

Les atomes

Fiche de révision imprimable — Galaxscia

NIVEAU 1

Les bases de la matière

La matière qui nous entoure – comme l'air, l'eau ou notre corps – est constituée de **molécules**. Mais en regardant de plus près, on découvre que ces molécules sont elles-mêmes formées de **particules encore plus petites** : les **atomes**.

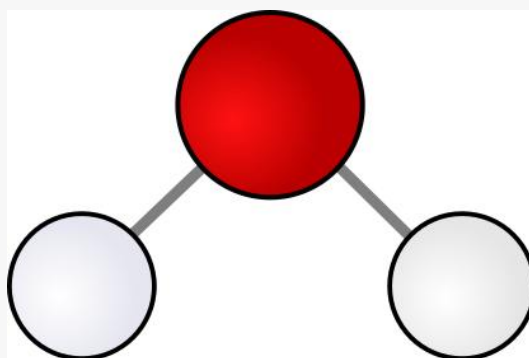
Imaginez un morceau de sucre que l'on coupe en deux, puis encore en deux, indéfiniment. Au bout du processus, on obtiendrait des atomes : les "briques" fondamentales de toute matière.

Le modèle de Dalton : des billes pour représenter les atomes

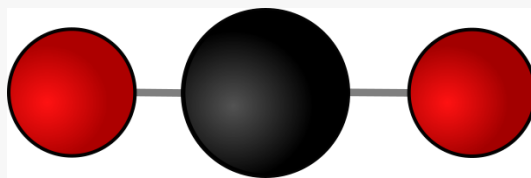
Au début du XIXe siècle, John Dalton propose un modèle simple : **chaque atome est une petite bille pleine**. Quand plusieurs de ces billes se lient, elles forment une molécule.

Exemples :

Une molécule d'eau = 2 atomes d'hydrogène + 1 atome d'oxygène



Une molécule de dioxyde de carbone = 1 atome de carbone + 2 atomes d'oxygène



Les couleurs utilisées pour représenter les atomes dans les modèles ne sont pas réelles, mais elles aident à les distinguer visuellement.

Les 4 atomes stars du vivant

Sur plus de 100 types d'atomes différents, 4 sont très fréquents dans les molécules biologiques :

Carbone (C)

Hydrogène (H)

Oxygène (O)

Azote (N)

Chacun est représenté par un **symbole chimique** : une lettre majuscule, parfois suivie d'une minuscule.

Les formules chimiques

Ainsi avec les symboles de chaque atome, on peut écrire la **formule chimique** de la molécule, afin de donner sa composition. On notera le symbole de l'atome suivi, **en indice**, du nombre d'atome présent dans la molécule.

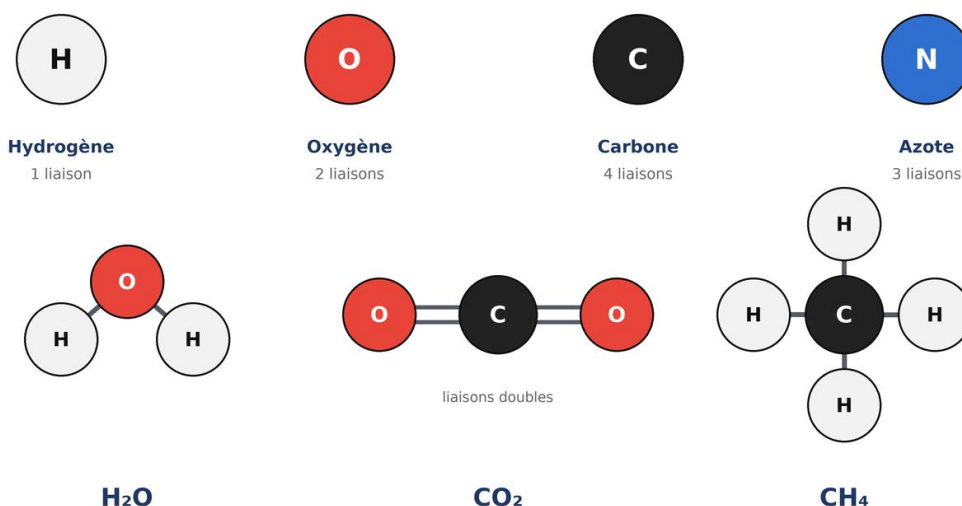
Noter que s'il n'y a qu'un seul atome, on ne note pas le 1 pour alléger l'écriture.

