

Structure atomique simple

1. Introduction

92 types d'atomes différents et connus à ce jour ont permis de former le monde matériel qui nous entoure par simple arrangement/combinaison entre eux.

Cependant ces atomes ne se lient pas entre eux n'importe comment ; c'est en les étudiant longuement et individuellement qu'on a pu expliquer les substances en présence et prévoir celles qui pourraient encore exister.

Selon le cours la table de Mendeleïev répertorie actuellement 106 types d'atome différents :

- 92 types d'atomes "naturels" présents sur terre.
- 14 éléments synthétiques.

Cette table évolue constamment :

- Selon la table que l'on t'a donné tu notera la présence de 112 éléments périodiques (le dernier étant l'Ununbium Uub).
- Selon Gemini, il y en aurait actuellement 116 répertoriés, le 116 étant l'Oganesson (Og).

Dans cette table, les atomes sont classés de gauche à droite par **ordre croissant de masse atomique unifiée** (uma ou u ou encore g/mol ou encore $g.mol^{-1}$) :

- Le plus petit est l'Hydrogène $H = 1,008g.mol^{-1}$.
- Le plus lourd (hors atomes synthétiques) est l'Uranium $U = 238g.mol^{-1}$.
- Si on inclut les synthétiques, le plus lourd actuel est l'Ununbunium $Uub = 277g.mol^{-1}$.

Généralement on emploie la notion de $g.mol^{-1}$ plutôt que u ou uma , mais c'est **la même chose**, soit

$$1g.mol^{-1} = 1u \approx 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

2. Particules élémentaires

Tout atome est constitué de trois particules.

2.1. L'électron

L'électron (noté e^-) a une masse et une charge **négative** dite charge élémentaire :

- masse : $9,110.10^{-31} Kg$
- charge : $-1,602.10^{-19}C$ ou C est le Coulomb, unité de mesure de l'électricité.

2.2. Le proton

Le proton (noté p^+) a une masse et une charge **positive** dite charge élémentaire :

- masse : $1,672.10^{-27} Kg$... soit 1850 plus que l'électron.
- charge : $1,602.10^{-19} C$. La charge du proton est donc l'exact inverse de celle de l'électron.

2.3. Le neutron

Le neutron n a une masse et une charge **positive** dite charge élémentaire :

- masse : $1,675.10^{-27} Kg$... soit 1850 plus que l'électron.
- charge : il est **électriquement neutre**.

Le neutron fut découvert tardivement en 1932, sa charge étant neutre ... il était caché en quelque sorte.

2.4. Observations

Ces 3 particules différentes ont des comportements différents, en particulier l'attraction et la répulsion :

- Deux corps chargés d'électricité de même signe se repoussent : e^- vs $e^- \implies$ **Répulsion**
- Deux corps chargés d'électricité de signe contraire s'attirent : e^- vs $p^+ \implies$ **Attraction**
- Avec un corps non chargé" (neutron), il n'a aucune réaction : e^- vs $n \implies$ **Aucune réaction**

3. Constitution de l'atome

3.1 Le noyau

Le noyau de l'atome est constitué de proton(s) et de neutron(s).

3.1.1. Proton = Numéro atomique Z

Dans la table de Mendeleïev, les atomes sont classés par **ordre croissant du nombre de proton** (28 ici sur la photo du Nickel Ni) **que contient le noyau**.

Ce nombre s'appelle le **numéro atomique**, son symbole est Z .

Le plus petit atome est celui de l'hydrogène,

Masse atomique ⁽¹⁾	58,70	Symbole ⁽²⁾	Ni
Numéro atomique	28	Nombres d'oxydation courants En gras, le plus stable	2 3
Point de fusion/ébullition [°C]	1453/2914	Masse volumique [g/cm ³] ⁽³⁾	8,90
		Electronégativité	1,9

formé de $Z = 1$ seul proton, il est donc classé numéro 1 dans la table.

