

# La chimie à partir de zéro

Par moejul



**OPENCLASSROOMS**

[www.openclassrooms.com](http://www.openclassrooms.com)

*Licence Creative Commons 6 2.0  
Dernière mise à jour le 26/11/2012*

# Sommaire

Sommaire .....	2
Lire aussi .....	1
La chimie à partir de zéro .....	3
Prérequis .....	3
Méthodes et objectifs .....	3
Ce cours est dédié aux débutants en chimie .....	3
Partie 1 : Les bases de la chimie .....	4
Ô chimie, qui es-tu vraiment ? .....	4
Comment étudier la chimie ? .....	4
Qu'est-ce que la chimie ? .....	4
À quoi ça sert ? .....	5
Phénomène chimique ou physique ? .....	5
Exercices .....	6
Atomes et molécules .....	8
Un monde très petit .....	9
Les modèles atomiques .....	10
Le modèle de Dalton .....	10
Le modèle de Thomson .....	10
Le modèle de Rutherford et de Chadwick .....	11
Et après ? .....	12
Synthèse .....	13
Exercices .....	13
Classons les éléments ! .....	16
Le tableau périodique .....	16
Présentation du tableau .....	16
Premières observations .....	16
Première lecture d'une case .....	17
Remarques en vrac .....	18
Périodique ? .....	18
Les groupes .....	18
Lanthanides et actinides .....	19
Éléments méconnus .....	19
Différence entre élément et atome .....	19
Exercices .....	19
Avant de commencer, résumons .....	19
C'est parti ! .....	19
La danse des électrons .....	23
La valence, une affaire d'électrons .....	23
Couches électroniques .....	23
Valence chimique .....	23
Notion d'ion .....	25
Les anions .....	25
Les cations .....	25
Petit exemple pratique : les ions dans l'eau .....	26
Exercices .....	26
Les atomes se lient ! .....	29
Les liaisons chimiques : comment ça marche ? .....	29
Principe de formation des liaisons .....	29
Représentation de Lewis .....	29
Les différents types de liaisons .....	30
La liaison covalente .....	30
La liaison ionique .....	31
Différence entre liaison covalente et liaison ionique .....	32
Quelques exemples .....	32
La molécule d'eau .....	32
Plus compliqué : le phosphore de calcium .....	32
Exercices .....	33



# La chimie à partir de zéro



Le tutoriel que vous êtes en train de lire est en **bêta-test**. Son auteur souhaite que vous lui fassiez part de vos commentaires pour l'aider à l'améliorer avant sa publication officielle. Notez que le contenu n'a pas été validé par l'équipe éditoriale du Site du Zéro.



Mise à jour : 26/11/2012

Difficulté : Facile 



La chimie, difficile ? Que nenni !

Vous pensez que cette matière n'est pas faite pour vous ? Vous pensez que la chimie, c'est nul ? Eh bien lisez ce tutoriel, car tout le monde est capable de comprendre la chimie. Et quand on comprend, souvent on aime.

## Prérequis

Pour lire ce cours, vous n'avez pas besoin de prérequis, car on va partir de zéro. Mais vraiment de zéro !

## Méthodes et objectifs

Je me suis fixé deux objectifs principaux durant la rédaction de ce tutoriel. Premièrement, j'aimerais rendre la chimie plus attrayante et donc je voudrais que ce cours puisse intéresser tous les lecteurs, quel que soit leur âge et leurs ambitions. C'est-à-dire **vous** entre autres, qui lisez ces lignes. Deuxièmement, j'aimerais bien sûr qu'après votre lecture, vous ayez assimilé les connaissances de base de cette science.

Chaque chapitre de ce cours sera ponctué par des exercices résolus et un QCM qui fera office d'interrogation. Vous remarquerez que certains chapitres sont des "*examens*". Non, ne prenez pas peur, prenez plutôt ça comme une opportunité pour tester vos connaissances et de voir ce qui est mal assimilé. Pour vous aider, chaque examen sera précédé d'une synthèse résumant toutes les nouvelles choses que vous aurez vues. Vous voyez, je fais vraiment tout pour vous aider. 😊

## Ce cours est dédié aux débutants en chimie

Dans ce tutoriel, je vais volontairement omettre certains détails afin de ne pas embrouiller les lecteurs ayant peu ou pas de notions en chimie. Certaines informations seront même erronées aux yeux de certains. Cela est volontaire. Vous comprendrez que je ne peux pas parler de notions plus complexes comme les orbitales moléculaires ou les nombres quantiques au début d'un cours de chimie qui se veut facilement accessible aux débutants.

Assez parlé comme ça, laissez-moi maintenant vous faire découvrir cet univers merveilleux qu'est la chimie. Allez, en route ! 🚀

## Partie 1 : Les bases de la chimie

Comme promis, nous allons commencer à partir de zéro.

Tout d'abord, nous partirons à la découverte de la chimie : qu'est-ce que c'est ? Et à quoi ça sert ?

Ensuite, dans les chapitres suivants, nous aborderons les notions de base de la chimie. Je pense que ce seront les chapitres les plus difficiles à assimiler, car les notions de molécule, d'atome et de liaison peuvent vous paraître abstraites et vous laisser perplexe si vous débutez. Mais une fois ces concepts maîtrisés, vous verrez comment on nomme les molécules, comment on représente des réactions chimiques... Tout ceci prendra un sens, et vous aurez un bagage suffisant pour pousser vos connaissances plus loin. J'espère avoir réussi à vous motiver !

### Ô chimie, qui es-tu vraiment ?

Vous pensiez vous lancer corps et âme dans la chimie ? Vous pensiez que demain, vous ajouteriez un liquide rouge et fumant à un autre liquide bleu plein de bulles pour créer un truc vert qui explose au contact de l'eau ? Eh bien non, désolé. 😊

Je sais, je dis ça de façon un peu cruelle, mais apprendre la chimie, ça prend du temps. Bien que ça soit une matière très logique, il faut y aller doucement et beaucoup pratiquer, et vous êtes encore loin de risquer de faire exploser votre laboratoire lors d'une expérience comme dans les films.

Bref, avant toute chose, il me semble important de vous expliquer ce qu'est exactement la chimie, à quoi ça sert, et pourquoi c'est une science à part entière. Vous verrez bientôt que la chimie est présente dans notre vie de tous les jours...

### Comment étudier la chimie ?

Pour étudier, qu'il s'agisse de chimie, de mathématiques, ou de n'importe quelle autre matière, il faut réaliser 3 étapes :

1. **Comprendre ce qu'on lit.** Oui, il arrive parfois de ne plus rien comprendre à notre lecture. Et c'est handicapant car la chimie est une suite logique de concepts, donc si vous n'en comprenez pas un, vous ne comprendrez pas non plus ceux d'après. Tout ça pour dire que si vous ne comprenez pas quelque chose, il faut s'arrêter et relire, poser des questions, jusqu'à ce que tout soit clair !
2. **Retenir les concepts importants.** Quand on a compris, il faut retenir. Il y a des choses à retenir par cœur, et d'autres à savoir expliquer ou refaire. Ne retenez donc pas forcément tout mot par mot ! Par exemple, la nomenclature est quelque chose à connaître sur le bout des doigts, mais c'est loin d'être le cas de la plupart des concepts abordés. Dans ces cas-là, vous devez juste être capable d'expliquer les notions avec vos mots. Si vous pouvez faire ça à chaque fois, c'est que vous avez tout retenu.
3. **Appliquer et pratiquer.** Car il faut bien que tout cela serve à quelque chose ! C'est vraiment important : plus vous pratiquez, mieux vous retenez et plus vous comprenez. C'est d'ailleurs pour ça que je proposerai des exercices en fin de chaque chapitre. Par contre, je ne pourrai malheureusement pas vous faire manipuler les produits chimiques directement, mais j'essaierai de vous proposer quelques applications manuelles faciles à réaliser chez vous.

Pendant la lecture de ce big-tuto, je vous conseille de repenser régulièrement à ce que je viens de dire : comprendre, retenir, appliquer. C-R-A. C'est la clef de la réussite.

### Qu'est-ce que la chimie ?

Ça peut paraître absurde de vous expliquer ce qu'est la chimie, mais il me semble que c'est un point qu'il faut éclaircir. Alors pour avoir une définition, rien de tel que le dictionnaire :

**Citation : Le petit Larousse illustré, édition 2007**

Science qui étudie la constitution atomique et moléculaire des corps, ainsi que leurs interactions.

Mouais... Ça vous fait peur aussi les définitions des dicos ?

En tout cas, je souhaite vous expliquer ça avec mes mots. La chimie est donc tout d'abord une science, tout comme la physique ou la biologie. Cette science s'intéresse à la nature de la matière : la façon dont elle est constituée, comment elle **réagit** dans un milieu donné, etc. Elle s'intéresse donc aussi à l'évolution de cette matière si on la met en contact avec une autre. Par exemple, si vous voulez savoir pourquoi le fer rouille, vous pouvez le demander à un chimiste, il pourra vous répondre car il s'agit de l'étude de l'évolution du fer dans un milieu donné (l'eau par exemple).

On peut parfois considérer la chimie comme de la cuisine. On associe plusieurs choses (les "ingrédients" s'appellent les

**réactifs**), et on observe le résultat final (les "plats cuisinés" s'appellent les **produits**). Bon, j'avoue que c'est une image un peu grossière, mais je l'aime bien...

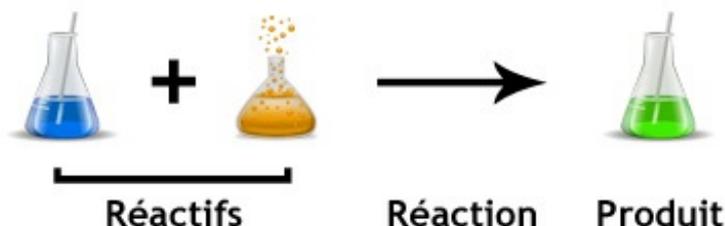


**Réactif, produit et réaction** sont trois mots de vocabulaire importants qu'il vous faudra mémoriser.

Et on ne râle pas là, j'veus ai vu ! 🤪

Les réactifs donnent, après réaction, des produits.

Voici un schéma pour vous aider :



## À quoi ça sert ?

À l'époque actuelle, la chimie est utile dans tellement de domaines que je ne pourrai pas tous vous les citer (à moins que vous ne souhaitiez y passer la nuit ?). Sachez que maintenant, la chimie est bien présente dans notre vie quotidienne.

Le plastique en est un bon exemple : il est partout celui-là. Regardez votre télécommande, votre chaîne hi-fi, votre téléphone, ou peut-être même la chaise sur laquelle vous êtes assis. C'est bourré de plastique ! Et d'où vient cette matière magique ? Des laboratoires bien sûr ! En tout cas, je n'ai pas encore vu de sacs en plastique pousser sur les arbres...

Mais ce n'est pas tout ! La chimie est présente dans bien d'autres domaines. Par exemple :

- **Médecine et santé** : fabrication de médicaments, ...
- **Énergie et électricité** : piles électriques, centrales nucléaires, ...
- **Cosmétique** : parfum, rouge à lèvres, maquillage, ...
- **Agriculture** : engrais, pesticides, ...
- **Agroalimentaire** : arômes de synthèse, ...
- **Divers** : colle, peinture, savon, ...
- **Et même dans votre corps** : rien qu'en respirant, vous faites de la chimie !

Bref, la chimie est loin d'être inutile et est présente partout dans notre monde.

## Phénomène chimique ou physique ?

Maintenant, je vais vous apprendre un truc formidable... Attention... Suspense...

