Chimie 1 : Structure de la matière
Chapitre I : Rappel des notions Fondamentales
Par Dr Kachbi Abdelmalek

1 Atomes et éléments chimiques

La matière est formée à partir de grains élémentaires appelés atomes. L'ordre de grandeur de la masse d'un atome est d'environ $10^{-26} kg$ et sa dimension est de quelques Angstroms (Å) avec 1 Å$=10^{-10}m$.
Vu cette dimension microscopique, on préfère travailler avec N_A atomes (N_A : nombre d'Avogadro).

1.1 Nombre d'Avogadro

C'est le nombre d'atomes contenus dans $12g$ de l'isotope de carbone (^{12}C). $\boxed{N_A = 6{,}02252 \cdot 10^{23}}$
Par ailleurs, on définit une mole comme étant la quantité de matière contenue dans $12g$ de l'isotope ^{12}C.
$\boxed{\text{1 mole d'atomes} = N_A \text{ atomes}}$

1.2 Masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atomes (N_A atomes).
La masse molaire atomique de $^{12}C = 12g/mol$
La masse d'un atome de $^{12}C = \frac{12}{N_A}\ g = 1{,}99 \cdot 10^{-23}\ g$

1.3 Unité de masse atomique (uma)

C'est $\frac{1}{12}$ de la masse d'un atome de carbone ^{12}C : La masse d'un atome de carbone ^{12}C est égale à 12 uma

$1\ uma = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A} = \frac{1}{6{,}02252 \cdot 10^{23}}$
$\boxed{1\ uma = 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ g = 1{,}66 \cdot 10^{-27}\ kg}$

2 Molécule

C'est une combinaison d'atomes : H_2 ; O_2 ; H_2O ; ....
Les molécules sont également microscopiques, et l'on considère plutôt N_A molécules.
$\boxed{N_A \text{ molécules} = \text{1 mole de molécules}}$

2.1 Masse molaire moléculaire

C'est la masse d'une mole de molécule. Elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des éléments qui constituent cette molécule.

Exemple : La masse molaire de l'acide sulfurique H_2SO_4 est calculée comme suit :
$H_2SO_4 = 2(\mathrm{H}) + 1(\mathrm{S}) + 4(\mathrm{O}) = 2(1) + 1(32) + 4(16) = 98$ g/mol
La masse d'une molécule H_2SO_4 est égale à $\frac{98}{6{,}02252 \cdot 10^{23}} = 1{,}627 \cdot 10^{-22} g$

2.2 Volume molaire

C'est le volume qui est occupé par une mole de substance. Le volume molaire d'un gaz dans les conditions normales de température et de pression CNTP ($T = 0^{\circ}C$ et $P = 1atm$) est : $\boxed{V_0 = 22{,}4\ L/mol}$

3 Corps purs et mélanges

Corps pur : Les molécules qui le constituent sont identiques.

- Corps pur simple : Les atomes qui constituent les molécules de ce corps sont identiques (H_2, O_2, Cl_2)
- Corps pur composé : Les atomes qui constituent les molécules de ce corps sont différentes (H_2O, CO_2, HCl)

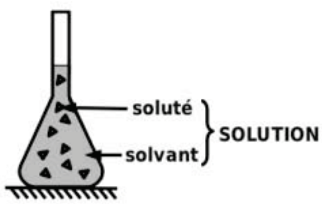
Mélange : Les molécules qui le constituent sont différentes.

4 Réaction chimique

$$\underbrace{a\ A + b\ B}_{\text{réactifs}} \longrightarrow \underbrace{c\ C + d\ D}_{\text{produits}}$$

a, b, c et d sont des coefficients stoechiométriques.
A et B sont des réactifs.
C et D sont des produits.
La réaction chimique doit obéir aux lois de conservation de masse, charge et matière.

