Cours structure de la matière (Chimie 1)



Chapitre I: Notion fondamental

- **Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière**
- **Changements d'états de la matière**
- **Notions d'atomes et molécules**
- **Les grandeurs caractéristiques de la matière**
- **Aspect qualitatif de la matière**
- **Aspect quantitatif de la matière.**

Etat de la matière

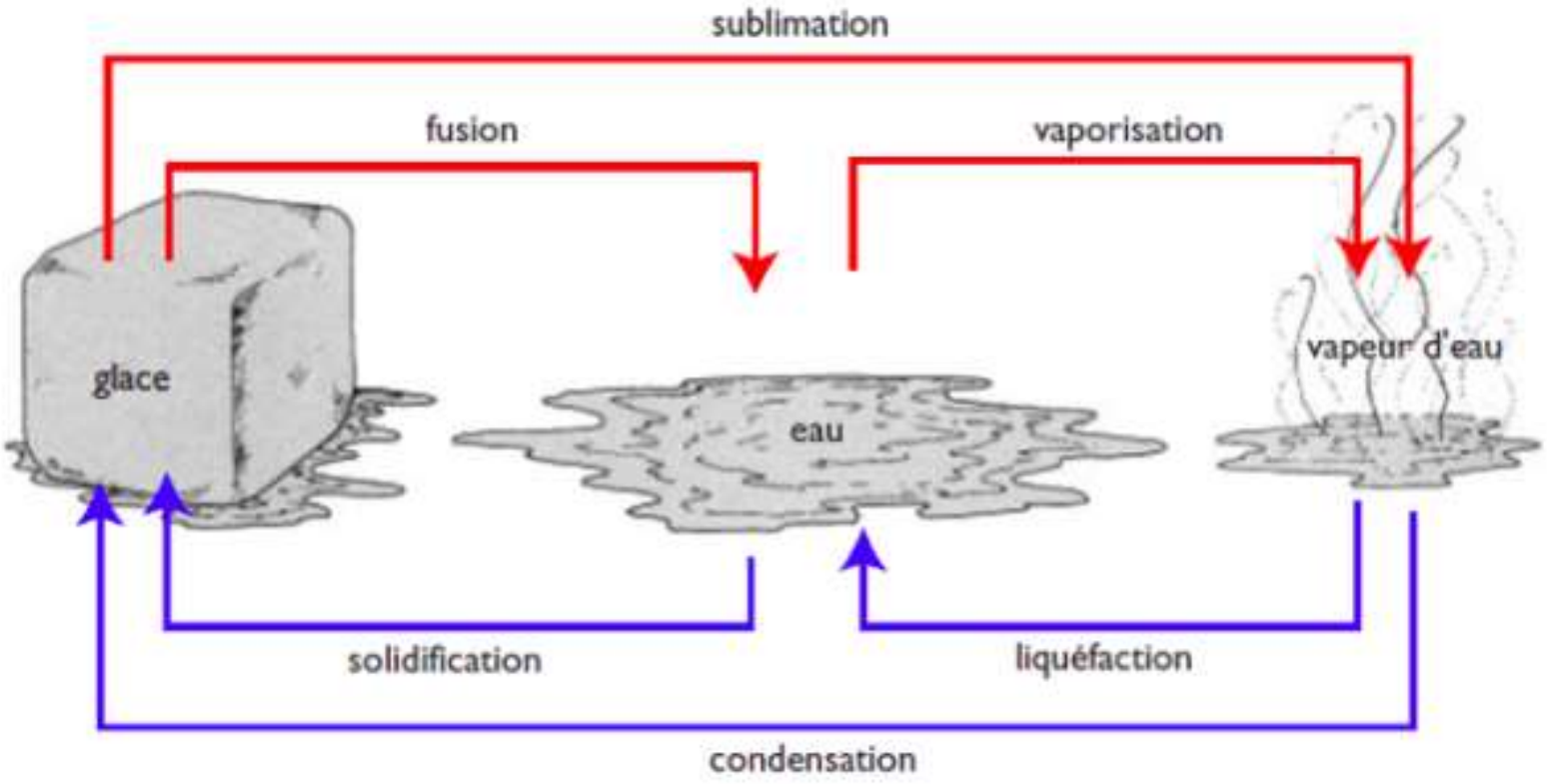
La matière constituée tous ce qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace. La matière existe sous trois états :

- ✓ ***Etat solide*** : Ce sont des corps rigides qui conservent un volume et une forme bien déterminée ; ils sont incompressibles.

- ✓ ***Etat liquide*** : Les liquides constituent un état fluide. Ils sont déformables et prennent la forme du récipient qui les contient.

- ✓ ***Etat gazeux*** : les gaz

Changement d'état de la matière



Notions d'atomes et molécules

1. Atome : C'est le plus petit constituant de la matière qui en conserve les propriétés chimiques. atome de fer (Fe), atome de carbone (C)).

2. Molécule : Assemblage deux ou plusieurs atomes liés chimiquement. (Exemples : molécule d'eau H_2; $NaCl$; $N2$; $O3$)

Nombre d'Avogadro (NA): Ce nombre exprime le nombre d'atomes présents dans 12 grammes de carbone (12). NA=6,023 $.10^{23}$

1. Mole (unité de quantité de matière): Elle est définie comme la quantité de matière contenue dans 12 grammes de carbone 12 ou ($C12$). ***1 mole d'atomes correspond à NA=6,023 $.10^{23}$***

Les grandeurs caractéristiques de la matière

2. Masse molaire atomique: La **masse molaire atomique** est la masse d'une **mole** d'atomes d'un élément chimique. Elle s'exprime en N atomes.

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

4. Volume molaire: C'est le volume qu'occupe une mole de substance. Dans le cas des gaz, et dans les conditions normales de pression et de température (CNTP)

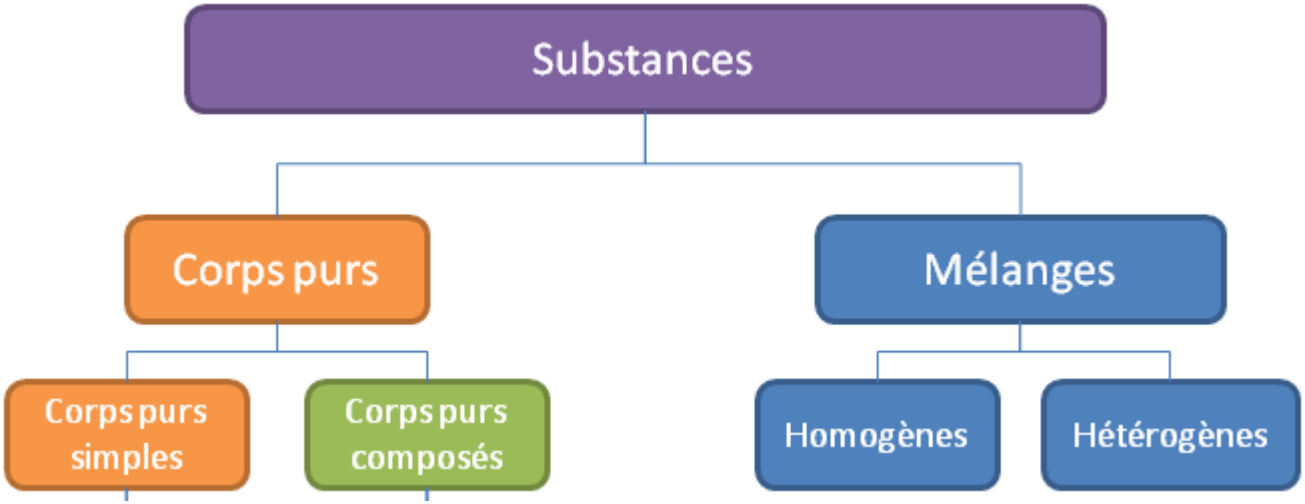
Conditions: (n = 1mol ; T = 0°C ; P = 1 atm) le volume ***V = 22,4 l***