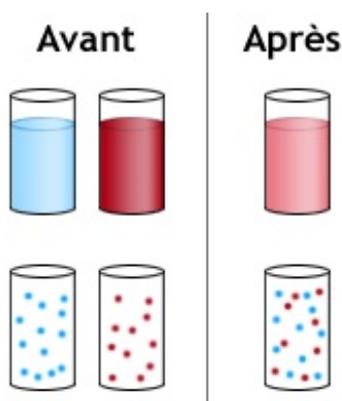
Eh bien la chimie et la physique sont deux sciences différentes.

"Naaaaaaaaaan, c'est vraiiii ? 🤔"

Oui, c'est ça, moquez-vous de moi !

Si je vous dis ça, c'est qu'il arrive régulièrement aux gens de confondre phénomènes chimiques et phénomènes physiques. Je vais m'assurer que ce soit bien clair pour vous.

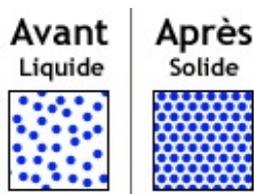
Prenez un verre d'eau et versez-y du sirop de grenadine. Au final, dans votre verre, vous avez un mélange de grenadine et d'eau, n'est-ce pas ? Eh bien ça, c'est un phénomène **physique** car il n'y a pas de réaction et donc vous gardez les mêmes constituants. Avant, on avait de l'eau et du sirop de grenadine et après, vous avez toujours de l'eau et de la grenadine, mais mélangés. Imaginons que la grenadine est constituée de boules rouges, et l'eau de boules bleues. Nous pourrions alors représenter le phénomène par ce schéma :



On garde bien les mêmes constituants (boules bleues et rouges avant comme après), c'est donc un phénomène physique.

Autre exemple de phénomène physique : mettre de l'eau au congélateur pour faire des glaçons. C'est un phénomène physique car il n'y a pas de réaction, vous gardez les mêmes constituants : avant, vous aviez de l'eau et après, c'est toujours de l'eau (même si elle est solide). Ce phénomène est appelé *solidification*.

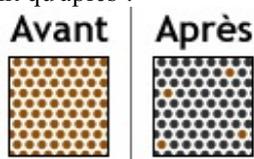
Je peux faire un schéma également, vous verrez que c'est un phénomène physique car on a de l'eau avant comme après, ça ne change pas :



Maintenant, si vous enflamez une branche d'arbre (ne mettez pas le feu chez vous ou dans la forêt voisine s'il vous plaît 🤪), il s'agit d'un phénomène **chimique**. C'est chimique car il y a une réaction, c'est-à-dire que la nature des corps change. Avant, vous aviez du bois et après, vous avez du carbone (entre autres) : c'est le bois brûlé de couleur noire.

Pour information, c'est grâce à l'oxygène de l'air que le bois brûle et qu'il y a *réaction de combustion*.

Je remarque donc que je n'ai plus la même chose avant qu'après :



Avant, il n'y a que des ronds marron (le bois). Après, il y a encore quelques ronds marron (du bois qui n'a pas brûlé), mais une nouvelle couleur fait son apparition : le noir (le carbone). Nous n'avons donc pas les mêmes matières au départ qu'à l'arrivée : c'est un phénomène chimique (on peut parler de réaction chimique).

Autre exemple de phénomène chimique : plonger une craie dans du vinaigre. Vous verrez que la craie se fait "attaquer" par le vinaigre, c'est une réaction chimique. Vous ne pouvez pas le voir à l'œil nu, mais je vous garantis qu'après la réaction, vous n'avez plus les mêmes constituants qu'au départ (la craie se transforme en calcium et en gaz).

Alors... Pas si simple de distinguer les deux phénomènes, hein ?

En résumé, voici ce qu'il faut retenir :



- Un phénomène est **physique** quand il n'y a pas de réaction. C'est-à-dire quand on a les mêmes composés au début et à la fin du phénomène.
- Un phénomène est **chimique** quand il y a une réaction. C'est-à-dire quand on obtient au final des composés différents de ceux de départ.

## Exercices

Voyons grâce à quelques exercices si vous avez bien compris ce que j'ai dit. Tous les exercices de ce chapitre sont résolus et expliqués, mais je vous conseille d'essayer de les faire par vous-même avant de regarder la solution.

Si vous vous trompez, ce n'est pas grave du moment que vous comprenez vos erreurs grâce à la correction. On apprend beaucoup de ses erreurs.

**Exercice 1 : Les phénomènes suivants sont-ils physiques ou chimiques ? Justifiez.**

1. Casser un verre

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Phénomène physique** : nous avons du verre au début, et nous avons toujours du verre à la fin (il est cassé, mais c'est toujours du verre). Nous gardons la même matière, il n'y a pas de réaction.

2. Éjecter l'eau d'une seringue

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Phénomène physique** : nous avons de l'eau au début et à la fin (une fois dans la seringue, une fois dehors, mais ça reste de l'eau).

3. Digérer une pomme

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Phénomène chimique** : nous n'avons plus la même matière avant et après. Avant, nous avons une pomme. Par contre après, nous avons entre autres ce qu'il y a au fond du WC. 😬

4. Chauffer de l'eau pour qu'elle s'évapore

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Phénomène physique** : nous gardons de l'eau tout au long de l'expérience. Ce qui change, c'est qu'elle était liquide au départ, et qu'elle est sous forme de gaz (la vapeur) à l'arrivée. Mais ça reste toujours de l'eau.

5. Mettre du sel dans de l'eau

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Phénomène physique** : au départ, nous avons du sel et de l'eau. Après, nous avons de l'eau salée. Nous ne voyons plus le sel, mais il est toujours là. Nous gardons donc les mêmes constituants. C'est comme le mélange grenadine-eau, sauf qu'ici on met du sel plutôt que du sirop de grenadine.

6. Fumer une cigarette

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Phénomène chimique** : pour fumer, on doit allumer la cigarette, la faire brûler. Rien que ça, c'est déjà chimique (comme pour le bois qu'on brûle). La cigarette se transforme en cendres et en fumée. Retenez que quand il y a combustion (faire brûler quelque chose), nous sommes toujours en présence d'un phénomène chimique.

### Exercice 2 : Vrai ou faux ?

1. Les produits réagissent pour donner des réactifs.

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Faux.** C'est l'inverse, ce sont les réactifs qui réagissent pour donner des produits. Retournez voir le schéma correspondant s'il faut.

2. L'eau réagit avec le sel pour donner de l'eau salée.

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Faux.** L'eau ne réagit pas avec le sel, il s'agit d'un phénomène physique. Il n'y a pas de réaction.

3. Lorsque je mélange de l'eau avec de la grenadine, les réactifs sont l'eau et la grenadine.

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Faux.** Il n'y a pas de réaction, car il s'agit d'un phénomène physique. On ne parle de réactifs et de produits que lorsqu'il y a une réaction chimique.

Voilà, fin des exos ! Est-ce que ça s'est bien passé ? Je sais qu'il y avait de bien jolis pièges. C'est fait exprès, je suis plutôt sadique muahaha ! 😏 Si vous êtes tombé dedans, je comprends parfaitement, mais retenez bien le principe pour ne plus faire l'erreur.

Nous allons maintenant passer au QCM, qui fera office d'interrogation. Si vous vous êtes trompé dans les exercices précédents ou que vous n'êtes pas sûr de vous, n'hésitez pas à relire le cours **avant** de commencer le QCM.

Allez, 20/20 hein ?

Maintenant nous savons un peu mieux ce qu'est la chimie. Nous savons qu'elle est partout, et nous avons même déjà appris trois mots de vocabulaire (réactifs, produits, réaction).

Nous avons aussi joué à un jeu rigolo : différencier les phénomènes chimiques et physiques.

Il est temps de nous lancer dans les bases élémentaires de la chimie : les atomes et les molécules. Pour cela, rendez-vous au prochain chapitre !



## Les modèles atomiques

Un atome fait environ 0,0000000001 mètre, c'est dix millions de fois plus petit qu'un millimètre ! 🤔



Tiens, et qu'est-ce qu'on peut voir lorsqu'on zoome sur un **atome** ?

Très bonne question !

Nous allons y répondre en analysant trois modèles atomiques, du plus ancien au plus récent. Un modèle, c'est quelque chose qu'on a imaginé grâce à des expériences et à l'observation de phénomènes, mais dont on n'a pas pu démontrer l'exactitude.

### Le modèle de Dalton

Le premier modèle intéressant pour la science moderne a été imaginé par Dalton au début du XIX (= 19) ème siècle et reprenait les concepts suivants :

- La matière est composée de minuscules particules, appelées atomes et qui sont *indivisibles* (on ne peut pas les diviser, les "casser" ; ils restent entiers).
- Les atomes différents se distinguent par leur *masse* : chaque atome a une masse propre. Si un atome A a la même masse qu'un atome B, alors les atomes A et B sont identiques.
- Les atomes s'associent dans des rapports simples pour former des molécules constituant la matière. C'est-à-dire qu'on ne peut pas avoir 1/2 atome qui s'associe avec 3/4 d'un autre atome, car les atomes doivent rester entiers. Un atome peut s'associer avec 2, 3, 4 ou même 100 autres, du moment que tous les atomes restent entiers.

Pour Dalton, l'atome est donc une sphère compacte et indivisible constituant les molécules.

Remarquez que par rapport à ce que je vous ai expliqué au début de ce chapitre, Dalton ne nous apprend pas grand chose.

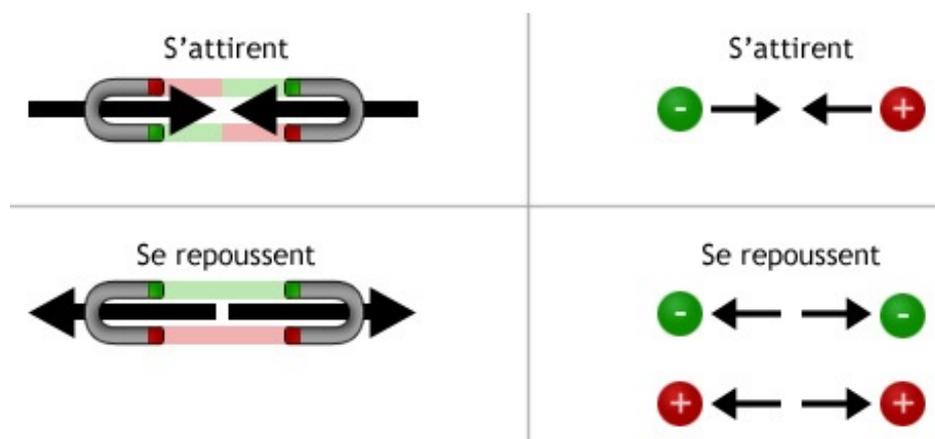
### Le modèle de Thomson

Vers 1897, Thomson introduit des *charges électriques* dans son modèle atomique. Il ajoute des particules chargées négativement dans l'atome : les **électrons**. Cependant, il considère que l'atome doit être électriquement neutre et envisage alors que le reste de la sphère est chargé positivement.

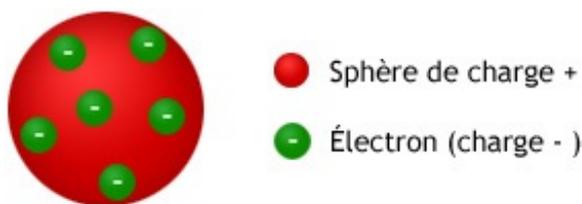


Charge négative ? Je ne comprends pas... Qu'est-ce que c'est ?

