

Résumé du Chapitre 1 : Introduction à l'Atomistique

Delobelle Mathieu / Atomistique Chapitre 1

1^{er} juin 2025

Ceci est un résumé du cours d'atomistique j'ai fait de mon mieux mais n'hésitez pas à vérifier les informations sur le vrai cours pour ne pas vous faire avoir.

Table des matières

1 L'Atome et sa Structure	2
1.1 Définition de l'Atome	2
1.2 Théorie de Rutherford	2
1.3 Les Électrons	2
1.4 Structure de l'Atome en détail	2
1.5 Élément Chimique	3
2 La Mole (mol)	3
3 Exemples d'Exercices	4
3.1 Détermination des constituants	4
3.2 Calcul de quantité de matière et d'atomes	4
3.3 Calcul de masses molaires	5

Introduction

Ce chapitre introduit les concepts fondamentaux de l'atomistique, en partant de la définition de l'atome jusqu'à la notion de mole.

1 L'Atome et sa Structure

1.1 Définition de l'Atome

L'idée d'atome, comme particule insécable, remonte au Vème siècle av. J-C. avec les philosophes de la Grèce ancienne. La définition moderne, issue des travaux de Rutherford, Bohr et Chadwick au début du XXème siècle, décrit l'atome comme une unité comportant :

- Un **noyau** minuscule et dense, contenant des particules positives (les **protons**) et des particules neutres (les **neutrons**).
- Des particules négatives (les **électrons**) qui évoluent autour du noyau sur des couches électroniques.

L'atome est globalement électriquement neutre. Son diamètre est de l'ordre de 10^{-10} m (ou 1 Ångström) et sa masse est d'environ 10^{-26} kg. Le noyau, lui, a un diamètre de l'ordre de 10^{-15} m.

1.2 Théorie de Rutherford

En 1911, Rutherford a découvert l'existence du noyau et a proposé un modèle atomique où :

- L'atome est composé d'un noyau positif, minuscule et dense.
- Les électrons évoluent autour de ce noyau.
- Les électrons sont retenus par des forces électrostatiques.
- L'atome présente des espaces vides importants.

Ce modèle a ensuite été complété par la notion de couches électroniques (Bohr, 1913) et la découverte du neutron (Chadwick, 1932).

1.3 Les Électrons

L'existence des électrons a été prouvée en 1895 par Jean Perrin. Leur charge a été déterminée en 1911 par Robert Millikan.

1.4 Structure de l'Atome en détail

- **Noyau** : Chargé positivement, il contient :

- **Protons (Z)** : Particules de charge positive ($q = +1,602 \times 10^{-19}$ C) et de masse $m_p = 1,673 \times 10^{-27}$ kg. Le nombre de protons est appelé **numéro atomique** ou **nombre de charge (Z)**.
 - **Neutrons (N)** : Particules neutres de masse $m_N = 1,675 \times 10^{-27}$ kg.
 - Les protons et neutrons sont collectivement appelés **nucléons (A)**. Le nombre total de nucléons est le **nombre de masse (A)**, où $A = Z + N$.
 - **Nuage électronique** : Chargé négativement, il contient :
 - **Électrons (Z)** : Particules de charge négative ($q = -1,602 \times 10^{-19}$ C) et de masse $m_e = 9,109 \times 10^{-31}$ kg.
- Pour un atome neutre, le nombre d'électrons est égal au nombre de protons (Z).

1.5 Élément Chimique

- Un **élément chimique** est défini par son **numéro atomique Z** (nombre de protons), car les propriétés chimiques dépendent du cortège électronique.
- Il est symbolisé par X, avec son numéro atomique Z en indice et son nombre de masse A en exposant : ${}_Z^AX$.
- **Ions** : Ce sont des atomes qui ont perdu ou gagné des électrons, et sont donc chargés électriquement.
 - **Cation** : Ion chargé positivement (nombre d'électrons $< Z$), ex : Al^{3+} (3 électrons perdus).
 - **Anion** : Ion chargé négativement (nombre d'électrons $> Z$), ex : S^{2-} (2 électrons gagnés).
- **Isotopes** : Atomes d'un même élément chimique (même Z) qui possèdent des nombres de neutrons différents (et donc des nombres de masse A différents). Ils ont les mêmes propriétés chimiques mais des propriétés nucléaires différentes.
 - Exemples : ${}^{12}_6C$ (6 neutrons) et ${}^{14}_6C$ (8 neutrons). ${}^{238}_{92}U$ (146 neutrons) et ${}^{235}_{92}U$ (143 neutrons).

2 La Mole (mol)

- La **mole** est l'unité de **quantité de matière** du Système International.
- Une mole contient exactement $6,02214076 \times 10^{23}$ entités élémentaires (atomes, molécules, ions, etc.).
- Ce nombre est appelé le **nombre d'Avogadro** ($\mathcal{N}_A \approx 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).
- La **masse molaire (M)** d'un élément est la masse d'une mole de cet élément, exprimée en g/mol.
 - Exemple : Masse molaire atomique du Chlore (Cl) = 35,5 g/mol.
- La **masse molaire moléculaire** est la somme des masses molaires atomiques des atomes constituant la molécule.