6. Unité de masse atomique (u.m.a): L'unité de masse atomique est définiE comme la fraction $\frac{1}{12}$ de la masse d'un atome de carbone 12

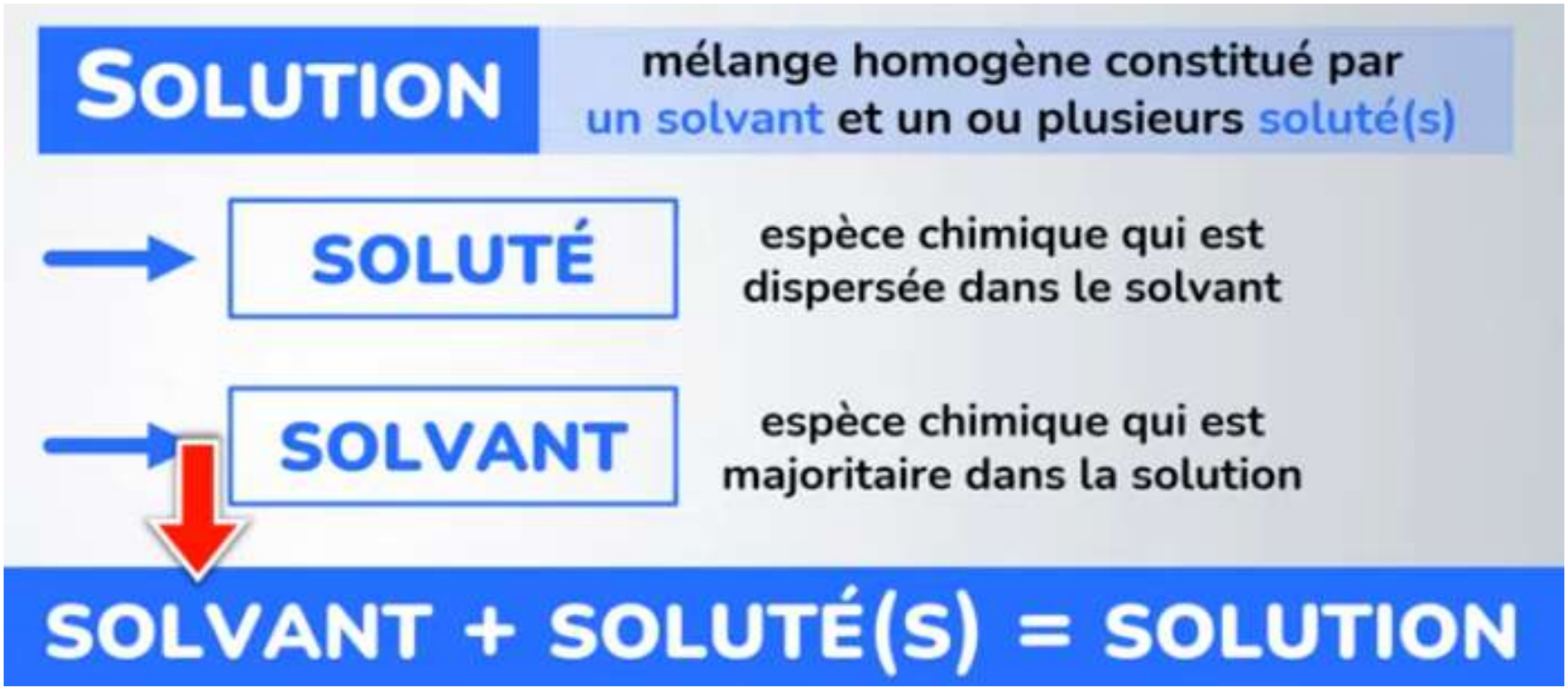
$$1\ \text{uma} = \frac{126{,}023 \times 10^{-3}}{12} = 1{,}666 \times 10^{-24}\ \text{g} = 1{,}666 \times 10^{-27}\ \text{kg}$$

Aspect qualitatif de la matière (classification de la matière)

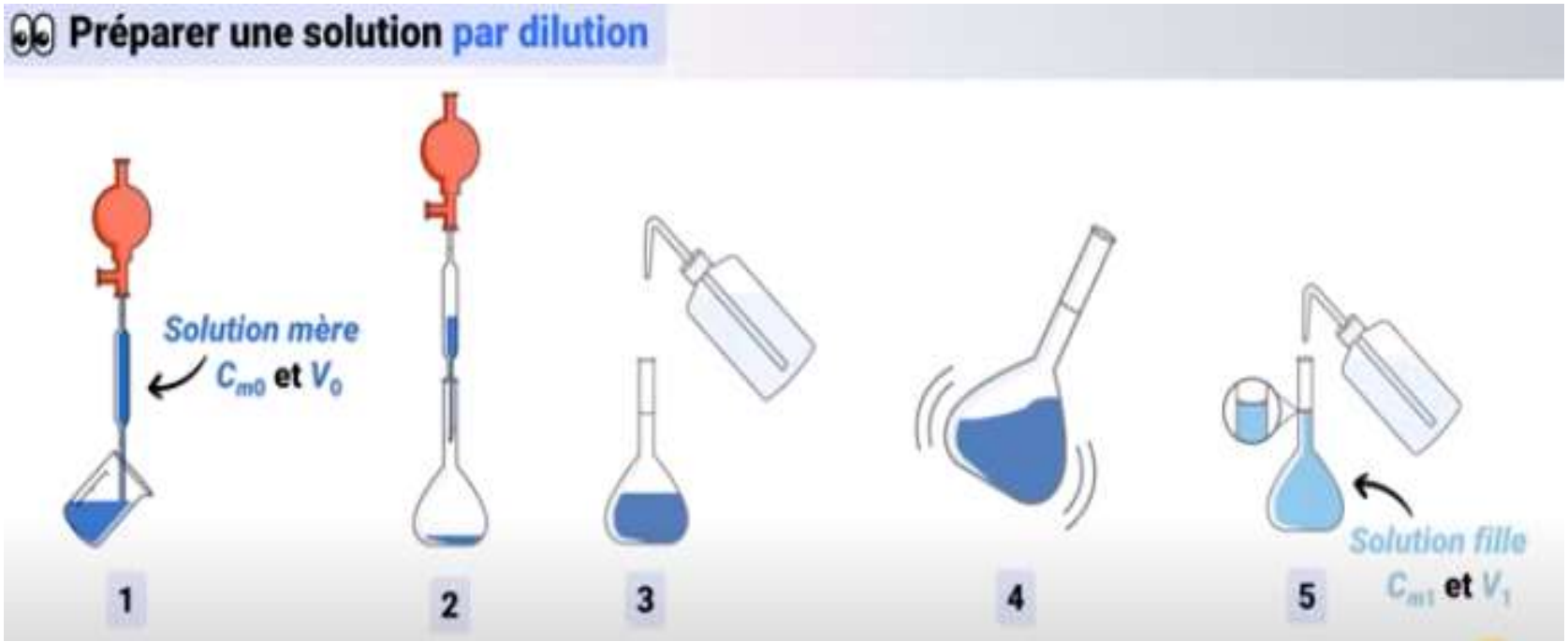
La matière est constituée d'atomes qui peuvent être identique ou différentes.
De là, on peut distinguer plusieurs types:



Les solutions en chimie



La dilution



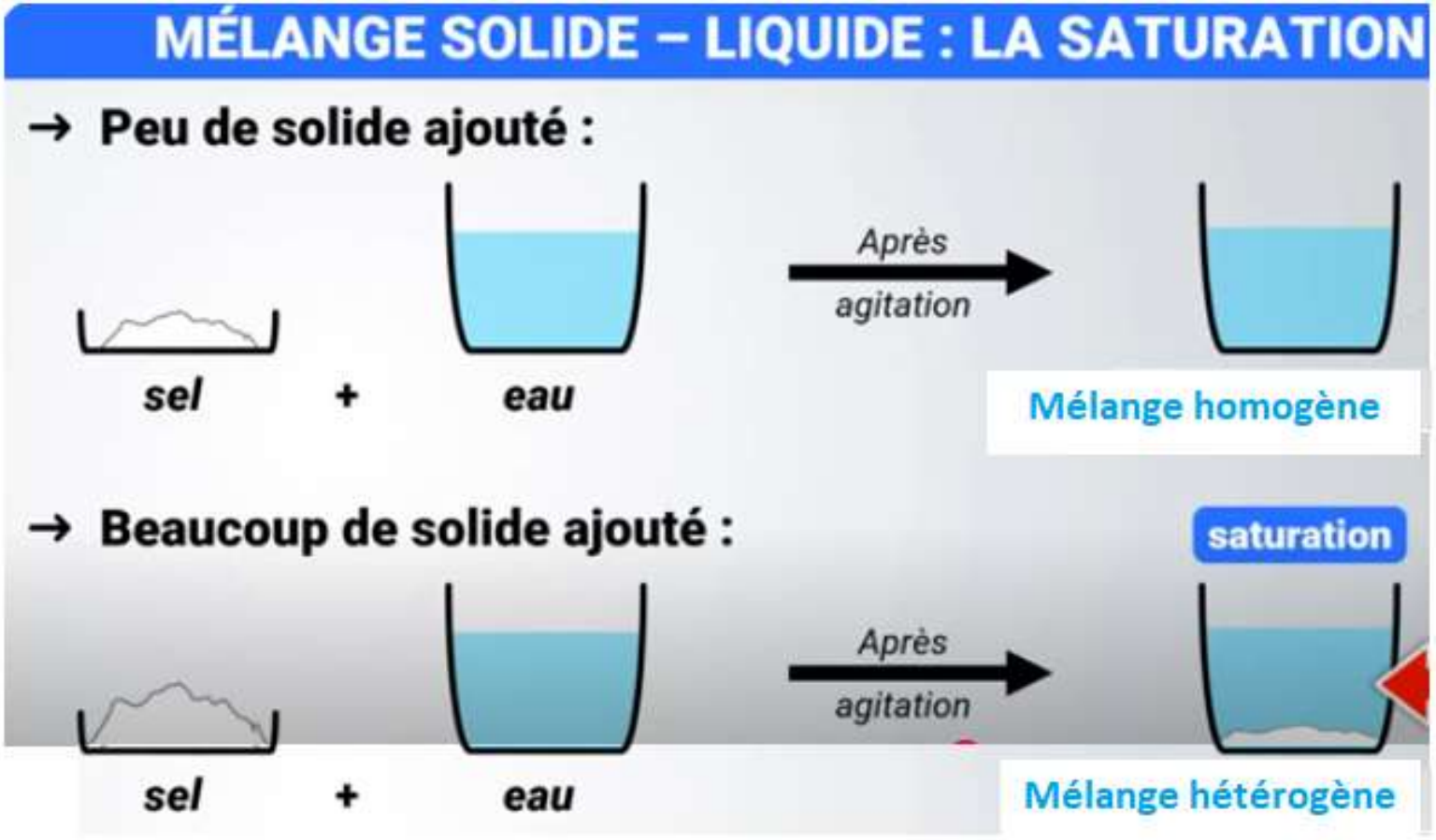
On peut écrire : $Cm_0 = n_0\ V \Rightarrow n_0 = Cm_0 * V$

Avant dilution : $n_0 = C_0\ .\ V_0$

Après dilution : $n_1 = C_1\ .\ V_1$

$n_0 = n_1 \Rightarrow C_0\ .\ V_0 = C_1\ .\ V_1$

La Saturation



Aspect qualitatif de la matière (classification de la matière)

4. Lois pondérales

Soit la réaction chimique suivante : $a\ A + b\ B \longrightarrow c\ C + d\ D$

- Les espèces réagissant A et B, on les appelle réactifs
- Les espèces obtenues C et D, se nomment produits.

La réaction chimique doit obéir à la loi de la conservation :

- de masse (la masse du produit formé = à la masse de réactifs)

- de charge

- de matière.

Aspect quantitatif de la matière

1. Le nombre de mole :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A} = \frac{\rho \cdot V}{M}$$

n = nombre de moles
m = masse de la substance (en grammes)
M= masse molaire de la substance (en g/mol)
V = volume de la substance (en litres)
Vm = volume molaire (en L/mol, généralement 22,4 L/mol pour un gaz idéal à CNTP)
N= nombre de particules (atomes, molécules, etc.)
NA= nombre d'Avogadro (environ mol)
ρ = masse volumique (en g/L)

Aspect quantitatif de la matière

2. Concentration molaire ou molarité: La ***molarité (M)*** d'une solution est le rapport du nombre de moles du soluté dans un volume de solution dont l'unité est la mole par litre ***[mol/l]***.