Vous connaissez les aimants ayant deux côtés différents (appelés pôle nord et pôle sud) ? Un côté est négatif (-), et l'autre est positif (+). Lorsque vous approchez deux aimants, ils peuvent s'attirer ou se repousser. Ils s'attirent si les côtés des deux aimants sont différents, sinon ils se repoussent. Eh bien c'est la même chose pour les charges négatives et positives : les +/+ et les -/- se repoussent, et les +/- s'attirent. Un petit schéma pour vous aider à comprendre :



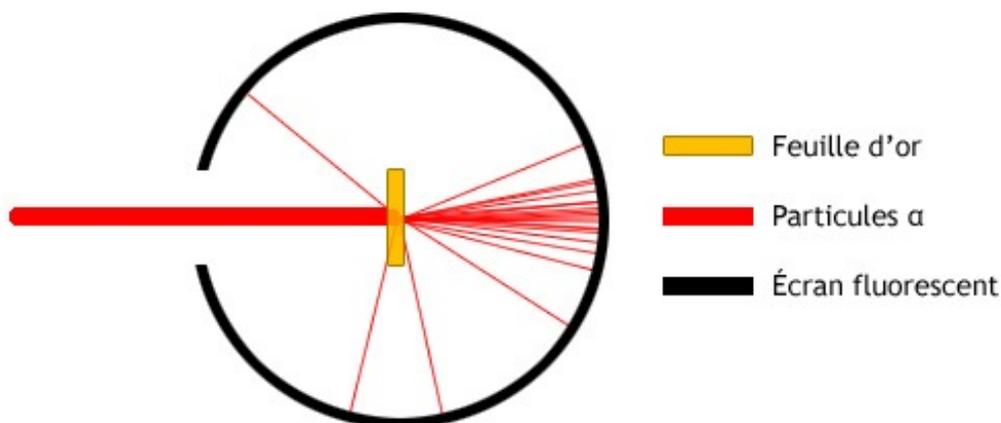
En bref, l'atome qu'a imaginé Thomson est une sphère chargée positivement en électricité dans laquelle sont éparpillées des particules de charge négative : les électrons.



## Le modèle de Rutherford et de Chadwick

### Modèle et expérience de Rutherford

En 1911, Rutherford fait une expérience qui va lui permettre d'imaginer son modèle atomique. Il envoie des particules  $\alpha$  (alpha) sur une fine feuille d'or, et observe grâce à un écran fluorescent les particules après leur passage au travers de la feuille d'or. Nous verrons plus tard quelle est la nature exacte de ces particules  $\alpha$ , mais il est inutile de s'en soucier pour le moment. Voici un schéma de cette expérience :



Rutherford remarque que la plupart des particules  $\alpha$  sont peu ou pas déviées. Or, à cette époque, on utilise le modèle atomique de Thomson, celui de la sphère compacte. Notre cher Rutherford doit utiliser un nouveau modèle pour expliquer ce qu'il observe, car les particules  $\alpha$  ne peuvent pas passer au travers d'un atome imaginé par Thomson, vu qu'il s'agit d'une sphère compacte. Si vous envoyez un rayon laser sur une boule de pétanque, la lumière de ce rayon ne traverse pas la boule, si ?

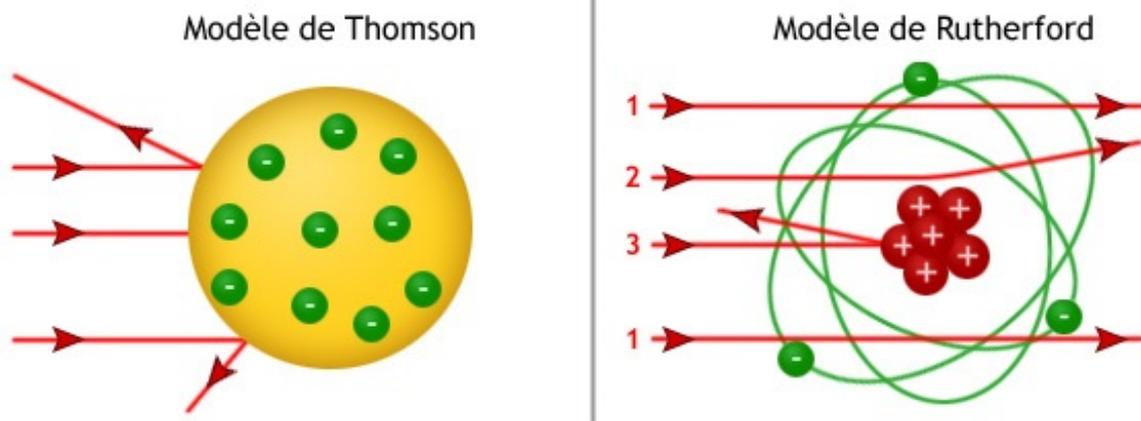
Rutherford imagine alors que l'atome est constitué d'électrons tournant autour de **protons**. Les électrons, nous les connaissons déjà : ce sont les particules de charge négative utilisées dans le modèle de Thomson. Rien de nouveau jusque-là. Ce qui est nouveau, ce sont les protons. Ce sont des particules de charge *positive*, contrairement aux électrons. Et pour rappel, nous avons vu que les charges positives et négatives s'attirent. Donc si les protons sont entourés d'électrons, les électrons tournent autour des protons. C'est un peu comme la Lune qui tourne autour de la Terre : imaginez que nous sommes des protons, et la Lune un électron.

Nous avons donc un ensemble de protons entouré d'électrons.



Mais entre les deux, qu'y a-t-il au juste ?

Eh bien rien. Zéro, nothing, nada, que dalle. Du vide ! Et c'est justement ça qui permet d'expliquer les résultats de l'expérience. En effet, lorsque les particules  $\alpha$  traversent le vide de l'atome, elles ne sont pas déviées. Allez, je vous illustre tout ça, car ça ne doit pas être très clair toutes ces nouvelles choses...



Notre modèle de Rutherford est représenté ici par un schéma qui n'est **pas à l'échelle**. En fait, il faut juste s'imaginer que les protons sont très petits par rapport à l'atome : ils occupent autant de place dans l'atome qu'une orange au milieu d'un terrain de football !

Analysons ce schéma. Avec l'atome de Thomson, les particules  $\alpha$  se heurtent à un mur et ne peuvent pas passer. Par contre, l'atome de Rutherford explique les résultats de l'expérience : seule une petite partie des rayons (numéro 3 sur le dessin) est réfléchi. Cependant, cela reste rare car comme je viens de vous le dire, les protons occupent très peu de place au sein de l'atome.

L'autre partie (rayons 1 et 2) passe quant à elle au travers de l'atome. Remarquez que le rayon 2 est légèrement dévié. Cela est dû au fait qu'il passe près des protons. Il faut savoir que les particules  $\alpha$  sont chargées positivement (nous verrons d'ailleurs plus tard quelle est leur nature). Les charges de même signe se repoussent, donc les protons (qui sont chargés  $+$ ) repoussent les particules  $\alpha$  (qui sont chargées  $+$  aussi). Par conséquent, les particules  $\alpha$  passant trop près des protons sont légèrement déviées. Notez que les particules  $\alpha$  ne sont pas déviées par les électrons car ils sont trop petits et trop légers.

### Chadwick ajoute les neutrons

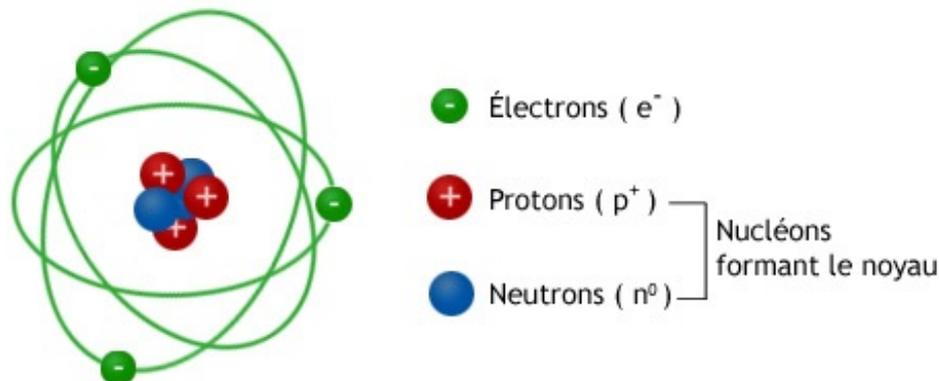
Courage, on a presque fini !

J'ai juste encore une particule à vous faire découvrir : le **neutron**.

Le neutron a été découvert par Chadwick en 1932 (oui je sais, on s'en moque des dates, mais ça fait classe 😎). Il s'agit d'une particule *électriquement neutre*. C'est-à-dire sans charge : elle n'est ni positive, ni négative, c'est pour ça qu'on l'appelle **neutron**.

Les neutrons sont situés avec les protons au cœur de l'atome. Neutrons et protons s'associent donc pour former ce qu'on appelle le **noyau** de l'atome. On dit aussi que le noyau est formé de **nucléons** (les protons et les neutrons).

Au final, **et c'est ce modèle atomique que nous utiliserons pour l'instant**, l'atome est constitué d'un noyau formé de nucléons (protons et neutrons), ainsi que d'électrons qui gravitent autour de ce noyau.



Retenez aussi qu'on peut noter les électrons  $e^-$  (- car charge négative), les protons  $p^+$  (+ car charge positive) et les neutrons  $n^0$  (zéro car pas de charge).

### Et après ?

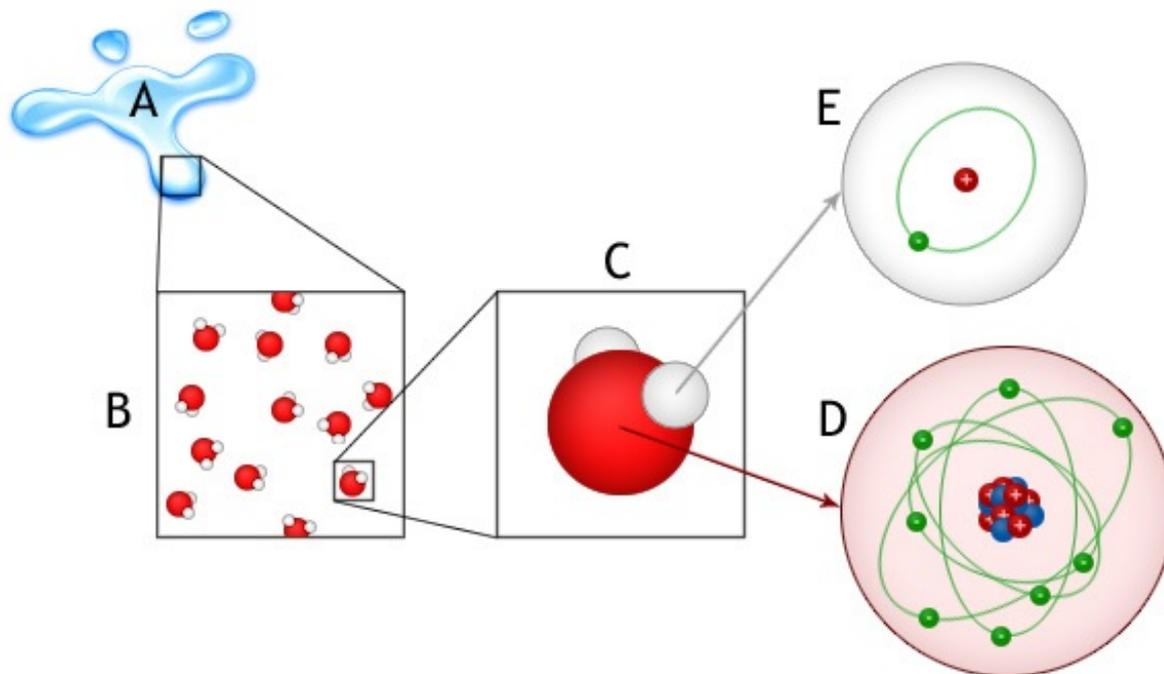
Le modèle de Rutherford-Chadwick ne permet pas d'expliquer totalement le fonctionnement de certains phénomènes. C'est pourquoi les scientifiques ont émis de nouvelles hypothèses quant à la constitution de l'atome. Une théorie s'est finalement imposée et est très utilisée aujourd'hui : la mécanique quantique.