- Exemple : $M(H_2O) = 2 \times M(H) + M(O) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g/mol}$.
- Relation entre masse (m), quantité de matière (n) et masse molaire (M) : $m = n \times M$.

3 Exemples d'Exercices

3.1 Détermination des constituants

Donner le nombre d'électrons, de neutrons et de protons pour :

- ${}_{11}^{23}\text{Na}$
- ${}_{14}^{28}\text{Si}$
- ${}_{35}^{80}\text{Br}$
- ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{2+}$
- ${}_{79}^{197}\text{Au}^{3+}$
- ${}_{24}^{23}\text{Cr}^{6+}$ (Note : Dans le document, ${}_{24}^{23}\text{Cr}^{6+}$ est listé. Typiquement, le chrome ($Z=24$) a des isotopes comme ${}_{24}^{52}\text{Cr}$. Un ion ${}_{24}^{23}\text{Cr}^{6+}$ impliquerait un nombre de masse de 23, ce qui est inhabituel et signifierait -1 neutron. Il est probable qu'il y ait une coquille dans l'énoncé original de l'exercice. Si l'on se base sur $Z=24$ et une charge $6+$, l'atome de chrome aurait 24 protons et $24-6 = 18$ électrons. Le nombre de neutrons dépendrait du nombre de masse A.)
- ${}_{11}^{?}\text{Se}^{2-}$ (Note : Dans le document, ${}_{11}^{23}\text{Se}^{2-}$ est listé. Le Sélénium (Se) a un numéro atomique $Z=34$. ${}_{11}\text{Na}$ est le Sodium. S'il s'agit d'un ion sélénure Se^{2-} , il aurait 34 protons et $34+2 = 36$ électrons. S'il s'agit d'un ion de sodium avec $Z=11$ et $A=23$, et une charge $2-$, il aurait 11 protons, 12 neutrons, et $11+2 = 13$ électrons, ce qui est inhabituel pour le sodium qui forme des cations.)
- ${}_{53}^{127}\text{I}^{-}$

Solution pour ${}_{11}^{23}\text{Na}$:

- Protons (Z) = 11
- Nucléons (A) = 23
- Neutrons (A-Z) = 23 - 11 = 12
- Électrons (Z pour un atome neutre) = 11

Solution pour ${}_{26}^{56}\text{Fe}^{2+}$:

- Protons (Z) = 26
- Nucléons (A) = 56
- Neutrons (A-Z) = 56 - 26 = 30
- Électrons (Z - charge pour un cation) = 26 - 2 = 24

3.2 Calcul de quantité de matière et d'atomes

Combien y a-t-il d'atomes dans 4g de Magnésium ? (On donne $M(\text{Mg}) = 24,3 \text{ g/mol}$).

Démarche :

1. Calculer la quantité de matière (n) de Mg : $n = \frac{m}{M} = \frac{4 \text{ g}}{24,3 \text{ g/mol}} \approx 0,1646 \text{ mol}$
2. Calculer le nombre d'atomes : Nombre d'atomes = $n \times \mathcal{N}_A = 0,1646 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ atomes/mol} \approx 0,99 \times 10^{23} \text{ atomes}$

3.3 Calcul de masses molaires

Calculer les masses molaires respectives du dioxyde de carbone CO_2 , du sulfate de cuivre anhydre $CuSO_4$, du sulfate de cuivre hydraté $CuSO_4, 5H_2O$ et du sel de Mohr $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2, 6H_2O$. (Les masses molaires atomiques nécessaires seraient : C $\approx 12,0 \text{ g/mol}$, O $\approx 16,0 \text{ g/mol}$, Cu $\approx 63,5 \text{ g/mol}$, S $\approx 32,1 \text{ g/mol}$, H $\approx 1,0 \text{ g/mol}$, N $\approx 14,0 \text{ g/mol}$, Fe $\approx 55,8 \text{ g/mol}$)

Exemple pour CO_2 : $M(CO_2) = M(C) + 2 \times M(O) = 12,0 + 2 \times 16,0 = 12,0 + 32,0 = 44,0 \text{ g/mol}$.

Exemple pour $CuSO_4$: $M(CuSO_4) = M(Cu) + M(S) + 4 \times M(O) = 63,5 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 63,5 + 32,1 + 64,0 = 159,6 \text{ g/mol}$.

Exemple pour $CuSO_4, 5H_2O$: $M(H_2O) = 2 \times M(H) + M(O) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ g/mol}$. $M(CuSO_4, 5H_2O) = M(CuSO_4) + 5 \times M(H_2O) = 159,6 + 5 \times 18,0 = 159,6 + 90,0 = 249,6 \text{ g/mol}$. (Correspond à la valeur donnée dans le document)