3. Molalité: La ***molalité*** d'une solution, dont l'unité est représentée par le symbole *m*, est le nombre de moles de soluté par kilogramme de solvant.

4. Concentration pondérale ou massique: La concentration massique est le rapport entre la masse du composé et le volume de la solution. $C_m = \frac{m_i}{V_s}$

4. Fraction pondérale ou massique: C'est la masse du constituant (i) considéré sur la masse totale du mélange. Elle est donnée par la relation ci-dessous :

$$\% \text{ massique} = \frac{m_i}{\text{masse totale mélange}}$$

5. Fraction molaire: La ***fraction molaire*** X_A d'un constituant A d'une solution est le rapport du nombre de moles de ce constituant au nombre total de moles de tous les constituants de la solution. $X_A = \frac{n_A}{\text{n tot}}$

Avec $n\ tot$: est la somme du nombre de mole de tous les constituants de la solution.

Résumé des unités de concentrations

Concentration molaire (Mol/l)	$M = C = \frac{C_{soluté}}{V_{solution\ (L)}}$ $n = \frac{m}{MM}$; $\rho = \frac{m_{soluté}}{V_{soluté}}$	M : molarité (mol/L) N : nombre de moles de soluté (mol) V : Volume de la solution (L) m : masse de soluté (g) ρ : masse volumique (g/ml) $V_{soluté}$: masse de soluté (ml) MM : Masse molaire
Normalité, N Eq.g / L	$N = \frac{n_{Eq.g}}{V_{Solution\ (L)}}$ $n_{Eq.g} = \frac{m_{soluté}}{m_{eq}}$; $m_{eq} = \frac{MM}{Z}$	N: Normalité (Eq.g / L) $m_{soluté}$: masse de soluté pur (g) MM : Masse molaire (g/mol) $V_{solution}$: Volume de la solution(L) Z : Charge (+, -), H^+ et OH^- échangées, libérées lors dune réaction.
Fraction molaire (%)	$\%molaire = \frac{n_{soluté}}{n_{total}}$ $n_{total} = \sum n_i$	$n_{soluté}$: nombre de mole de soluté (mol) $n_{totalesolution}$: nombre de moles totales (mol) $V_{solution}$: volume de la solution $\rho_{solution}$: masse volumique de la solution
Fraction massique (%)	$\%massique = \frac{m_{soluté}}{m_{solution}}$ $m_{solution} = V_{solution} * \rho_{solution}$	$m_{soluté}$: Masse de soluté (g) $m_{solution}$: masse de la solution (g) $V_{solution}$: volume de la solution $\rho_{solution}$: masse volumique de la solution
Fraction volumique %(V/V)	$\%volumique = \frac{V_{soluté}}{V_{solution}}$	$V_{soluté}$: Volume de soluté (L) $V_{solution}$: Volume de la solution (L)
Molalité (mol/Kg	$m = \frac{n_{soluté}}{KgS_{solvant}}$	n: nombre de moles de soluté (mol) KgS: Masse de solvant (Kg)

Chapitre II: Principaux constituants de la matière

1. Introduction : Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité
2. Mise en évidence des constituants de la matière
3. Modèle planétaire de Rutherford
4. Présentation et caractéristiques de l'atome
5. Isotopie et abondance relative des différents isotopes,
6. Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique : Spectrographe de Bainbridge
7. Energie de liaison et de cohésion des noyaux, Stabilité des noyaux.

Expérience de FARADAY

FARADAY, en faisant l'électrolyse de l'eau, a pu établir une relation entre la quantité de matière et la quantité d'électricité.

$N_A * e-$=6,022× 10^{23})×(1,602× 10^{-19} =1 FARADAY = 96500 $colomb$.

La **première loi de Faraday** $m= \frac{A*I*\text{t.}}{n*F}$;

Avec $Q = I*t$ a: $m= \frac{A*Q}{n*F}$

m : Masse de la substance

Q : = I*t : Quantité d'électricité ;

A : Masse atomique de l'élément ;

n : Nombre d'électrons échangés lors de la réaction considérée ;

F : Nombre de Faraday ;

t : Temps.

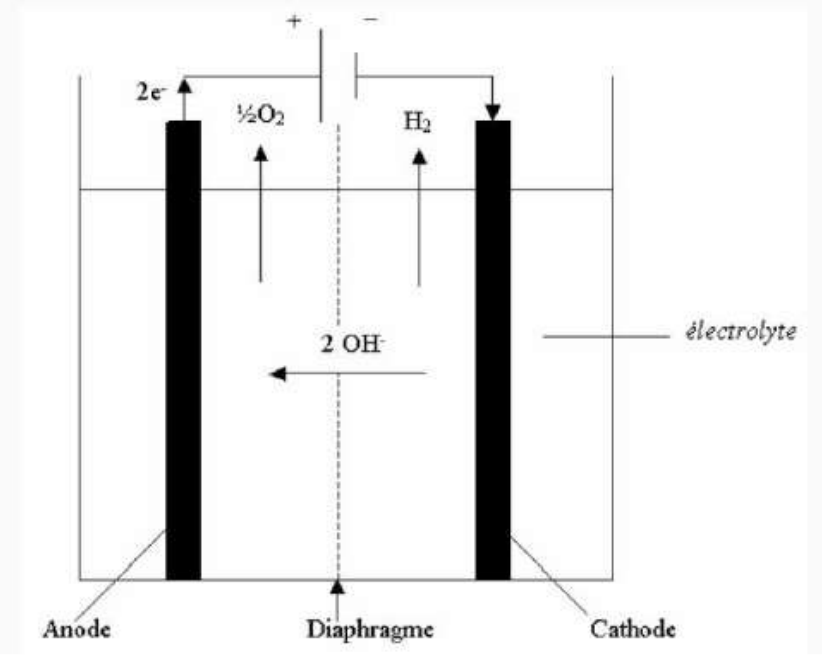


Figure II.1 : Principe de l'électrolyse de l'eau

Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome

L'atome est constitué de **3 particules fondamentales** : électron, proton, neutron.
L'électron a une charge **négative**, le proton une charge **positive**, le neutron **aucune charge**.

1. L'électron

a. Expérience de Crookes (Rayons cathodiques)

Constat : Décharge électrique dans un gaz à basse pression → émission de rayons (lumière verdâtre) issus de la cathode.
Conclusion : Ces rayons sont constitués de particules négatives (futurs électrons), présentes dans tous les corps.

b. Expérience de J.J. Thomson (Rapport e/m)

Principe : Déviation des électrons par des champs électrique et magnétique.
Résultat : Mesure du rapport charge/masse de l'électron :

$$\frac{e}{m0}=1{,}759\times10^{11}\,\text{C/kg}$$

Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome

c. Expérience de Millikan (Gouttelettes d'huile)

Principe : Équilibre d'une gouttelette d'huile chargée entre gravité et force électrique.