Dans cette théorie, le nombre et la place des nucléons (protons et neutrons) restent inchangés, ainsi que le nombre d'électrons. Par contre, les électrons ne sont plus considérés comme des particules ponctuelles gravitant autour du noyau comme une planète le fait autour de son étoile. Et croyez-moi, je peux vous assurer que ça a beaucoup de conséquences !

La mécanique quantique étant une théorie complexe, j'utiliserai le modèle de Rutherford-Chadwick dans ce cours. Celui-ci étant beaucoup plus simple, il vous permettra une meilleure visualisation des choses. Cependant, pour les plus curieux d'entre vous, une introduction à la mécanique quantique sera quand même faite au tout dernier chapitre du cours.

## Synthèse

Regardez ce schéma et vérifiez que vous le comprenez.



Si vous comprenez ce schéma, alors vous avez compris l'essentiel de ce que je voulais vous apprendre dans ce chapitre.

Quelques explications pour ceux qui en ont besoin. Nous allons analyser l'illustration en partant du plus grand, la matière elle-même (à gauche) jusqu'au plus petit, l'atome (à droite).

**A** : Nous avons de l'eau.

**B** : L'eau est constituée de **molécules**.

**C** : Les molécules d'eau sont constituées d'**atomes** différents : un atome d'oxygène (en rouge) et 2 d'hydrogène (en blanc).

**D** : On voit que l'atome d'oxygène (rouge) est constitué de **protons** et de **neutrons** formant le **noyau**, et d'**électrons** gravitant autour du noyau.

**E** : L'atome d'hydrogène (blanc), lui, est différent de celui d'oxygène (rouge). Il est constitué d'un seul proton et d'un seul électron. Il ne contient pas de neutron.



Ne croyez pas qu'un atome possède une couleur définie. J'utilise des couleurs différentes uniquement pour les représenter et pouvoir vous expliquer plus simplement.

Retenez que **les atomes diffèrent par leur nombre de protons, de neutrons et d'électrons**.



Molécule, atome, électron, proton et neutron seront des mots utilisés régulièrement dans la suite du cours, alors il faut absolument que vous sachiez ce que c'est. Faites particulièrement attention à ne pas confondre atome et molécule : une molécule est constituée d'atomes, et ce n'est pas le contraire !

## Exercices

### Exercice 1 : Vrai ou faux ?

1. La molécule est constituée d'atomes.

**Secret (cliquez pour afficher)**

**Vrai.** J'espère que vous n'avez pas dit que c'était faux, sinon c'est que vous n'avez vraiment pas bien compris le début de ce chapitre et il faut le relire.

2. Un atome est constituée d'un noyau et d'électrons.

**Secret (cliquez pour afficher)**

**Vrai.** Le noyau est l'ensemble des protons et des neutrons. Les électrons tournent autour du noyau, et le tout forme l'atome.

3. Les protons et les électrons s'attirent.

**Secret (cliquez pour afficher)**

**Vrai.** Les particules de charges opposées s'attirent, celles de même charge se repoussent. Les électrons et les protons sont de charge opposée (électron négatif, proton positif).

4. Les neutrons sont de charge positive.

**Secret (cliquez pour afficher)**

**Faux.** Les neutrons n'ont pas de charge. Les particules de charge positive sont les protons, celles de charge négative sont les électrons.

5. Le noyau d'un atome est constitué de nucléons.

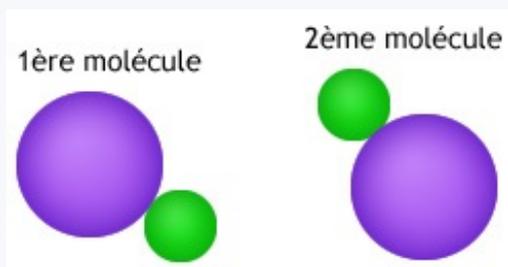
**Secret (cliquez pour afficher)**

**Vrai.** Nucléon est le nom qu'on donne aux éléments du noyau : protons et neutrons.

**Exercice 2 :**

Dessinez deux molécules de sel en respectant ces conditions :

- Une molécule de sel est constituée de deux atomes différents qu'on nomme *sodium* et *chlore*.
- Coloriez l(es) atome(s) de sodium en violet et l(es) atome(s) de chlore en vert.
- Un atome de sodium est environ deux fois plus grand qu'un atome de chlore.

**Secret (cliquez pour afficher)**

Notez que les deux molécules dessinées ci-dessus sont identiques bien qu'elles soient orientées différemment.

**Exercice 3 :**

Sachant que :

- un atome d'oxygène est constitué de 8 protons, 8 neutrons et 8 électrons ;
- un atome de lithium est constitué de 3 protons, 4 neutrons et 3 électrons ;
- une molécule d'oxyde de lithium possède 3 atomes : 2 de lithium et un d'oxygène.

**Combien y a-t-il de protons, de neutrons, et d'électrons dans 5 molécules d'oxyde de lithium ?**

**Secret (cliquez pour afficher)****70 protons, 80 neutrons et 70 électrons.**

Dans une molécule d'oxyde de lithium, nous avons 2 atomes de lithium et un atome d'oxygène. Un atome de lithium contient 3 protons, et un atome d'oxygène en contient 8. Pour une molécule, nous avons donc  $2 \times 3 + 1 \times 8 = 14$  protons (le  $2 \times 3$  vient de "deux atomes de lithium composés de 3 protons chacun", et le  $1 \times 8$  vient de "un atome d'oxygène composé de 8 protons"). Pour 5 molécules, nous avons donc  $14 \times 5 = 70$  protons.

En faisant la même chose pour les neutrons, nous avons :  $2 \times 4 + 1 \times 8 = 16$  neutrons pour une molécule (le  $2 \times 4$  vient de "deux atomes de lithium composés de 4 neutrons chacun", et le  $1 \times 8$  vient de "un atome d'oxygène composé de 8 neutrons"). Donc  $16 \times 5 = 80$  neutrons pour 5 molécules.

Et pour les électrons, nous avons  $2 \times 3 + 1 \times 8 = 14$  électrons par molécule. Donc  $14 \times 5 = 70$  électrons pour 5 molécules.



Ouf ! Ce chapitre n'était pas forcément facile, et était bourré de théorie !

**Mais il est ultra-important.** Je me répète, je sais, mais si vous n'avez pas compris, il faut absolument relire ce chapitre.

Maintenant que vous savez ce que sont les protons, les neutrons et les électrons, pouvez-vous me dire combien il y en a dans un atome de carbone ? Non ? C'est normal, ces informations se trouvent dans ce qu'on appelle le *tableau périodique*.

Et ça tombe bien, car le prochain chapitre va justement nous apprendre à lire dans un tel tableau. La découverte des bases de la chimie continue !

## 📁 Classons les éléments !

Maintenant que vous savez ce qu'est un atome, vous allez voir qu'il en existe **une centaine**. Tous différents, ils constituent tout ce qui nous entoure. Une centaine d'atomes, c'est peu, mais beaucoup en même temps.

C'est peu, parce que tout ce que vous voyez n'est fait "que" de cette centaine d'atomes, alors qu'on pourrait s'attendre à en avoir des milliers voire des millions... Et encore, certains atomes sont très rares sur Terre voire inexistant !

Et une centaine, c'est beaucoup, car pour savoir quel atome peut s'associer avec un autre ou pour connaître leurs propriétés, vous vous doutez que c'est vraiment la galère ! Du moins, ça l'était jusqu'à ce qu'un certain Dmitri Mendeleïev classe tous ces atomes dans un **tableau périodique des éléments**. Fameux boulot !

### Le tableau périodique Présentation du tableau

Vous l'aurez compris, le tableau périodique est un peu magique car non seulement il regroupe les atomes connus, mais en plus il les classe et nous donne des propriétés et informations intéressantes pour chacun d'eux.

Voici ce fameux tableau périodique :

Tableau périodique des éléments

*Cliquez pour agrandir*

Je vous invite à le télécharger et à l'imprimer, ce tableau périodique étant libre de droit vu que je l'ai fait moi-même (et rien que pour vous ! 😊).

Vous verrez qu'à partir de maintenant, vous aurez toujours besoin de ce tableau... C'est un compagnon indispensable en chimie, et il faut savoir l'utiliser !

Vous pouvez bien évidemment utiliser n'importe quel tableau périodique. Cependant, je baserai ce tutoriel sur celui que je vous propose ci-dessus.



Il se peut que certaines choses diffèrent (votre tableau périodique est peut-être moins complet, respecte une autre présentation ou une autre légende), mais les informations contenues dans un tableau sont correctes quel que soit celui que vous utilisez. Le plus important est d'être capable **de trouver et d'utiliser ces informations**.

## Premières observations

### Vue d'ensemble

À première vue, ça vous paraît complètement indigeste comme truc, non ? Je vous comprends : il y a plein de couleurs, de lettres, de nombres... Waw !

Allez, calmons-nous et regardons ce tableau dans son ensemble.

Comme tout tableau, nous remarquons qu'il est constitué de cases. Et en y regardant de plus près, on se rend compte qu'elles sont numérotées (en haut à gauche de chaque case) de 1 à 118. Tiens donc, serait-ce ça la centaine d'atomes ? Eh bien oui,

chaque case concerne un atome.

### La légende

On remarque aussi que chaque case respecte plus ou moins le même schéma : chaque case contient plusieurs nombres et un "mot" d'une, deux ou trois lettres. Mais qu'est-ce que tout cela signifie ?

Pour le savoir, il faut jeter un coup d'œil dans la légende située sous le titre du tableau. Elle nous indique par exemple que les lettres représentent le *symbole atomique*. Et le nombre rouge de chaque case ? On retourne dans la légende qui nous informe qu'il s'agit de l'*électronégativité*.

Nous verrons plus tard la signification de chaque chose, ne vous en faites pas. Ce qui est important pour le moment, c'est que vous sachiez vous servir de la légende.

### Des liens entre les cases

En continuant notre observation, nous remarquons que les cases qui se côtoient ont beaucoup de points communs. En ne regardant par exemple que la couleur de fond, on remarque que le tableau est divisé en parties : les non-métaux (en fond bleu) sont regroupés à droite du tableau, sans tenir compte de l'hydrogène qui fait exception ; les métaux (fond rose) occupent la partie gauche du tableau ; etc.

Autre exemple : les nombres verts situés à droite de chaque case ne varient que très peu comparé à ces mêmes nombres situés dans les cases voisines.

On peut encore trouver beaucoup de similitudes de la sorte, c'est justement ça qui fait la richesse du tableau périodique. D'ailleurs, vous en verrez normalement apparaître de plus en plus au fur et à mesure de votre lecture du cours... Et vous vous direz : "Waaaaaw, la chimie, que c'est beau !". Si, si !

### Première lecture d'une case

Trêve de bavardages, voyons plutôt le côté pratique du tableau périodique : à quoi va-t-il nous servir au juste ?

Comme je l'ai dit précédemment, il nous donne des informations sur chaque atome. Prenons par exemple la case n°16 traitant du soufre :

Extrait du tableau périodique pour le soufre (S) :

C ←	16	2,5	2
B ←	S		8
A ←	Soufre		6
D ←	(Ne)3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>		32,06

J'ai mis en évidence les 4 informations qui nous seront utiles pour le moment :

**A** : Il s'agit du **nom de l'atome**. Nous en avons déjà vu rapidement quelques-uns dans le chapitre précédent : *hydrogène, oxygène, ...*

**B** : C'est le **symbole de l'atome**. Nous utiliserons ce symbole pour représenter l'atome dans des réactions chimiques ou des dessins.

