (ou système international SI) : mètre- Kilogramme- Seconde-Ampère

$N \equiv Kg \ m \ S^{-2}$, $J \equiv Nm \equiv Kg \ m^2 \ S^{-2}$

Le système CGS : Centimètre-Gramme- Seconde

$erg \equiv g \ cm^2 \ S^{-2}$ et $1 \ erg = 10^{-7} \ J$

$e = 4.8 \ 10^{-10} \ \sqrt{g \ cm^3 / S}$