Résultat : Charge élémentaire de l'électron :

$$e=1,602\times1\ 10^{-19}\ C$$

Masse déduite $me=9,109\times\ 10^{-31}\ kg$

2. Le proton

Expérience de Goldstein (Rayons canaux)

Constat : Découverte de particules **positives** (protons) dans les rayons canaux, formées par ionisation de l'hydrogène.

Caractéristiques :

$$q=+e=1,602\times10^{-19}\ C,\ mp=1,673\times10^{-27}\ kg$$

3. Le neutron

Expérience de Chadwick

Constat : Bombardement du béryllium par des particules α → émission d'un rayonnement **non dévié** par les champs → particule **neutre**.

Caractéristiques :

$$q=0;\ mn = mp=1,675\times10^{-27}\ kg$$

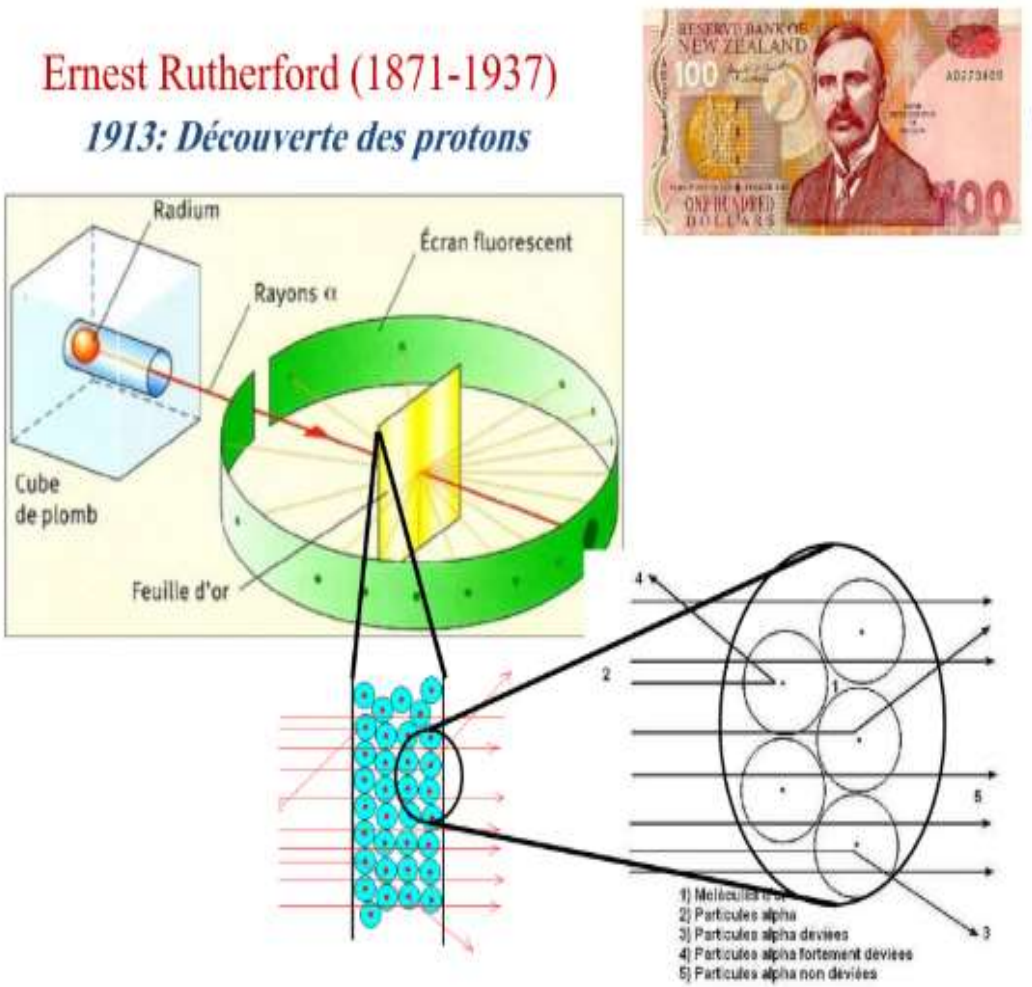
Mise en évidence des constituants de la matière et donc de l'atome

Tableau II.1: Caractéristiques des constituants de l'atome

Particule	Charge	Masse (kg)	Découvreur(s)
Électron	−e	$9{,}109\times10^{-31}$	Crookes, Thomson, Millikan
Proton	+e	$1{,}673\times10^{-27}$	Goldstein
Neutron	0	$1{,}675\times10^{-27}$	Chadwick

Modèle planétaire de Rutherford

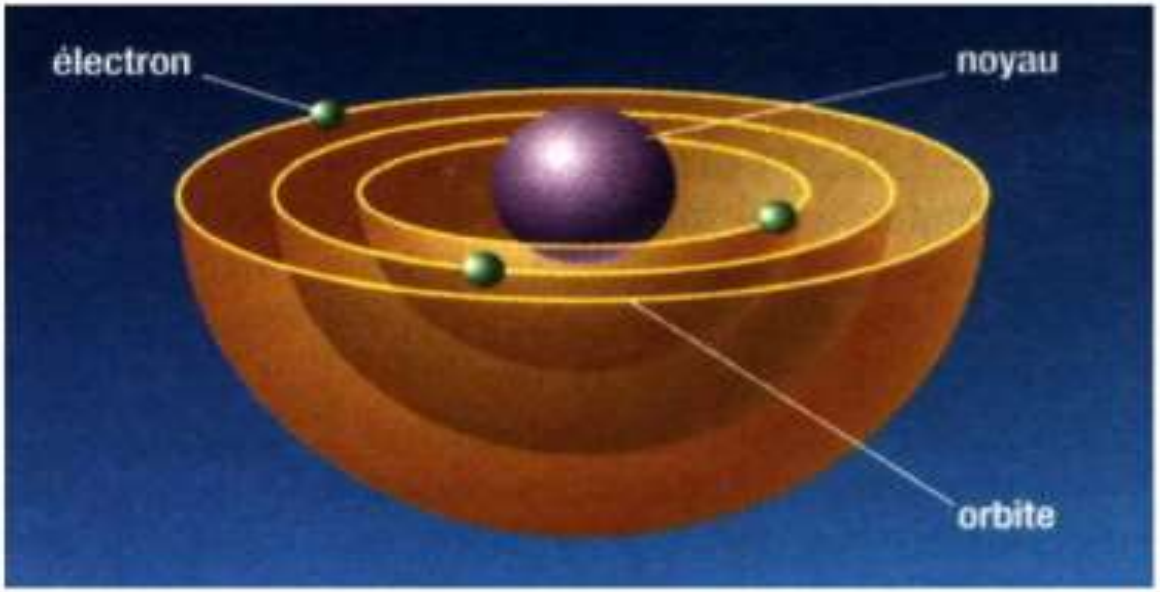
Le principe de l'expérience de Rutherford, qui a mené à la découverte du noyau atomique.
En observant que la plupart des particules traversaient la feuille d'or sans déviation, il en a conclu que l'atome est en grande partie vide. Et le noyau, lui, est très dense et chargé positivement, tandis que les électrons se déplacent autour



Modèle planétaire de Rutherford

Donc, pour Rutherford, **l'atome est essentiellement vide, avec un noyau central et des électrons autour**.
Le noyau est constitué de nucléons : Protons et neutrons.