Nous remarquons que ce symbole :

- A sa première lettre écrite en majuscule et les suivantes en minuscules. Ça a son importance, attention !
- Ne dépasse jamais trois lettres.
- Reprend parfois la première ou les deux premières lettres du nom de l'atome. Dans notre exemple, le symbole est **S** pour Soufre. Le symbole **Al**, lui, reprend les deux premières lettres d'Aluminium (n°13).
- De temps en temps, les lettres utilisées ne sont pas les premières du nom de l'atome. C'est le cas, entre autres, pour le ChLore dont le symbole est **Cl** (n°17).
- Dans les autres cas, les lettres utilisées pour le symbole ne sont même pas contenues dans le nom de l'atome. Par exemple, l'or (n°79) est représenté par le symbole **Au**. En fait, dans ce cas, il faut faire appel au latin : or se dit Aurum dans cette langue ancienne, et c'est de là que vient le symbole de cet atome.

Vous ne devez pas connaître tous les symboles par cœur ! Le tableau périodique est là pour vous les donner, ce serait bête de s'en passer. Cependant, vous verrez que certains atomes, comme l'*hydrogène* ou l'*oxygène*, reviennent fréquemment. Et vous finirez par connaître les symboles correspondants tellement vous les aurez utilisés.

**C** : Il s'agit du **numéro atomique**. Nous le noterons dorénavant **Z**.

Le numéro atomique correspond au nombre de protons que contient l'atome. Bonne nouvelle : en général, le nombre de protons est égal au nombre d'électrons.

$$Z = \text{nombre de } p^+ = \text{nombre de } e^-$$

Grâce à notre case-exemple, nous apprenons que l'atome de soufre est constitué de 16 protons et de 16 électrons.

Sachez que ce nombre ne varie jamais : c'est la carte d'identité d'un atome. En d'autres mots, chaque atome possède son propre numéro atomique **Z** ! C'est ça qui différencie les atomes les uns des autres. Le soufre possède 16 protons. Si  $Z = 17$ , nous avons un atome de 17 protons, et nous ne pouvons plus parler de soufre : il s'agit d'un atome de chlore.

Retenez que le **numéro atomique Z définit le nombre de protons propre à un seul atome**.

**D** : Enfin, analysons la **masse atomique relative**. Comme son nom l'indique, il s'agit tout simplement de la masse de l'atome.



Cette masse est exprimée en *unité de masse atomique* (c'est une unité notée *uma*, comme le kilogramme qui est noté *kg*). L'unité de masse atomique correspond à 1/12 de la masse du noyau d'un atome de carbone normal (il existe des carbones "anormaux" plus lourds appelés isotopes, mais c'est une autre histoire) :

1 *uma* =  $1,66 \times 10^{-27}$  kg = 0,00...00166 kg (avec 27 zéros).

Oui, c'est très petit ! Et c'est normal, car un atome est très léger.

Cependant, pour l'instant, retenez juste ceci : la masse atomique relative est également appelée **nombre de masse**, que nous noterons **A**. Dans nos calculs, nous arrondirons ce nombre à l'unité (je ne vais pas vous expliquer pourquoi, c'est un peu plus subtil) : ici 32,06 sera arrondi à 32. L'intérêt du nombre de masse, c'est qu'il nous donne le nombre de nucléons (protons + neutrons) contenus dans l'atome. Ainsi, nous pouvons trouver le nombre de neutrons :

$$\text{nombre de nucléons (n}^0 \text{ et } p^+) - \text{nombre de } p^+ = \text{nombre de } n^0 = A - Z$$

Dans le cas du soufre, nous avons  $A = 32$  et  $Z = 16$ . Le soufre contient donc  $32 - 16 = 16$  neutrons. Nous n'utilisons pas l'unité "uma" ici car nous ne parlons plus de la masse de l'atome mais du nombre de nucléons, grandeur sans unité.

Comme les nombres **A** et **Z** nous permettent de déterminer la composition d'un atome, les scientifiques utilisent la notation suivante :  ${}^A_Z X$ . Par exemple, si nous utilisons cette notation sur le soufre, ça donne :  ${}^{32}_{16} S$ .

## Remarques en vrac

Certains d'entre vous se posent peut-être des questions concernant le tableau périodique et sa structure (du moins j'espère, il faut être curieux! 🤔). Je vais vous aiguiller un petit peu.

## Périodique ?

Je n'ai pas arrêté de parler de tableau périodique. Mais pourquoi périodique ?

Une **période** est une des lignes du tableau, celles-ci étant numérotées à gauche de 1 à 7. L'organisation des électrons n'est pas aléatoire et c'est pour cela qu'il existe plusieurs périodes. Nous en reparlerons au chapitre suivant.

## Les groupes

Nous venons de parler des lignes du tableau périodique, mais les colonnes ont un sens également (comme quoi ce tableau en réserve des surprises !).

Une colonne du tableau périodique représente un **groupe**. Ils sont numérotés en haut de 1 à 18 (ou différenciés avec des noms bizarres comme Ia, IIa, ...). Les groupes les plus utilisés ont même un nom (ne vous amusez pas à les retenir, ce n'est pas très important) :

- Groupe 1 : métaux alcalins
- Groupe 2 : métaux alcalino-terreux
- Groupes 3 à 12 : ces groupes forment ce qu'on appelle les métaux de transition
- Groupe 13 : terres rares (ou terreux)
- Groupe 14 : cristalloïdes (ou carbonides)
- Groupe 15 : pnictogènes (ou azotides)
- Groupe 16 : chalcogènes (ou sulfurides)

- Groupe 17 : halogènes
- Groupe 18 : gaz rares (ou gaz nobles)

## Lanthanides et actinides

Avez-vous remarqué que les 2 dernières lignes du tableau étaient nommées *lanthanides* et *actinides* ? De plus, il y a une longue flèche qui les encadre.

En fait, les lanthanides devraient être insérés juste après l'élément n°57, le lanthane. Nous ne le faisons pas car le tableau serait trop large, nous manquons de place.

De même, les actinides devraient être insérés après l'actinium, élément n°89.

## Éléments méconnus

Vous pouvez remarquer que les atomes 113 à 118 sont dans une case grisée et ont un drôle de nom : unu ... ununu ... heu pardon, unun-machin. Ce sont des éléments très peu connus, voire parfois carrément inconnus : on n'avait jamais vu de ununseptium avant 2010 et il n'existe pas à l'état naturel sur notre planète (on l'a synthétisé en laboratoire).

À vrai dire, les atomes ayant un  $Z$  (numéro atomique) supérieur à 104 sont vraiment méconnus à l'heure actuelle.

Au fait, savez-vous d'où vient leur nom ? Il provient simplement de la décomposition de leur nombre  $Z$ . Par exemple, *ununseptium* vient de la décomposition du nombre 117 : un|un|sept|ium. Parfois, vous devez faire appel au grec : 115 se dit un|un|pent|ium car 5 se dit pénte en grec. L'utilisation des racines grecques est fréquente en français : penta|gone (cinq angles), octo|gone (huit angles), astro|logie (étoile, étude), etc.

## Différence entre élément et atome



Tantôt tu parle d'éléments, tantôt tu parles d'atomes, il faudrait te mettre d'accord ! Quelle est la différence ?

Cette distinction n'est pas très importante, d'ailleurs je ne la ferai pas dans ce cours de chimie. Je peux quand même vous expliquer, pour votre information personnelle. 😊

Les éléments, ce sont les noms donnés dans le tableau périodique : hydrogène, hélium, oxygène, carbone, etc. Un élément peut être présenté sous différents aspects : les atomes.

Ainsi, par exemple, l'atome de carbone possède généralement 6 neutrons, mais il existe aussi des atomes de carbone ayant 7 ou 8 neutrons. Par conséquent, l'élément "carbone" peut prendre la forme d'atomes différents (ici, j'en ai cité trois).

## Exercices

### Avant de commencer, résumons

Je ne vais pas vous abandonner dans les exercices sans vous résumer ce qu'on a vu dans ce chapitre ainsi que dans le précédent. 😊

- Dans la matière, nous avons des **molécules**.
- Les molécules sont constituées d'**atomes**. Un atome est représenté par un symbole défini dans une case du tableau périodique.
- Un atome est lui-même constitué de **particules** : les nucléons (protons et neutrons) qui forment le noyau et les électrons.
- Le numéro atomique  $Z$  = **nombre de protons**. C'est la carte d'identité d'un atome : si le nombre de protons varie, nous ne garderons pas le même atome.
- Le nombre d'électrons est aussi égal au numéro atomique  $Z$ , c'est-à-dire au nombre de protons. Nous verrons cependant que ce n'est pas toujours le cas dans le chapitre suivant.
- Le nombre de nucléons (neutrons et protons) est donné par le nombre de masse  $A$ , lorsqu'on l'arrondit à l'unité. Nous pouvons donc trouver le nombre de neutrons en soustrayant le nombre de protons au nombre de masse  $A$  : **nombre de neutrons** =  $A - Z$ .

## C'est parti !

Pour tous les exercices qui suivent, vous pouvez utiliser le tableau périodique. Ou plutôt, vous devez le faire !

**Exercice 1 : Complétez le tableau suivant.**

Nom de l'atome	Symbole de l'atome	Numéro atomique Z	Nombre de masse A
Bore	?	?	?
?	K	?	?
Mercure	?	?	?
?	?	79	?
?	?	?	28

**Secret (cliquez pour afficher)**

Nom de l'atome	Symbole de l'atome	Numéro atomique Z	Nombre de masse A
Bore	B	5	11 (on est plus proche de 11 que de 10)
Potassium	K	19	39
Mercure	Hg	80	201
Or	Au	79	197
Silicium	Si	14	28

**Exercice 2 : Comptons les particules ! Complétez le tableau suivant.**

Nom	Symbole	Nombre de p <sup>+</sup>	Nombre de e <sup>-</sup>	Nombre de n <sup>0</sup>
Lithium	?	?	?	?
?	C	?	?	?
?	?	15	?	?
Brome	?	?	?	?
?	O	?	?	?
?	?	53	?	?
Sodium	?	?	?	?
?	Al	?	?	?
?	?	16	?	?
?	?	?	?	0

**Secret (cliquez pour afficher)**

Nom	Symbole	Nombre de p <sup>+</sup>	Nombre de e <sup>-</sup>	Nombre de n <sup>0</sup>
Lithium	Li	3	3	7 - 3 = 4
Carbone	C	6	6	12 - 6 = 6
Phosphore	P	15	15	16
Brome	Br	35	35	45
Oxygène	O	8	8	8
Iode	I	53	53	74

Sodium	Na	11	11	12
Aluminium	Al	13	13	14
Soufre	S	16	16	16
Hydrogène	H	1	1	0

**Exercice 3 : Sans utiliser le tableau périodique, donnez :**

1. Le nombre de protons contenus dans un atome de  ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ .

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Réponse : 20.**

Le chiffre en indice est Z, le nombre de protons.

2. Le nombre de neutrons contenus dans un atome de  ${}^{59}_{27}\text{Co}$ .

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Réponse : 32.**

Le chiffre en exposant est A et celui en indice est Z. Le nombre de neutrons est donné par  $A - Z$ . Ici,  $A - Z = 59 - 27 = 32$ .

3. Le nombre de nucléons contenus dans un atome de  ${}^{48}_{22}\text{Ti}$ .

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Réponse : 48.**

Le chiffre en exposant est A, le nombre de nucléons (protons et neutrons).

**Exercice 4 : On mélange ce chapitre et le précédent ! Répondez aux questions suivantes :**

1. Une molécule d'acide bromhydrique contient un atome d'hydrogène et un atome de brome. Combien y a-t-il de protons dans deux molécules d'acide bromhydrique ?