Exemple

Pour l'eau qui a 2 atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène. Cela nous donne H₂O

Pour le dioxyde de carbone, qui a 2 atomes d'oxygène et 1 atome de carbone, la formule est : CO₂

Construire une molécule : atomes et formules



Un peu d'histoire

Le mot "atome" vient du grec ancien *atomos*, qui signifie "indivisible". Les Grecs anciens avaient déjà imaginé cette idée autour de 400 av. J.-C. Elle a ensuite été oubliée pendant des siècles, puis validée par des expériences scientifiques au XIXe siècle.

À retenir — questions de révision

- De quoi la matière est elle constituée?
- Qu'est ce qu'une molécule ?
- Comment peut-on modéliser un atome simplement?
- Quels sont les 4 atomes très utilisés en chimie?
- Quel est le code couleur utilisé pour ces atomes?

NIVEAU 2

L'expérience de Rutherford : un modèle révolutionnaire

Au début du XXe siècle, le physicien Ernest Rutherford réalise une expérience marquante. Il bombarde une fine feuille d'or avec des particules. À sa grande surprise, la plupart traversent la feuille, mais certaines sont déviées ou rebondissent. Cela signifie que l'atome n'est **pas une bille pleine** !

Le modèle de Rutherford

L'atome est constitué :

d'un noyau, très petit, chargé positivement, où se concentre presque toute la masse,

d'un nuage électronique où se trouve des électrons, très légers et chargés négativement, qui se déplacent autour du noyau,

L'atome se compose donc principalement de **vide** entre le noyau et les électrons : on parle de **structure lacunaire**.

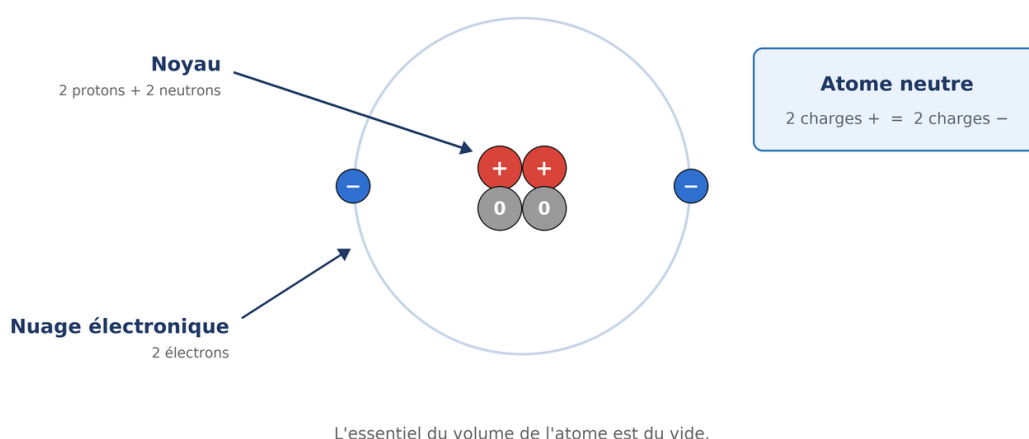
L'équilibre des charges : l'électroneutralité

Un atome est globalement **électriquement neutre** :

le nombre de charges positives (protons) = le nombre de charges négatives (électrons)

*Si un atome perd ou gagne des électrons, il devient un **ion** (positif ou négatif).*

Modèle de Rutherford : noyau, électrons et vide



À retenir — questions de révision

- De quoi est constitué un atome?
- Quel est la charge électrique d'un atome?

NIVEAU 3

Le noyau : protons et neutrons

Le noyau est formé de **nucléons** :

des protons, chargés positivement,

des neutrons, sans charge, qui stabilisent le noyau.