5 Concentration d'une solution



La concentration d'une solution est le rapport de la quantité du soluté par celle du solvant ou de la solution

5.1 Concentration molaire ou Molarité (C)

C'est le nombre de mole de soluté par litre de solution.

$$\boxed{C = \frac{n_{\text{soluté}} \quad (mol)}{V_{\text{solution}} \quad (L)}}$$

5.2 Fraction massique (X)

C'est le rapport de la masse du soluté par la masse de la solution.

$$\boxed{X = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}}}$$

Pour un mélange de n constituants, la fraction massique d'un constituant "i" dans un mélange est le rapport de la masse du constituant "i" par la masse du mélange.

$$\boxed{X_i = \frac{m_i}{m_{\text{mélange}}}} \quad \text{avec} \quad \boxed{m_{\text{mélange}} = m_{totale} = \sum m_i} \quad \text{et} \quad \boxed{\sum X_i = 1}$$

5.3 Pourcentage massique (%m)

C'est la masse du soluté en gramme contenue dans 100g de la solution.

$$\boxed{\%m = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{\text{solution}}} \cdot 100 = X \cdot 100}$$

Pour un mélange de n constituants, le pourcentage massique d'un constituant "i" dans un mélange est la masse du constituant "i" en gramme contenue dans 100 g du mélange.

$$\boxed{(\%m)_i = \frac{m_i}{m_{\text{mélange}}} \cdot 100 = X_i \cdot 100} \quad \text{avec} \quad \boxed{\Sigma(\%m)_i = 100}$$

5.4 Fraction molaire (x)

C'est le rapport du nombre de moles du constituant "i" par le nombre de mole total de la solution (ou du mélange).

$$\boxed{x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}} \quad \text{avec} \quad \boxed{n_{\text{total}} = \Sigma \ \ n_i} \quad \text{et} \quad \boxed{\sum x_i = 1}$$

5.5 pourcentage molaire (%n)

C'est le nombre de mole du constituant i contenue dans 100 moles de la solution (ou du mélange).

$$\boxed{(\%n)_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \cdot 100 = x_i \cdot 100} \quad \text{avec} \quad \boxed{\Sigma(\%n)_i = 100}$$

5.6 Masse volumique

C'est le rapport de la masse d'un corps pur (ou mélange) par le volume de ce même corps pur (ou mélange).

$$\boxed{\rho = \frac{m \ \ (g \ \ \text{ou} \ \ kg)}{V \ \ (L \ \ \text{ou} \ \ m^3)}}$$

5.7 Densité

La densité d'un solide ou d'un liquide c'est le rapport entre la masse d'un volume V de ce solide ou liquide et la masse du même volume V d'eau.

$$\boxed{d = \frac{m_{\text{corps}}}{m_{\text{eau}}} = \frac{\rho_{\text{corps}} \cdot V}{\rho_{\text{eau}} \cdot V} = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{eau}}}}$$

La densité d'un gaz c'est le rapport entre la masse d'un volume V de ce gaz et la masse du même volume V d'air.

$$\boxed{d_{\text{gaz}} = \frac{m_{\text{gaz}}}{m_{\text{air}}} = \frac{\rho_{\text{gaz}} \cdot V}{\rho_{\text{air}} \cdot V} = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}}}$$

On sait aussi que :

$$\boxed{\rho_{gaz} = \frac{m_{gaz}}{V_{gaz}}} \quad ; \quad \boxed{V_{gaz} = V_M \cdot n} \quad ; \quad \boxed{m_{gaz} = M \cdot n}$$

On déduit que :

$$\boxed{d_{\text{gaz}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}} \cdot V_M} = \frac{M_{\text{gaz}}}{1{,}293 \cdot 22{,}4} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29}}$$

5.8 Normalité

C'est le nombre d'équivalent-gramme par litre de solution.