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Réponse : 72.**

J'ai deux molécules constituées chacune d'un H et d'un Br. J'ai donc 2 H et 2 Br au total. H contient un proton et Br contient 35 protons. Au total, j'ai donc  $1 + 1 + 35 + 35 = 72$  protons.

2. Une molécule de dioxyde de carbone contient un atome de carbone et deux atomes d'oxygène. Combien y a-t-il de neutrons dans trois molécules de dioxyde de carbone ?

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Réponse : 66.**

J'ai trois molécules constituées chacune d'un C et de deux O. J'ai donc 3 C et  $2 \times 3 = 6$  O au total.

C contient 6 neutrons ( $A - Z = 12 - 6 = 6$ ).

O contient 8 neutrons ( $A - Z = 16 - 8 = 8$ ).

Au total, j'ai donc  $3 \times 6 + 6 \times 8 = 66$  neutrons.

Autre méthode :

Une molécule contient un C et 2 O. Une molécule contient donc  $6 + 2 \times 8 = 22$  neutrons. Par conséquent, trois molécules contiennent  $3 \times 22 = 66$  neutrons.

Dans ce chapitre, nous nous sommes beaucoup intéressés aux **atomes** et à leur constitution. Nous avons vu qu'il en existe beaucoup et qu'ils diffèrent par leur nombre de protons, de neutrons et d'électrons.

Nous allons maintenant nous consacrer à une étude plus en profondeur des **électrons**.

## La danse des électrons

Nous avons vu dans le chapitre 2 que les atomes sont constitués d'un noyau formé de protons et de neutrons, et d'électrons gravitant autour de celui-ci. J'ai déjà sous-entendu auparavant que les électrons respectaient certaines règles dans leur organisation dans l'atome. Nous allons commencer par étudier ces règles.

Cela mis à part, je dois vous faire une confidence ... je vous ai menti. 😊

Eh oui, dans le chapitre précédent, je vous ai dit que le nombre d'électrons présents dans un atome était égal au numéro atomique  $Z$ . C'est faux, ce n'est pas toujours le cas. Vous pensiez que l'atome de chlore possédait toujours 17 électrons ? Détrompez-vous !

### La valence, une affaire d'électrons

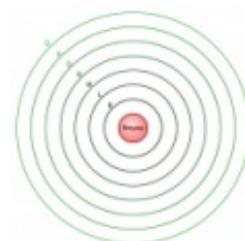
Jusqu'à maintenant, nous avons vu que les électrons gravitent autour du noyau de l'atome, qu'ils sont de charge négative, très petits, et très légers comparé aux protons et aux neutrons.

Voilà maintenant comment ils sont positionnés autour du noyau. Vous verrez, les électrons sont plutôt bien organisés.

### Couches électroniques

Comme je viens de le dire, les électrons se trouvent autour du noyau de l'atome. Ce que vous ne savez pas encore, c'est qu'ils respectent un positionnement par couches. Ces **couches électroniques** sont au nombre de 7 et sont représentées par des lettres. En partant du centre de l'atome, nous croisons successivement les couches : K, L, M, N, O, P et Q (voir l'image ci-contre).

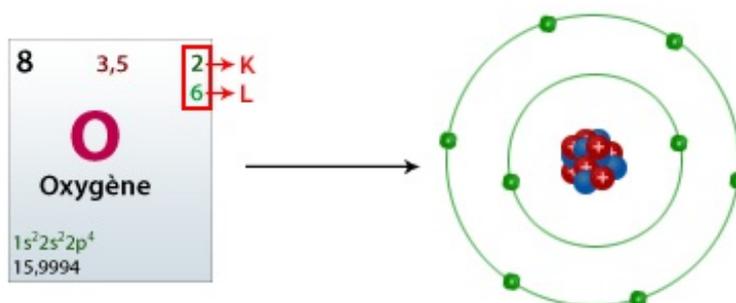
Les couches électroniques n'ont pas la même capacité, celle-ci étant donnée par  $2 \times n^2$ , où  $n$  représente le numéro de la couche ( $K = 1, L = 2, \dots$ ). Ainsi, la couche K contient au maximum  $2 \times 1^2 = 2$  électrons. Par contre, la couche L est plus éloignée du noyau et donc un peu plus grande : elle peut contenir jusqu'à  $2 \times 2^2 = 8$  électrons. La couche M peut contenir jusqu'à  $2 \times 3^2 = 18$  électrons, la couche N possède au maximum  $2 \times 4^2 = 32$  électrons. Quant aux trois autres couches (O, P et Q), leur capacité maximale est encore plus grande, mais elle n'a jamais été atteinte parmi les atomes connus.



*Cliquez pour agrandir*

Les électrons commencent d'abord par remplir les couches intérieures de l'atome. C'est-à-dire que la couche L ne se remplira que lorsque la couche K contiendra déjà des électrons. De même, la couche M ne commencera à se remplir que lorsque les couches K et L contiendront des électrons, et ainsi de suite. Le nombre d'électrons par couche électronique d'un atome est indiqué dans le tableau périodique que je vous ai donné : ce sont les chiffres verts situés à droite de chaque case du tableau.

Bon, ça ne doit pas encore être très clair pour vous. Je vais prendre un exemple afin de rendre ça moins abstrait. Dans le tableau périodique, regardons la case de l'oxygène ( $n^{\circ}8$ ). Les chiffres verts situés à droite de la case nous donnent le nombre d'électrons que contient chaque couche : 2 et puis 6. La couche K contient donc 2 électrons (dans ce cas-ci, elle est remplie) et la couche L en contient 6 (elle n'est pas remplie car elle peut en contenir 8). Nous pouvons donc représenter l'atome d'oxygène comme ceci :



Ce que je viens de vous expliquer est un modèle. Il faut savoir qu'en réalité, les électrons ne sont absolument pas répartis sur des orbites circulaires. Cependant, ce modèle nous suffira pour expliquer les phénomènes chimiques dans la suite de ce cours.

### Valence chimique

Les électrons de l'atome d'oxygène sont donc répartis sur les deux couches K et L. La couche externe est appelée **couche de**

**valence** et contient les **électrons de valence**. Par exemple, dans le cas de l'oxygène, la couche de valence est la couche L qui contient 6 électrons de valence. Ces électrons sont importants, car ce sont ceux-ci qui joueront un rôle dans les liaisons que formera l'atome puisque ce sont les moins attachés au noyau, les plus libres. Nous verrons comment les liaisons se forment dans le chapitre suivant.

Le nombre d'électrons de valence de chaque atome est donné dans le tableau périodique : en haut, sous le nom des groupes (1 (Ia), 2 (IIa),...), il y a des schémas en forme de croix, contenant des points verts et parfois des barres. Chaque point représente un électron de valence. Quant aux barres, elles représentent chacune deux électrons de valence (c'est un doublet, nous verrons cela plus tard).

Un atome peut former plusieurs liaisons avec d'autres atomes. Ce nombre de liaisons est donné par la **valence** de l'atome en question. Vous pouvez trouver les valences de chaque atome dans le tableau périodique (quand je vous dis que c'est une perle ce tableau ! 😊). Dans les schémas en croix que je viens de vous présenter, il suffit de compter le nombre de points (sans les barres !) pour connaître la valence de chaque atome de la colonne. *Il est important de remarquer que l'on note une valence en chiffres romains.*

1 (Ia)	2 (IIa)	13 (IIIA)	14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)	18 (VIIIA)
1 point Les atomes du groupe 1 ont : - 1 électron de valence - La valence I	2 points Les atomes du groupe 2 ont : - 2 électrons de valence - La valence II	3 points Les atomes du groupe 13 ont : - 3 électrons de valence - La valence III	4 points Les atomes du groupe 14 ont : - 4 électrons de valence - La valence IV	3 points 1 barre Les atomes du groupe 15 ont : - 3+2=5 électrons de valence - La valence III	2 points 2 barres Les atomes du groupe 16 ont : - 2+4=6 électrons de valence - La valence II	1 point 3 barres Les atomes du groupe 17 ont : - 1+6=7 électrons de valence - La valence I	4 barres Les atomes du groupe 18 ont : - 8 électrons de valence sauf He qui en a 2 - Pas de valence (valence zéro)

*Cliquez pour agrandir*



La valence n'est pas forcément égale au nombre d'électrons de valence. Par exemple, l'oxygène possède une valence II mais 6 électrons de valence.

On imagine souvent que les atomes ont des bras pour donner un sens plus concret à la valence. Par exemple, l'atome d'oxygène possède deux bras et est donc capable de former deux liaisons. En simplifiant extrêmement, on peut dire qu'il donne la main à deux autres atomes en même temps (et pas plus, il n'a que deux bras !).

Remarquez que le dernier groupe, celui des gaz rares (colonne de droite du tableau périodique), possède une valence nulle. Cela signifie que les atomes de ce groupe ne formeront pas de liaisons. Ils sont inertes, ils ne réagissent pas.



Au fait, tu as oublié les groupes 3 à 12 dans ton schéma. Quelle est leur valence ?

En général, les atomes de transition (groupes 3 à 12) ont une valence II. Cependant, il existe de nombreuses exceptions :

Numéro atomique Z	Symbole de l'atome	Nom de l'atome	Valence
24	Cr	Chrome	II ou III
25	Mn	Manganèse	II ou III
26	Fe	Fer	II ou III
27	Co	Cobalt	II ou III
47	Ag	Argent	I
79	Au	Or	I ou III
80	Hg	Mercure	I ou II

Il existe aussi d'autres exceptions chez les éléments non transitoires (groupes 1, 2 et de 13 à 18). Nous verrons beaucoup plus tard pourquoi ces exceptions existent, mais en attendant il est intéressant que vous reteniez ces deux-ci :

Numéro atomique Z	Symbole de l'atome	Nom de l'atome	Valence
50	Sn	Étain	II ou IV
82	Pb	Plomb	II ou IV

## Notion d'ion

Dans le chapitre précédent, je vous ai dit que le nombre  $Z$  était égal au nombre de protons et au nombre d'électrons :  $Z = \text{nombre de } p^+ = \text{nombre de } e^-$ . Cela n'est pas toujours vrai. Le nombre  $Z$  donne bien le nombre de protons, mais le nombre d'électrons peut varier. *Les ions sont des atomes ayant gagné ou perdu au moins un électron.*

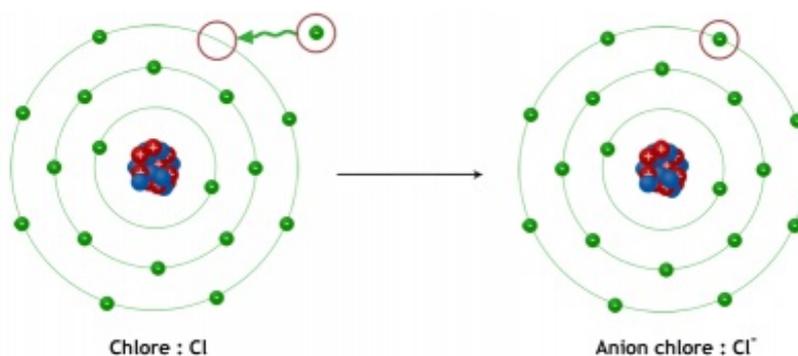
Ainsi par exemple, l'atome d'oxygène tel qu'on l'a vu jusqu'à maintenant possédait 6 électrons (car  $Z = 6$ ). Cependant, il existe des atomes d'oxygène possédant 8 électrons. Ce sont des ions car ils n'ont plus 6 électrons (ici, il en ont gagné deux).

Autre exemple : l'atome d'hydrogène, qui possède d'habitude un électron ( $Z = 1$ ), peut perdre cet électron et devenir un ion.