L'atome selon Rutherford



Présentation et caractéristiques de l'atome

Atome
$r = 10^{-10}$ m (1 Å)

Electrons (-)
$|e| = 1{,}6.10^{-19}$ C

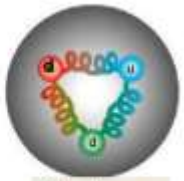
+

Noyau
$r = 10^{-14}$ m

$m_e = 9{,}1.10^{-31}$ kg

Nucléons = A

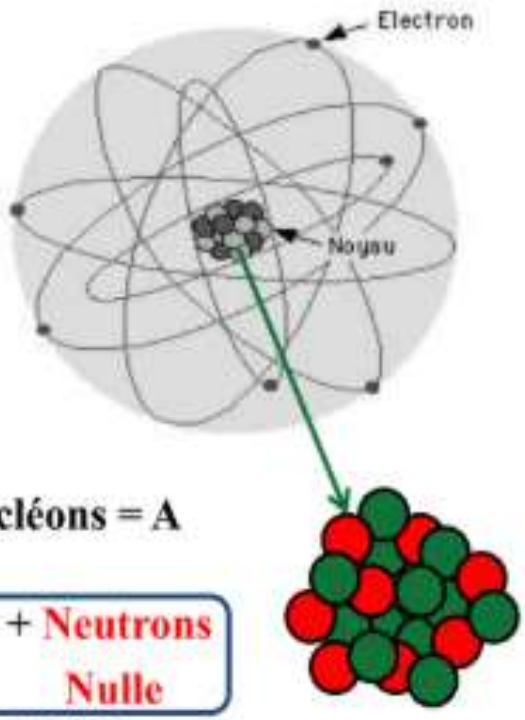




Protons (Z) + Neutrons
(+) Nulle

$m_p = 1{,}673.10^{-27}$ kg

$m_n = 1{,}675.10^{-27}$ kg



Charge de l'atome = Charge des électrons + charge des protons

$^{231}_{90}Th$

Présentation et caractéristiques de l'atome

➢ Notation d'un atome

Un élément chimique (X) est entièrement défini par **Z**, le **numéro atomique**.

Notation symbolique

$${}^{A}_{Z}X^{q} \quad \text{ou} \quad {}^{A}X^{q}$$

$${}^{A}_{Z}X^{q} \quad \text{ou} \quad {}^{A}X^{q}$$

Si **q ≠ 0**, il s'agit d'un **ion**.

Le nombre d'électrons (E) est alors : **E = Z - q**.

q : Charge de l'ion, Pour un atome neutre, **q = 0**

➢ Numéro atomique ou nombre de charge Z

Il représente le nombre de **protons** dans le noyau. Pour un atome **neutre**, c'est aussi le nombre d'**électrons**.

➢ Nombre de masse A

Il représente le nombre de **nucléons** (protons + neutrons) dans le noyau.

$$A = Z + N$$

où **N** est le nombre de neutrons.

.

Présentation et caractéristiques de l'atome

Calculer le nombre de protons et de neutrons des atomes suivants:

Carbone $^{12}_{6}C$.

Hydrogène $^{1}_{1}H$

Zinc $^{91}_{40}Zr$

Cobalt $^{39}_{20}Co$

Fer $^{56}_{26}Fe$.

Présentation et caractéristiques de l'atome

Unité de masse atomique (uma)

Dans le système international, l'unité de la masse est le Kg. Elle est totalement inadaptée à l'échelle élémentaire pour l'atome. D'où la nécessité d'une autre unité et qui est l'unité de masse atomique (u.m.a) avec :

$$1\ uma = 1{,}6606.\ 10^{-27}\ Kg$$

$$1\ uma = \frac{1}{12}.\ NA = \frac{10^{-3}}{6.02310^{23}}\ Kg$$

$$me = 9{,}109.\ 10^{-31}\ kg = 0.109\ \frac{10^{-31}}{10^{-27}} = 5{,}5\ .\ 10^{-4}\ uma$$

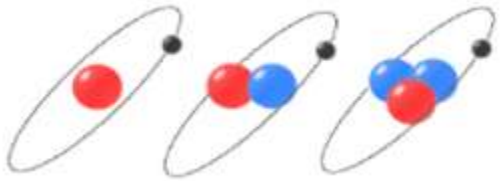
$$mp = 1{,}673.\ 10^{-27}\ kg = 1{,}673.\ 10^{-27}\ 1.6606.\ 10^{-27} = 1{,}0074\ uma$$

$$mn = 1{,}675.\ 10^{-27}\ kg = 1{,}675.\ 10^{-27}\ 1.6606.\ 10^{-27} = 1{,}0087\ uma$$

$$mp \approx mn \approx 1\ uma$$

Isotopes et abondance relative des différents isotopes

Les isotopes sont des atomes ou nucléides d'un même élément chimique (ils ont le même nombre de protons) ***mais*** un nombre de neutrons différents (donc des nombres de masse et masse atomique différents).



$^{A}_{Z}X$ $^{A'}_{Z}X$ $^{A''}_{Z}X$

$^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$

Exemple : Le carbone comporte trois isotopes naturels

Elément chimique	Isotopes	Nbre de masse	Numéro atomique (Z)	Nbre de neutrons
$^{A}_{Z}C$	$^{12}_{6}C$	12	6	6
	$^{13}_{6}C$	13	6	7
	$^{14}_{6}C$	14	6	8

Isotopes et abondance relative des différents isotopes

La masse atomique d'un élément chimique est la moyenne des masse atomiques ses isotopes multipliée par ses abondance relatif x_i.

$$M_{at} = \sum_i m_i \frac{x_i}{100} = m_1 \frac{x_1}{100} + m_2 \frac{x_2}{100} + \cdots$$

Exemple :

Le carbone est un mélange de : ${}^{12}_{6}C$ (98,9%) $et\ de$ ${}^{13}_{6}C$ (1,1%)

Masse atomique moyenne :

$$M = \frac{98{,}9\ .12 + 13\ .\ 1{,}1}{100} = 12{,}01 g/mol$$

Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique

Spectromètre de masse:

La **spectrographie de masse** permet d'identifier les isotopes d'un élément en déterminant leur masse respective et leur abondance isotopique avec précision.