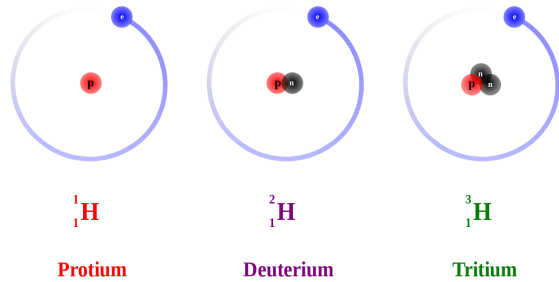
3.1.2 Neutron(s) et Isotope

C'est toujours le nombre de proton qui caractérise un type d'atome ... mais le nombre de neutrons peut varier

En effet, un même type d'atome peut avoir un **nombre de neutrons différent**.

On appelle cela des **Isotopes**.

Bien sûr ils sont classifiés au même endroit (**Iso** = Même et **Topos** = Place) dans la table puisque c'est le même type d'atome car ils possèdent le même nombre de protons.



3.2. Les électrons

Les électrons quant à eux ne font pas partie du noyau de l'atome, ils gravitent autour du noyau, attirés par les protons de signe électrique opposé.

Ainsi, par exemple, l'atome d'Hélium ($Z = 2$) est formé de:

- noyau : 2 protons et quelques neutrons selon l'isotope,
- 2 électrons qui gravitent autour du noyau.

Ainsi le Z de la table de Mendeleïev définit à la fois le nombre de proton du noyau mais aussi le nombre d'électrons autour du noyau.

3.3. Etat neutre et état chargé

L'atome possède généralement le même nombre de protons et d'électrons. Leurs charges respectivement positive et négative s'annulent : c'est l'**état neutre de l'atome**.

Si l'atome **perd** un ou plusieurs électrons, il devient un **ion négatif**, appelé **Cation**. Il a donc plus de protons que d'électrons.

Et si l'atome **gagne** un ou plusieurs électrons, il devient un ion positif appelé **Anion**. Il a donc plus d'électrons que de protons.

Exemple

Explication

Fe^{3+}	Est un ion positif de l'atome de Fer ayant gagné 3 électrons, c'est un Anion.
O^{2-}	Est un ion négatif de l'atome d'Oxygène ayant perdu 2 électrons, c'est un Cation.

4. Structure électronique de l'atome

4.1. Organisation des électrons autour du noyau

On s'intéresse aux électrons gravitant autour du noyau.

Ceux-ci sont répartis en couches et sous-couches. Les électrons étant fainéants, ils ont tendance à remplir d'abord les couches les plus proches du noyau, puis passer aux couches suivantes.

En réalité, ce sont les électrons présents sur la dernière sous-couche qui vont nous intéresser.

Le nombre maximal d'électron sur une couche n est donné par la formule $2n^2$. Ainsi les couches contiennent successivement : 2, 8, 18 et 32 électrons sur la 4ème couche.

Pour trouver le nombre d'électrons restant sur la dernière couche on effectue $Z - 2n^2$.
Exemple

Exemple pour Br , dont Z vaut 35, donc

- Couche 1 : $2 \cdot 1^2 = 2$
- Couche 2 : $2 \cdot 2^2 = 8$; total 10.
- Couche 3 : $2 \cdot 3^2 = 18$; total 28.

De même grâce à la table de Mendeleïev, **sur les colonnes numérotées I, II, III ... VII, VIII**, on peut directement déduire pour l'atome concerné le nombre exact d'électrons sur la dernière couche sans avoir à calculer. Ce nombre est tout simplement le numéro de la colonne I, II, ... VII, ou VIII.

Il reste donc $35 - 28 = 7$ électrons sur la dernière couche; ce qui correspond bien au VII le numéro de colonne dans laquelle figure le Br !

4.2. Notation de Lewis

La dernière couche porte le nom de "couche périphérique" ou "**couche de valence**", et ne peut pas comporter plus de 8 électrons. Lewis a proposé une notation simple pour représenter les électrons sur cette couche.

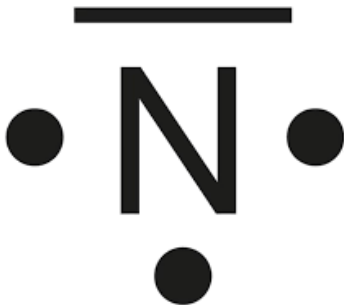
Pour dessiner un atome, on place ses électrons de valence aux quatre points cardinaux (haut, bas, gauche, droite) autour du symbole :

- On place d'abord les électrons un par un (électrons célibataires).
- Une fois qu'on a dépassé 4 électrons, on commence à les regrouper pour former des **doublets non-liants**.