## Les anions

Nous avons vu également que les électrons ont une charge négative (-) et les protons une charge positive (+), ce qui confère à l'atome une charge globalement neutre (il y a autant de + que de -). Lorsqu'un atome gagne un électron, il forme un ion de charge globale négative appelé **anion**. En effet, il y a à ce moment plus d'électrons que de protons.

Prenons par exemple l'atome de chlore, Cl, qui possède 17 électrons et 17 protons. Imaginons qu'il reçoive un électron venu de l'extérieur : il contient maintenant 18 électrons et 17 protons. Il y a donc 18 charges négatives et 17 charges positives. Finalement, nous remarquons que l'ion possède une charge négative de trop : l'atome est noté  $\text{Cl}^-$ . Ce schéma peut vous aider à comprendre :



*Cliquez pour agrandir*

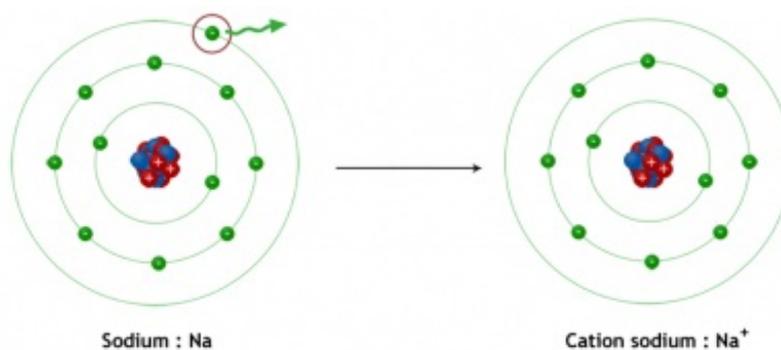
Retenez que **l'anion est un atome ayant gagné au moins un électron**. Sa charge globale est **négative**. L'anion sera noté  $X^-$  s'il possède une charge négative de trop,  $X^{2-}$  s'il en possède deux,  $X^{3-}$  s'il en possède trois. On va plus rarement au-delà.

Exemples :  $\text{O}^{2-}$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{P}^{3-}$ , ...

## Les cations

À l'inverse des anions, **les cations sont des atomes ayant perdu au moins un électron**. Leur charge globale est **positive** et un cation sera noté  $X^+$ ,  $X^{2+}$ ,  $X^{3+}$ , etc.

Prenons l'exemple de l'atome de sodium, constitué de 11 électrons et de 11 protons ( $Z = 11$ ). S'il perd un électron, il possèdera toujours les 11 protons, mais plus que 10 électrons. Sa charge globale est donc positive car il y a un proton de plus : le cation sera noté  $\text{Na}^+$ .



*Cliquez pour agrandir*

Petit truc mnémotechnique : pour ne pas confondre anion et cation, retenez qu'il y a un "n" en commun dans **a**nion = **n**égatif.



Dans le chapitre 2, je vous avais parlé de particules alpha afin de présenter l'expérience de Rutherford. Vous pouvez maintenant comprendre quelle est la nature exacte de ces particules : il s'agit d'ions  $\text{He}^{2+}$ , c'est-à-dire d'atome d'hélium auxquels on a arraché 2 électrons.

### Petit exemple pratique : les ions dans l'eau

Vous vous dites peut-être que tout cela, ce n'est que de la théorie, que les ions ça n'existe pas vraiment. Je vais vous prouver le contraire !

Prenez une bouteille d'eau et regardez les informations contenues sur l'étiquette. Quelque part, vous devriez trouver un cadre reprenant quelques ions contenus dans votre eau, comme celui-ci :

<p>PENSEZ AU TRI !</p>	<p>100% RECYCLABLES</p>	<b>Analyse (mg/l)</b>	
		Ca <sup>2+</sup> : 65	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> : 443
		Na <sup>+</sup> : 55	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> : 29
		Mg <sup>2+</sup> : 26	Cl <sup>-</sup> : 13
		K <sup>+</sup> : 20	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> : <1
		Extrait sec à 180°C : 455 mg/l	
		pH : 7,5	

*A consommer de préférence avant la date indiquée sur la bouteille. Best before: see neck of the bottle. Ten minste houdbaar tot : zie fles.*

Sur cette étiquette, nous voyons qu'il y a des cations Ca<sup>2+</sup>, Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, K<sup>+</sup> et des anions HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, Cl<sup>-</sup> et NO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Le nombre correspondant à chaque ion indique la concentration de celui-ci dans l'eau, c'est-à-dire sa quantité dans un litre. Par exemple, un litre de mon eau contient 65 milligrammes de cation calcium Ca<sup>2+</sup>.

Si un type d'ions est présent en trop grande quantité, cela peut engendrer des problèmes de santé chez le consommateur. L'intérêt de faire de telles analyses est donc de vérifier que l'eau n'est pas toxique... Ce qui est toujours intéressant pour un producteur s'il compte vendre l'eau de sa source sans tuer des millions de personnes. 😊

On peut aussi comparer différentes eaux afin de choisir celle qui nous convient le mieux. Par exemple, il est conseillé de donner une eau avec peu d'ions aux bébés, et en particulier peu de NO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

### Exercices

Vous pouvez utiliser votre tableau périodique pour tous les exercices de ce chapitre.

*Exercice 1 : Concerne les ions. Complétez le tableau suivant.*

Ion	Nombre de p <sup>+</sup>	Nombre de e <sup>-</sup>	Nombre de n <sup>0</sup>

F <sup>-</sup>	?	?	?
H <sup>+</sup>	?	?	?
Cu <sup>++</sup>	?	?	?
S <sup>2-</sup>	?	?	?
K <sup>+</sup>	?	?	?
?	26	23	30
?	35	35	45
?	53	54	74
?	38	36	50
?	7	10	7

Secret (cliquez pour afficher)

Ion	Nombre de p <sup>+</sup>	Nombre de e <sup>-</sup>	Nombre de n <sup>0</sup>
F <sup>-</sup>	9	10	10
H <sup>+</sup>	1	0	0
Cu <sup>++</sup>	29	27	35
S <sup>2-</sup>	16	18	16
K <sup>+</sup>	19	18	20
Fe <sup>3+</sup> (ou Fe <sup>+++</sup> )	26	23	30
Br	35	35	45
I <sup>-</sup>	53	54	74
Sr <sup>2+</sup> (ou Sr <sup>++</sup> )	38	36	50
N <sup>3-</sup> (ou N <sup>---</sup> )	7	10	7

Remarque : Vous pouvez remarquer que l'ion H<sup>+</sup> n'est autre qu'un simple proton.

Exercice 2 : Concerne les couches électroniques, la valence. Complétez le tableau suivant.

Atome	Nombre d'e <sup>-</sup>	Électrons par couche							Couche de valence	Valence
		K	L	M	N	O	P	Q		
Exemple : Be	4	2	2	0	0	0	0	0	L	II
C	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
Ni	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
?	14	?	?	4	?	?	?	?	?	?
?	?	2	8	8	2	0	0	0	?	?
Ba	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
Rn	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?

Mg <sup>2+</sup>	?	?	?	?	?	?	?	?	?	---
Se <sup>2-</sup>	?	?	?	?	?	?	?	?	?	---
As <sup>-</sup>	?	?	?	?	?	?	?	?	?	---

Secret (cliquez pour afficher)

Atome	Nombre d'e <sup>-</sup>	Électrons par couche							Couche de valence	Valence
		K	L	M	N	O	P	Q		
<b>Exemple : Be</b>	4	2	2	0	0	0	0	0	L	II
C	6	2	4	0	0	0	0	0	L	IV
Ni	28	2	8	16	2	0	0	0	0	II le plus souvent
Si	14	2	8	4	0	0	0	0	M	IV
Ca	20	2	8	8	2	0	0	0	N	II
Ba	56	2	8	18	18	8	2	0	P	II
Rn	86	2	8	18	32	18	8	0	P	Pas de valence
Mg <sup>2+</sup>	10	2	8	0	0	0	0	0	L	---
Se <sup>2-</sup>	36	2	8	18	8	0	0	0	N	---
As <sup>-</sup>	34	2	8	18	6	0	0	0	N	---

Au travers de ce chapitre, nous avons vu des notions très importantes concernant les électrons. Voici un petit résumé pour fixer les idées :

- **La couche de valence** : couche non vide la plus éloignée du noyau. Elle contient les **électrons de valence** qui participent aux liaisons chimiques.
- **La valence** : nombre de liaisons que peut former un atome.
- **Les ions** : atomes ayant gagné (anion) ou perdu (cation) un ou plusieurs électrons.

Si je vous ai parlé de tout ça, ce n'est pas pour vous embêter mais pour vous préparer au chapitre suivant qui traite des liaisons inter-atomiques. Nous savons déjà que les molécules sont constituées d'atomes "collés" les uns aux autres. Mais cette colle, qu'est-ce que c'est exactement ? Comment se fait-il que deux atomes se lient ? Pour le savoir, je vous donne rendez-vous au chapitre suivant. 😊

## Les atomes se lient !

Nous avons vu dans le chapitre 2 que les atomes s'associent pour former les molécules qui constituent la matière. Cette association d'atomes formant les molécules se fait grâce à des **liaisons chimiques**.

Tout cela est dû aux électrons et à leur organisation. En fait, les électrons gigotent sans arrêt : ils passent d'un atome à un autre, puis reviennent avec un ami, repartent ailleurs... De vrais vagabonds ! 😊

Cependant, tous les atomes ne peuvent pas s'assembler. Et lorsqu'ils le font, ce n'est pas n'importe comment : il y a des règles à respecter. C'est de cela que je vais vous parler dans ce chapitre. Bienvenue dans le monde merveilleux des liaisons chimiques !



Ce chapitre n'est qu'une introduction aux liaisons. Le but ici est de vous permettre de comprendre ce que sont les liaisons chimiques et les principes généraux de leur formation. Certaines notions ont été volontairement omises.

### Les liaisons chimiques : comment ça marche ?

#### Principe de formation des liaisons

Pour comprendre pourquoi une liaison se forme entre deux atomes, il faut savoir que *le but de tout atome est d'atteindre la stabilité*. Pas de panique, j'explique. 😊

Prenez votre tableau périodique pour suivre en même temps que moi.

Regardez la colonne de droite du tableau. Ce sont les gaz rares, on en a déjà parlé auparavant. Nous avons vu dans le chapitre précédent que les gaz rares ont une valence égale à zéro, c'est-à-dire qu'ils ne réagissent pas : ils sont **stables**. Tous les autres atomes veulent être stables comme les gaz rares, c'est-à-dire qu'ils veulent obtenir la même structure électronique que ceux-ci.

Prenons un exemple pour mieux comprendre : l'atome de fluor (case n°9) veut acquérir la même structure que le néon, le gaz rare le plus proche (case n°10), afin d'être stable. Comparons la structure électronique des deux atomes :

Atome	Couche K	Couche L
Fluor	2	7
Néon	2	8

Les couches K sont identiques. Par contre, les couches L sont différentes : le fluor possède 7 électrons sur cette couche, le néon en possède 8. Pour ressembler au néon, le fluor va donc tenter de recevoir un électron supplémentaire. Comment ? En formant des liaisons chimiques avec d'autres atomes. Voilà l'origine de la formation des liaisons ! 🧙

Prenons d'autres exemples :

- Le sodium (n°11) va perdre un électron pour ressembler au néon (n°10).
- L'hydrogène (n°1) va gagner un électron pour ressembler à l'hélium (n°2).
- L'arsenic (n°33) va gagner 3 électrons pour ressembler au Krypton (n°36).

La règle générale est donc la suivante : *chaque atome donne ou reçoit des électrons afin de ressembler au gaz rare le plus proche*. Pour satisfaire à cette condition, il faut retenir deux règles.