$$\boxed{N = \frac{n_{eq-g}}{V_{solution}(L)}}$$

L'équivalent-gramme ou la masse de la substance correspondante à 1 mole de particule (H^+ : acide ; OH^- : base ; e^- : oxydant et réducteur) est donné par l'equation :

$$\boxed{M_{eq-g} = \frac{M}{z}}$$

z : nombre de moles des particules considérées (H^+ : acide ; OH^- : base ; e^- : oxydant et réducteur) correspondant à une mole de la substance (corps pur).

$$\boxed{z = \frac{\nu_{(\mathrm{H}^+,\ \mathrm{OH}^-\ \ \mathrm{ou}\ \ \mathrm{e}^-)}}{\nu_{\text{corps pur}}}}$$

Le nombre d'équivalent-gramme :

$$\boxed{n_{eq-g} = \frac{m_{\text{corps pur}}}{M_{eq-g}} = \frac{m_{\text{corps pur}} \cdot z}{M_{\text{corps pur}}} = n_{\text{corps pur}} \cdot z}$$

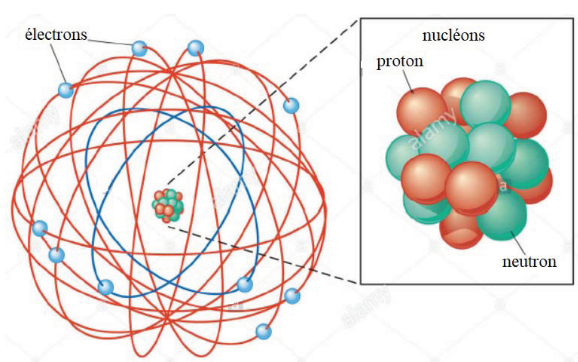
A partir des équations précédentes, on déduit que :

$$\boxed{N = \frac{n \cdot z}{V_{\text{solution}}} = C \cdot z}$$

6 Principaux constituants de l'atome

6.1 Modèle planétaire de Rutherford

L'atome électriquement neutre est décrit tel un noyau dense et chargé positivement autour duquel gravitent des électrons, comme des planètes autour du soleil. Le diamètre de l'atome est de l'ordre de 10^{-10} m, soit 10000 fois le diamètre du noyau.



6.2 Présentation et caractéristiques de l'atome (Symbole, numéro atomique Z, nombre de masse A et nombre de neutrons N

L'atome est caractérisé par Z, N et A.

•Z nombre de protons dans le noyau, c'est aussi le nombre d'électrons dans l'atome. Il est appelé numéro atomique ou nombre de charge.

•N nombre de neutrons dans le noyau.

•$A = Z + N$ nombre de nucléons (protons+neutrons) dans le noyau. Il est appelé nombre de masse.

•**Élément chimique** X est représenté par une ou deux lettres, il est caractérisé par le numéro atomique Z. Le noyau d'un atome X est désigné par ${}^{A}_{Z}X$.

6.3 Propriétés physiques des constituants de l'atome

- la masse de l'électron $\boxed{m_e = 9{,}101 \cdot 10^{-31}\ kg}$.
- La charge de l'électron est négative $\boxed{q_e = -e = -1{,}6 \cdot 10^{-19}\ C}$.
- La charge du proton est positive, elle est égale en valeur absolue à la charge de l'électron $\boxed{q_p = +e = +1{,}6 \cdot 10^{-19}\ C}$.
- La masse du proton vaut 1836 fois la masse de l'électron $\boxed{m_p = 1{,}67252 \cdot 10^{-27}\ kg}$.
- La charge du neutron est nulle $\boxed{q_n = 0}$.
- La masse du neutron est légèrement supérieure à celle du proton, elle vaut 1839 fois la masse de l'électron $\boxed{m_n = 1{,}67482 \cdot 10^{-27}\ kg}$.