Spectrographe de Bainbridge:

Le but de l'expérience est la séparation des isotopes selon leur masse et charge ainsi que de déterminer leur masse isotopique

Il comporte quatre parties principales :

1. **Chambre d'ionisation**
2. **Chambre de vitesse (filtre de vitesse)**

***3.* L'analyseur**

4. Détecteur d'ions

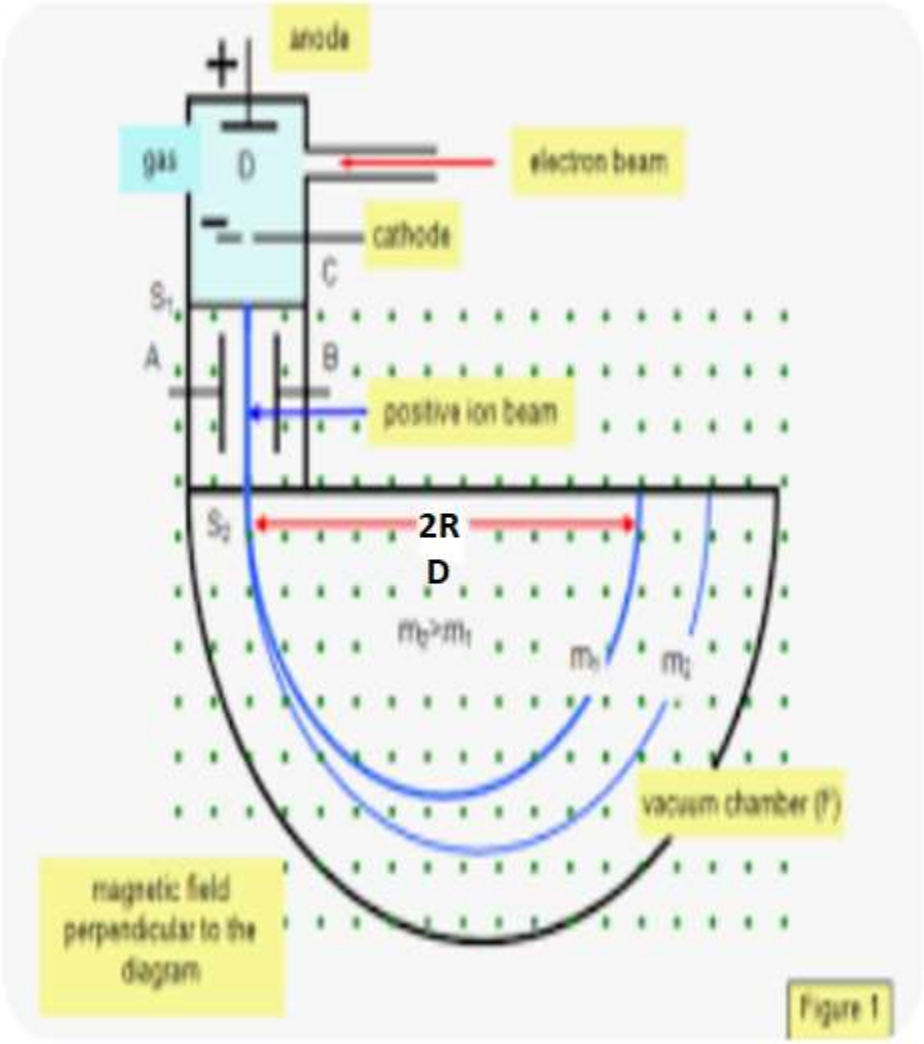


Figure II.2: Spectrographe de BAINBRIDGE

Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique

1. Chambre d'ionisation

Le but de la **chambre d'ionisation** est de transformer les atomes ou les molécules en **ions**, sont animées de vitesses différentes.

2. Chambre de vitesse

Ensuite, ils passent dans la **chambre de vitesse**, dont le rôle est de rendre leurs vitesses identiques. Pour cela, on les soumet à **un champ électrique** (Fe=q.E) et **un champ magnétique** (Fm= q.v.B) qui agissent dans des sens opposés. Le champ électrique attire les ions dans une direction, tandis que le champ magnétique les dévie dans la direction opposée. Quand ces deux forces atteint l'équilibre c-à-d: Fe=Fm, seuls les ions qui ont **une certaine vitesse précise** passent dans F3. On dit alors que ces ions ont **la même vitesse**, et ils peuvent être ensuite analysés selon leur **rapport masse/charge (m/q)** dans l'analyseur. On peut calculer cette vitesse de ses ions avec la relation :

où : L'ion franchira f3 si : $Fe = Fm \Rightarrow q.E = q.V.B \Rightarrow V = \frac{E}{B}$ ... .(1)

Les ions qui sortent du filtre ont les mêmes vitesses.

Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique

3. L'analyseur

Dans l'analyseur, les ions sélectionnés auront la **même vitesse**.
Dans cette chambre, on **annule le champ électrique** et on **soumet ces ions à un nouveau champ magnétique (B')**.
Ce champ magnétique (Fm=q.V.B') oriente ses ions à suivre une **trajectoire demi-circulaire (Fc=** $\frac{mV^2}{R}$**)**, ce qui va permettre de **les séparer** selon leur **masse**.
On a donc : **Fm' = Fc**, où **Fm'** est la force magnétique et **Fc** la force centrifuge.

Or, $\frac{mV^2}{R} = q.V.B' \Rightarrow \frac{m}{R} = q.V.B'$

Ainsi, comme **v**, **q** et **B'** sont constants, **le rayon R dépend uniquement de la masse m** :

- ✓ plus la masse de l'ion est **grande**, plus le **rayon R** est **grand** ;
- ✓ plus la masse est **petite**, plus **R** est **petit**.

Séparation des isotopes et détermination de la masse atomique

donc pour deux isotopes: m1 et R1 isotope plus léger : $\frac{m1V}{R1} = q.B'$

m2 et R2 isotope plus lourd: $\frac{m2V}{R2} = q.B'$

On remplaçant V, par (1): $\frac{m1}{R1}\frac{E}{B} = q.B'$; $\frac{m2}{R2}\frac{E}{B} = q.B'$

C'est donc de cette manière que l'on peut **séparer les isotopes**.

Remarque:

Lorsque l'ion arrivera au détecteur il aura une trajectoire en demi-cercle va parcourir un d= $\frac{R}{2}$

la distance entre les points d'impacts des isotopes: d = 2(R2-R1)

4. Détecteur d'ions

Enfin, dans la **chambre photographique (ou détecteur)**, les ions viennent frapper la plaque et laissent des **traces** à des positions différentes, ce qui permet de **les identifier**.

Exercice d'application

Les ions positifs du chlore, de masse différente, sont accélérés dans le filtre de vitesse ou règnent deux champ magnétique B' uniforme, les ions sont déviés selon une trajectoire circulaire de rayon R de telle sorte qu'ils impressionnent une plaque photographique.

1) Calculer la distance entre les points d'impacts des isotopes du chlore sachant que : B= 0,2 Tesla, E= 60000 V/m et B'= 0,1 Tesla. Les masses atomiques des deux isotopes sont : 35Cl =34,97 uma et 37Cl = 36,97 uma.
2) Quel est leur pourcentage dans la nature si la masse moyenne du chlore est 35,453 uma ?