La notation atomique :

On note un atome de la façon suivante :

AZX

X : symbole de l'atome

Z : Numéro atomique = nombre de protons

A : Nombre de masse = nombre de nucléons (protons + neutrons)

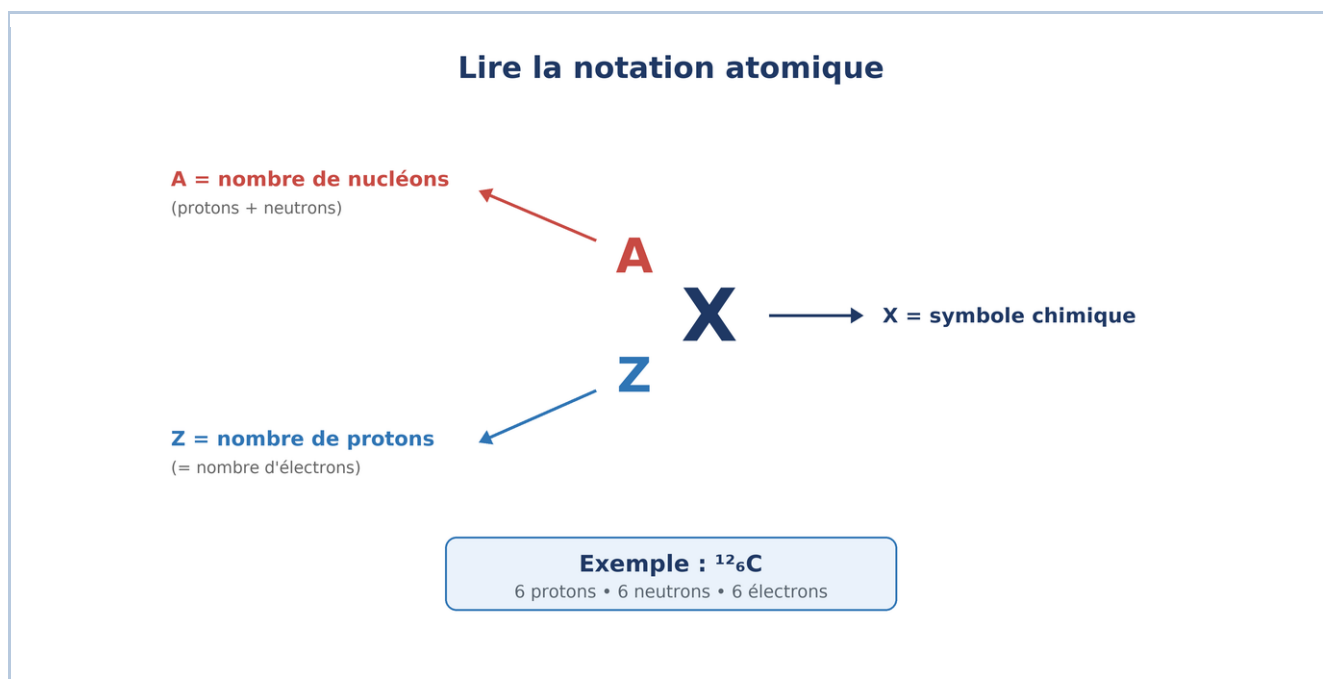
Exemple : Pour $^{12}_6\text{C}$ l'atome est composé de :

6 protons car $Z = 6$

6 neutrons car $A = 12 \rightarrow 12 \text{ nucléons} - 6 \text{ protons} = 6 \text{ neutrons}$

6 électrons car un atome est neutre, il y a autant d'électrons (chargé -) que de protons (chargés +) $\rightarrow 6 \text{ (charge +)} + 6 \text{ (charges -)} =$

Construction d'atomes :



La classification périodique

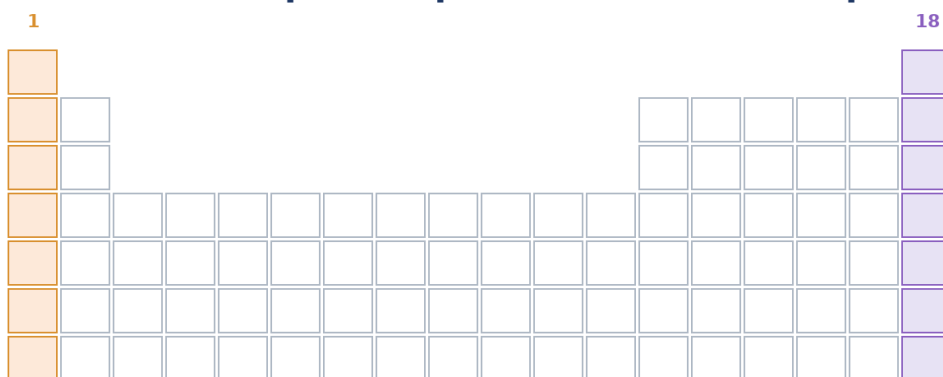
La classification périodique est attribuée à **Dmitri Mendeleïev**, qui proposa un classement des éléments en s'appuyant sur la récurrence des propriétés chimiques. Certains atomes ont des propriétés similaires et sont alors regroupés ensembles.