7 Isotopie, abondance relative et masse atomique moyenne

- Les isotopes d'un élément chimique X ont le même nombre de charge Z et un nombre de neutron N différent, donc n nombre de masse A différent. L'isotope est désigné par ${}^{A}X$.
- La masse atomique moyenne pour un mélange isotopique de n isotopes :

$$\boxed{M_{moy} = \frac{\sum_{i=1}^{i=n}(x_i \cdot M_i)}{100}}$$

avec x_i : l'abondance relative de l'isotope "i" (pourcentage molaire de "i" dans le mélange).
M_i : la masse atomique de l'isotope "i".

- **Exemple** Le carbone est un mélange de 98,9% de ${}^{12}C$ et 1,1% de ${}^{13}C$.
$M_{moy} = \frac{98{,}9 \times 12 + 1{,}1 \times 13}{100} = 12{,}011\ g/mol$.

8 Stabilité des noyaux

8.1 Énergie de cohésion du noyau

C'est l'énergie de formation d'un noyau à partir de ses constituants. Elle est fournie par ces derniers sous forme d'une faible fraction de leur masse.
Loi d'Einstein : $\boxed{\Delta E = \Delta m \cdot C^2}$ avec ΔE en Joules, Δm en kg et $C = 3 \cdot 10^8\ m/s$: célérité ou vitesse de la lumière dans le vide.

Question Quelle est l'énergie de cohésion du noyau d'hélium (${}_{2}^{4}He$) sachant que :
$m({}_{2}^{4}He) = 4{,}0026\ uma\,;\ \ m({}_{1}^{1}p) = 1{,}007542\ uma\,;\ \ m({}_{0}^{1}n) = 1{,}0089627\ uma$.

Réponse L'equation de formation de ce noyau est : $2\ {}_{1}^{1}p\ +\ 2\ {}_{0}^{1}n \xrightarrow{\Delta E} {}_{2}^{4}He$
On calcule le défaut de masse : $\Delta m = m({}_{2}^{4}He) - [2\ m({}_{1}^{1}p) + 2\ m({}_{0}^{1}n)]$
$\Delta m = -0{,}030339\ uma$
$\Delta m = -0{,}030339 \times 1{,}66 \cdot 10^{-27} = -0{,}05036 \cdot 10^{-27}\ kg$
Cette perte de masse se retrouve sous forme d'énergie : $\Delta E = \Delta m \cdot C^2$
$\Delta E = -0{,}45326 \cdot 10^{-11}\ J$
La formation d'une mole de noyaux dégage : $\Delta E = 0{,}45326 \cdot 10^{-11} \times 6{,}022 \cdot 10^{23} = 2{,}72956 \cdot 10^{12}\ J/mol$.
Sachant que 1 *calorie* = 4,18 *Joules*, on trouve : $\Delta E = \frac{2{,}72956 \cdot 10^{12}}{4{,}18} = 6{,}53 \cdot 10^{11}\ cal/mol$
$\Delta E = 6{,}53 \cdot 10^{8}\ kcal/mol$: c'est une très grande énergie, c'est l'équivalent de l'énergie de combustion de 83 tonnes de charbon : $\mathrm{C} + \mathrm{O_2} \xrightarrow{94{,}1\ kcal/mol} \mathrm{CO_2}$

8.2 Énergie de liaison du noyau

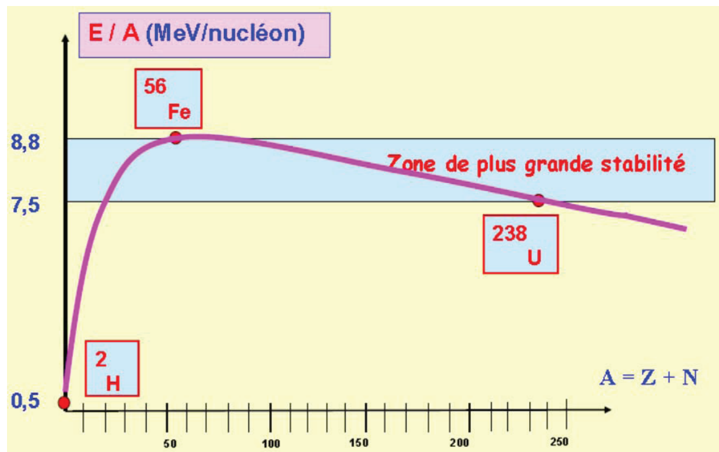
C'est l'énergie que doit fournir le milieu extérieur pour séparer ce noyau au repos en ses constituants libres au repos : ${}^{A}_{Z}X \xrightarrow{E_l} Z\ {}^{1}_{1}p + N\ {}^{1}_{0}n$
$\Delta m = [Z \cdot m({}^{1}_{1}p) + N \cdot m({}^{1}_{0}n)] - m({}^{A}_{Z}X) > 0$
$E_l = \Delta m \cdot C^2 > 0$