Solution:

1) Calculer la distance entre les points d'impacts des isotopes du chlore:

a) On calcule la vitesse des ions de Cl:

$Fe = Fm \Rightarrow q.E = q.V.B \Rightarrow V = \frac{E}{B} \Rightarrow V = \frac{60000}{0,2} = \mathbf{300000\ m/s}$

R1 isotope plus léger et qui est 35Cl (m1) : $\frac{m1V}{R1} = q..B' \Rightarrow R1 = \frac{m1V}{q.B'}$

R2 isotope plus lourd et qui est 37Cl (m2) : $\frac{m2V}{R2} = q.V.B' \Rightarrow R2 = \frac{m2V}{q.B'}$

$$R1 = \frac{m1V}{q.B'} = \frac{34{,}97.\ 1.66.10^{-27}300000}{1.6.10^{-19}0.1} = 1{,}0888 \text{ m}$$

$$R2 = \frac{m2V}{q.B'} = \frac{36{,}97.\ 1.66.10^{-27}300000}{1.6.10^{-19}0.1} = 1{,}1511 \text{ m}$$

La distance entre les points d'impacts des isotopes:

d = 2(R2 - R1) = 2*(1,1511 - 1,0888) = 2*(0,0623) = 0,1246 m = 12,46 cm.

Soit x la fraction molaire de ^{35}Cl et $1 - x$ celle de ^{37}Cl. L'équation de la masse moyenne est :

$$x \times 34{,}97 + (1 - x) \times 36{,}97 = 35{,}453$$

Energie de liaison et de cohésion des noyaux

Energie de liaison et énergie de cohésion

1. L'énergie de liaison (E) est définie comme étant l'énergie libérée lors de la formation d'un noyau atomique à partir de particules élémentaires : protons et neutrons.

$$N + Z \rightarrow {}^{A}_{Z}X + E$$

Cette énergie E, qui est **négative**, est exprimée par la relation d'Albert Einstein (équivalence énergie-masse) :

Energie de cohésion → $\Delta E = \Delta m.c^2$ ← *Vitesse de la lumière dans le vide :* $c = 2{,}99792458.10^8\ m$

- Lors de la création d'un noyau : $\Delta m < 0$

$\Delta m = m_{noyau} - (Z.m_{proton} + N.m_{neutron})$. On parle de ***l'énergie de liaison***.

- Lors de la décomposition du noyau en nucléons $\Delta m > 0$

$\Delta m = (Z.m_{proton} + N.m_{neutron}) - m_{noyau}$. On parle de ***l'énergie de cohésion***.

Energie de cohésion (E')

C'est l'énergie nécessaire à la destruction d'un noyau en ses constituants $(N+P)$ selon la réaction :

$X_{ZA} \longrightarrow Z+N$; Cette énergie est positive et on peut écrire : $E' = -E$

Energie de cohésion par nucléon

c'est le rapport de l'énergie de cohésion d'un noyau sur le nombre de nucléon (A=Z+N) .

Elle est, en général, inférieure à 8,9 MeV quelque soit l'élément considéré. Cette énergie de cohésion est de l'ordre de $/nucléon$. ($1MeV$= $106eV$=1,6.10−13J).

Elle est représentée par la courbe d'Aston. Elle atteint son maximum de stabilité pour les noyaux de masse A≈60, ce qui explique la tendance des éléments à évoluer vers cette zone de stabilité optimale.

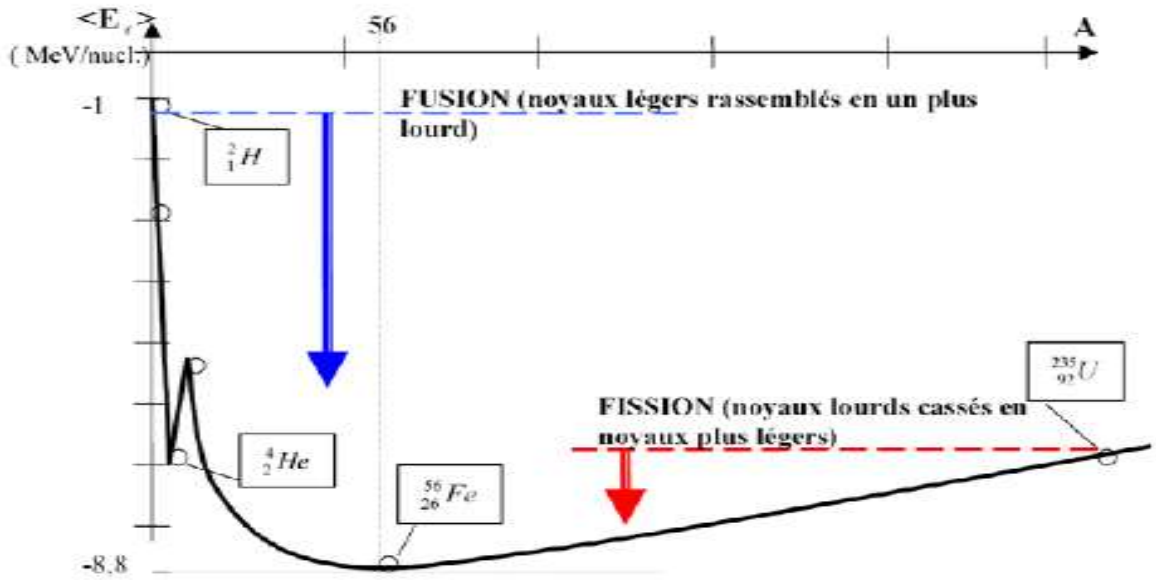


Figure II 3 : Courbe d'ASTON

Courbe d'ASTON se caractérise principalement:

- **Une montée rapide** : Pour les noyaux légers (de l'hydrogène jusqu'au fer), l'énergie de liaison par nucléon augmente fortement. Cela signifie que la stabilité nucléaire s'accroît.
- **Un maximum** : Elle atteint un pic autour du **fer-56 et du nickel-58** ($A \approx 60$). Ces noyaux sont les **plus stables** de l'univers car il faut le plus d'énergie pour les briser.
- **Une descente lente** : Pour les noyaux plus lourds (au-delà du fer), l'énergie de liaison par nucléon diminue progressivement, indiquant une stabilité moindre.

Définition de l'électro-volt (eV)

L'électron-Volt (eV) est l'énergie acquise par un électron accéléré par une ddp de 1 volt. D'où : 1eV=1,6. 10^{-19} joule (J).

Energie d'un u.m.a (1 uma)

$E = \Delta m . C^2 \; avec \; \Delta m = 1 \; uma = 1{,}66 . 10^{-27} \; Kg$

$E = 1{,}66 . 10^{-27} . (3 . 10^8)^2 = 14{,}94 . 10^{-11} \; J$

$1eV = 1{,}66 . 10^{-19} \; J \Rightarrow E = \frac{14{,}94 . 10^{-11}}{1{,}6 . 10^{-19}} = 933 . 10^6 \; eV = 933 \; MeV$

D'où **1 uma=933 MeV**