Exemples :

- **Hydrogène (H)** : 1 électron de valence \rightarrow un point ($\cdot H$).
- **Carbone (C)** : 4 électrons de valence \rightarrow quatre points ($\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{C}}}$).
- **Oxygène (O)** : 6 électrons de valence \rightarrow deux doublets et deux points ($\cdot \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\overset{\cdot}{\overline{O}}}}$).
- **Néon (Ne)** : 8 électrons de valence \rightarrow quatre doublets ($|\overline{Ne}|$, stable).

4.3. Relation valence et stabilité

	<p>L'image représente la notation de Lewis sur la couche de valence de l'atome d'azote N.</p> <p>On constate que 1 paire d'électron non-liants s'est formée. Ces 2 e^- ne participeront pas aux réactions chimiques.</p> <p>En revanche il reste 3 e^- libres et donc chimiquement actifs. Ils sont susceptibles de participer aux réactions.</p>
--	---

5. La table périodique des éléments

Cette table est aussi appelée table de Mendeleïev. Cette table se lit :

- En ligne : ce sont les périodes
- En colonne : ce sont les familles

Les atomes d'une même famille possèdent la même structure électronique externe, d'où une très forte ressemblance dans leur réactivité chimique.

5.1. Lecture du tableau périodique

Le tableau périodique fournit de nombreux éléments :

- Le Z (**numéro atomique**) indique le nombre de proton et le nombre d'électrons de l'atome.
- Le **symbole chimique** correspond généralement au nom de l'atome : Fe (Fer), H (Hydrogène), O oxygène ... Parfois on retrouve le nom en Latin : Au pour Aurus = Or pour des raisons d'internationalisation.

- Les symboles apparaissent en **4 couleurs différentes** : noir (solides à 30°C), bleu (liquides), rouges (gaz) et blanc pour les éléments de synthèse qui n'existent pas naturellement sur la Terre.
- L'escalier à droite du tableau sépare :
 - les **métaux** : bons conducteurs thermiques, ductiles, malléables et ayant tendance à rendre facilement des électrons.
 - les **non-métaux** : qui n'ont pas ces propriétés.
- Il existe aussi des semi-métaux, avec des propriétés intermédiaires, mais ils ne seront pas pris en compte dans ce cours.
- Le chiffre en rouge représente la **masse volumique relative moyenne** de l'atome.
- **L'état d'oxydation (ou degré d'oxydation, ou encore nombre d'oxydation)** indique le nombre d'électron de la dernière couche que l'atome peut **perdre ou gagner** dans une réaction chimique.
- On trouve aussi la valeur du **point de fusion**, du **point d'ébullition**, ainsi que la **densité de l'élément**.

6. Les ions

6.1. Définition

L'atome possède le même nombre d'électrons que le proton du noyau. Toutefois certains atomes sont susceptibles de perdre ou gagner 1 ou des électrons, ce que l'on appelle l'état d'oxydation (ou de réduction).

Dans ce cas on indique le nombre d'électrons perdus ou gagnés :

- Fe^{2+} le fer a perdu(*) 2 électrons.
- Ca^{3-} le calcium a gagné(*) 3 électrons.

(*) : L'électron étant de charge négative, si on en perd (resp. gagne) alors qu'on est à l'équilibre, on devient naturellement positif (resp. négatif).

Un atome perdant (resp. gagnant) des électrons devient un Ion positif (resp. négatif) ou un cation (resp. anion).

6.2. Stabilité

A part les gaz rares, tous les atomes peuvent se transformer en Ion, ce qui leur permet de stabiliser leur structure électronique en complétant toutes les couches par ajout ou retrait d'électron.

De plus, considérons l'ion Li^+ qui a perdu un électron : Il possède alors la même structure électronique que l'hélium He qui le précède dans le tableau périodique.

En revanche obtenir sur Li^{7-} est mission impossible, il faudrait gagner 7 électrons.