Ainsi certaines colonnes ou bloc correspondent à des **familles d'éléments**, ayants tous des propriétés chimiques similaires.

Example :

les gaz nobles en dernière colonnes sont tous très peu réactifs et généralement gazeux.

les *métaux alcalins* en première colonne qui ont tendance à perdre 1 seul électron et sont très réactifs (notamment avec l'eau). Les atomes sont classés par **numéro atomique croissant**.



Métaux alcalins

1^{re} colonne

Gaz nobles

dernière colonne

Les éléments sont classés par numéro atomique croissant.

À retenir — questions de révision

- Que contient le noyau d'un atome?
- Quels sont les charges électriques des particules du noyau?
- Quel est la signification du X, Z et A dans la notation atomique?
- Avec l'exemple de l'argent : $^{107}_{47}\text{Ag}$, quelles informations tire-t-on de la notation atomique?

NIVEAU 4

Le modèle de Bohr

Bohr propose que les électrons se disposent sur des **couches** autour du noyau :

Couche 1 : jusqu'à 2 électrons

Couche 2 : jusqu'à 8 électrons

Couche 3 : jusqu'à 8 électrons (ou 18 électrons pour les atomes plus gros)

Les électrons remplissent d'abord les couches les plus proches du noyau (de la 1 vers la 3).

Stabilisé ou réactif ?

Un atome est **stable** lorsque sa couche externe est **pleine**. Un atome stable aura tendance à moins réagir, sinon, il cherche à réagir pour se stabiliser :

il formera des liaisons avec d'autres atomes et formera des molécules.

il gagnera ou perdra des électrons pour former un ion.

Exemples :

Carbone ($Z=6$) : $(1)^2(2)^4 \rightarrow$ instable (forme principalement des molécules)

Néon ($Z=10$) : $(1)^2(2)^8 \rightarrow$ stable car la couche externe est complète.

Sous couche électronique

Chaque couche se décompose en sous-couche dans lesquelles les électrons se répartissent.

Il existe 4 types de sous-couches :

s : la plus simple, accueillant 2 électrons maximum.

p : accueillant 6 électrons au maximum

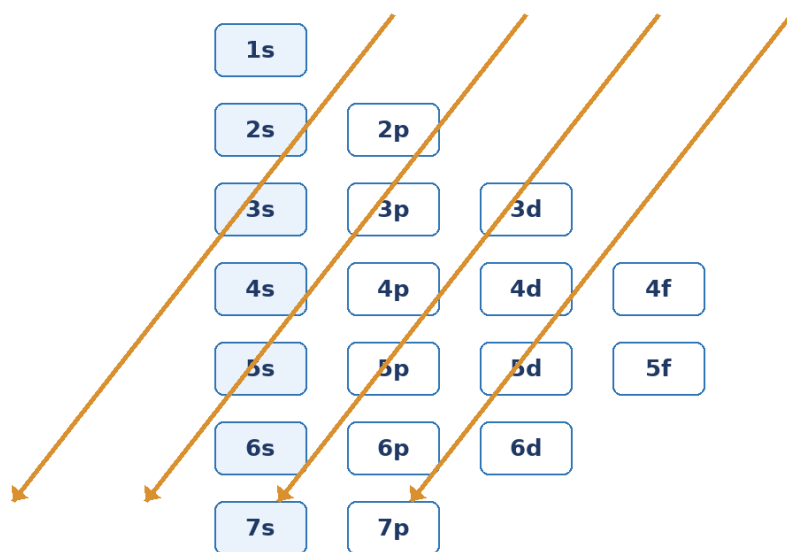
d : accueillant 10 électrons au maximum

f : accueillant 14 électrons maximum.

Règle de Klechkowski

Afin de compléter les sous couches dans le bon ordre, on utilise la règle de Klechkowski

Règle de Klechkowski : ordre de remplissage



Lecture : $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow \dots$

Exemples :

Carbone ($Z=6$) : $1s^2 2s^2 2p^2$

Néon ($Z=10$) : $1s^2 2s^2 2p^6$

À retenir — questions de révision

- Comment s'organisent les électrons autour du noyau?
- Qu'est ce qui détermine la stabilité d'un atom