8.3 Equivalent énergétique de l'uma en $Joule$ et MeV

Rappelons que : $\boxed{1\ eV = 1{,}6 \cdot 10^{-19}\ J}$ et $\boxed{1\ MeV = 10^6\ eV}$.
$\Delta E(J) = \Delta m(kg) \times C^2(m^2/s^2)$
$\Delta E(J) = \Delta m(uma) \times 1{,}66 \cdot 10^{-27} \times (3 \cdot 10^8)^2$
$\boxed{\Delta E(J) = \Delta m(uma) \times 1{,}492 \cdot 10^{-10}}$ et $\boxed{\Delta E(MeV) = \Delta m(uma) \times 934}$.

8.4 Détermination de l'énergie de liaison par nucléon : courbe d'Aston

Parmi les 331 nucléides naturels, 284 sont stables, les autres se décomposent spontanément, on dit qu'ils sont radioactifs. La stabilité est d'autant plus grande que l'énergie de liaison par nucléon est plus élevée.La courbe montre que pour les noyaux naturels, il faut dépenser environ 8 MeV pour arracher un nucléon et que $\frac{E_l}{A} = f(A)$ passe par un maximum de 8,8 MeV pour le fer 56 et diminue ensuite lentement pour atteindre 7,5 MeV pour l'uranium 238



9 Cinétique de la désintégration radioactive

9.1 Loi de désintégration radioactive

Considérons une réaction nucléaire A $\longrightarrow$ B.
La vitesse de la réaction ne dépend que de l'élément qui se désintègre. Elle est proportionnelle au nombre d'atomes de A présents au temps t :

$\boxed{\frac{dn_A}{dt} = -\lambda \cdot n_A}$ avec $\lambda > 0$: constante de désintégration ou constante radioactive.

Après intégration de cette équation différentielle de premier ordre, on obtient :

$$\boxed{n_A = n_{0_A} \cdot \exp(-\lambda \cdot t)}$$

La loi de désintégration peut s'écrire en utilisant le nombre de noyaux N et la masse m.

$$\boxed{N = N_0 \cdot \exp(-\lambda \cdot t)} \quad et \quad \boxed{m = m_0 \cdot \exp(-\lambda \cdot t)}$$

9.2 Période radioactive (T)

C'est le temps pendant lequel la moitié des noyaux radioactifs se désintègrent (temps de demi-vie).

$$\boxed{T = \frac{\ln 2}{\lambda}}$$

9.3 Activité absolue (A)

C'est le nombre de désintégrations par unité de temps.

$$\boxed{A = -\frac{dn}{dt} = \lambda \cdot n = \lambda \cdot n_0 \cdot \exp(-\lambda \cdot t) = A_0 \cdot \exp(-\lambda \cdot t)}$$

avec A_0 : l'activité à $t = 0$.
L'unité de l'activité A est le Curie avec : $\boxed{1\ Ci = 3{,}7 \cdot 10^{10}\ dps \ \text{(désintégration par seconde)}}$.
Cette valeur numérique fut choisie de façon que 1 gramme de radium ait une activité très voisine de 1 curie.