- **La règle du duet** : Les 4 premiers éléments (H, He, Li, Be) tendent à posséder deux électrons dans leur couche de valence.
- **La règle de l'octet** : Les atomes tendent à posséder 8 électrons dans leur couche de valence.

Pour rappel, la couche de valence est la couche non vide la plus éloignée du noyau. On remarque qu'il n'y a que celle-ci qui doit recevoir ou perdre des électrons pour ressembler au gaz rare le plus proche car les autres couches sont déjà identiques.



La règle du duet ne s'applique qu'aux 4 premiers éléments (H, He, Li, Be) ! Concernant la règle de l'octet, elle s'applique plus généralement, mais il existe des exceptions que nous ne traiterons pas ici. Par exemple, il existe une *règle des 18 électrons* pour les éléments transitoires (colonnes 3 à 12).

## Représentation de Lewis

Avant d'aborder le sujet principal de ce chapitre, j'aimerais vous exposer une méthode de représentation des molécules. Jusqu'à maintenant, je les dessinais en 3D, avec des couleurs, des ombres... C'est bien joli, mais ce n'est pas pratique ! Imaginez que vous deviez dessiner de cette façon une molécule constituée de 50 atomes... Il faudrait être bon en dessin, et ce n'est pas donné à tout le monde (pas à moi en tout cas 🤔).

Une solution à ce problème : la **représentation de Lewis**. Celle-ci permet de représenter plus simplement les atomes et leurs liaisons. Plutôt que de les dessiner en couleurs et en 3D, le symbole de l'élément chimique est entouré par les électrons de valence représentés par des points et des barres. Par exemple :

Nom de l'atome	Couche de valence	Représentation de Lewis
Hydrogène		•H
Carbone		•C•
Oxygène		•O•
Brome		Br

Je vous rappelle que les points représentent un électron, et que les barres représentent un doublet électronique, c'est-à-dire deux électrons. Les explications concernant les doublets viendront beaucoup plus tard, ce n'est pas important pour le moment. Retenez simplement qu'une barre = un doublet = 2 électrons.

La notion de doublet vous paraît sûrement floue pour l'instant. Cela est normal ! Je vous demanderai juste de prendre l'habitude de dessiner ces doublets lorsque vous utilisez la représentation de Lewis. Si vous ne comprenez pas pourquoi ils existent, leur rôle, leur utilité, c'est tout à fait normal, je vous rassure. Si ça vous dérange, pensez qu'un doublet, c'est deux électrons, tout simplement.

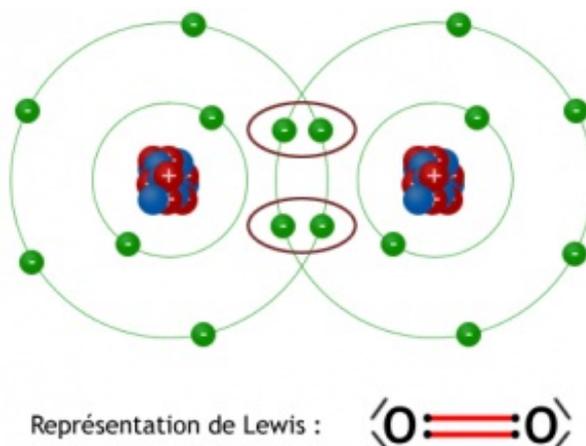
### Les différents types de liaisons

Je vais maintenant vous parler de deux types de liaisons : la liaison **covalente** et la liaison **ionique**. Sachez qu'il en existe d'autres, mais cela est trop compliqué pour l'instant et je ne voudrais pas que vous vous tapiez la tête contre les murs. 🤔

### La liaison covalente

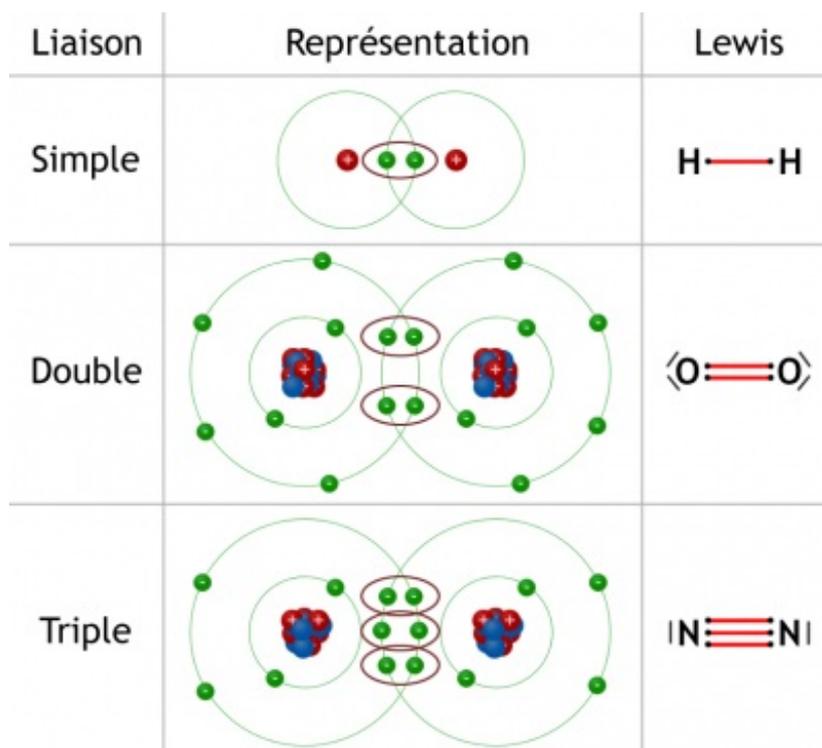
La liaison covalente se forme lorsque **des électrons sont mis en commun** entre deux atomes. Prenons l'atome d'oxygène comme exemple. Il possède 6 électrons dans sa couche de valence et aimerait en posséder 8 pour respecter la règle de l'octet. Cela peut être le cas en rencontrant par exemple un autre atome d'oxygène.

En effet, chaque atome d'oxygène met en commun deux de ses électrons. De cette façon, chaque atome d'oxygène possède 8 électrons sur sa couche de valence et la règle de l'octet est respectée. Comme ils se complètent mutuellement, ils sont "attachés" l'un à l'autre et forment une liaison chimique (ici covalente) :



*Cliquez pour agrandir*

Vous remarquerez que nous avons en fait formé une double liaison : les deux liaisons covalentes relient les mêmes atomes. La liaison entre deux atomes peut être simple, double ou triple :



*Cliquez pour agrandir*

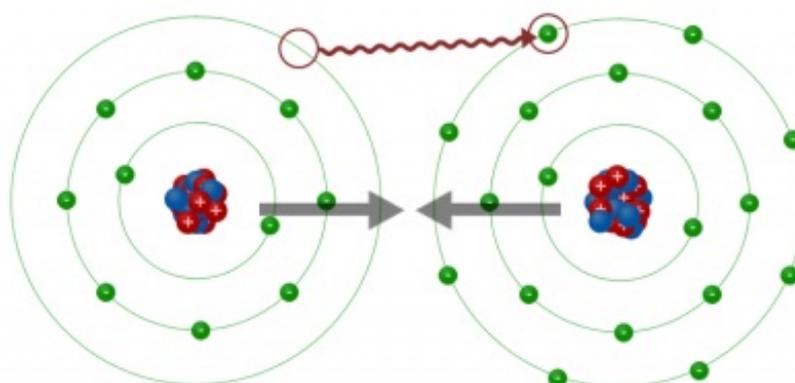
## La liaison ionique

La liaison ionique se forme lorsqu'il y a **échange d'électrons et formation d'ions**. Cette liaison est présente dans le sel de cuisine : d'un côté, nous avons un atome de sodium (Na) qui possède un électron sur sa couche de valence ; de l'autre, c'est un atome de chlore (Cl) qui possède 7 électrons sur sa couche de valence. Le chlore aimerait donc recevoir un électron pour respecter la règle de l'octet. Le sodium, lui, aimerait donner un électron afin de vider la couche M (sa couche L devient alors sa couche de valence et comme elle contient déjà 8 électrons, la règle de l'octet est respectée).

Illustrons : le chlore dit « *Aaaaah, qu'est-ce que j'aimerais recevoir un électron !* ». Le sodium répond « *Tiens, justement ça m'arrangerait d'en perdre un ! Je vais te donner un électron.* ». Hop, ces deux atomes s'échangent un électron et la règle de l'octet est satisfaite pour chacun d'eux.

Nous avons donc deux ions qui se forment :  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$ . Retournez voir [les explications sur les ions](#) si ce n'est pas clair.

Les deux ions sont de charge opposée ( $\text{Na}^+$  est de charge positive et  $\text{Cl}^-$  de charge négative) et ils s'attirent donc. C'est cette attraction que l'on appelle liaison ionique.



Attraction entre les ions :  $\text{Na}^+ \rightarrow \text{Cl}^-$

Représentation de Lewis :  $\text{Na} \rightarrow \overline{\text{Cl}}$

*Cliquez pour agrandir*

## Différence entre liaison covalente et liaison ionique

En bref, nous venons de voir deux liaisons qui diffèrent par leur manière de respecter la règle de l'octet (ou du duet) :

- La **liaison covalente** se forme lors de la **mise en commun d'électrons**.
- La **liaison ionique** se forme lorsque les atomes **s'échangent des électrons**. Il ne s'agit plus d'un partage d'électrons, mais bel et bien d'un échange.

Remarquons aussi que la liaison ionique n'est pas une liaison au sens premier du terme, mais plutôt une *interaction*, contrairement à la liaison covalente. Dans la liaison ionique, les deux atomes restent ensemble car ils s'attirent mutuellement, par attraction électrostatique (le cation, de charge positive est attiré par l'anion, de charge négative, et vice-versa), un peu comme deux aimants.

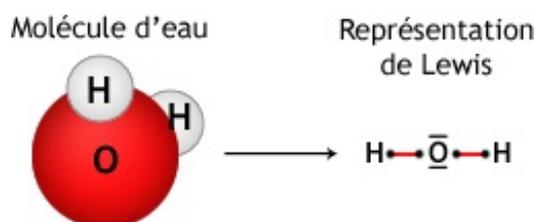


La plupart des liaisons ne sont pas 100% covalentes : on dit qu'elles sont covalentes **polarisées**. Ces liaisons possèdent un caractère covalent et ionique, mais nous verrons cela plus tard. Faites pour l'instant bien la distinction entre les deux types de liaisons que nous venons de voir.

### Quelques exemples

#### La molécule d'eau

Dans le [chapitre 2](#), nous avons établi qu'une molécule d'eau est constituée de trois atomes : deux atomes d'hydrogène et un d'oxygène. Ces atomes sont assemblés grâce à deux liaisons chimiques représentées ici en rouge dans la représentation de Lewis :



La molécule s'écrit bien H-O-H, ça a son importance ! Nous ne pouvons pas l'écrire H-H-O, par exemple, car les valences ne seraient pas respectées. En effet, l'oxygène a une valence II, c'est-à-dire qu'il possède deux bras. L'hydrogène a quant à lui une valence I, il ne possède qu'un bras. Dans une molécule, **il faut que tous les bras soient occupés**. Ici, la seule façon de remplir cette condition est de mettre l'atome d'oxygène entre les deux atomes d'hydrogène.

Les deux liaisons chimiques présentes dans la molécule d'eau sont covalentes polarisées. Pourquoi ? Nous verrons cela plus tard. Pour l'instant, ce qui est important, c'est que vous sachiez représenter la molécule comme je viens de le faire. Ne vous occupez pas encore de reconnaître le caractère ionique ou covalent d'une liaison.

### Plus compliqué : le phosphore de calcium

Maintenant, on va s'amuser un peu et mettre le feu... en représentant une molécule utilisée dans les bombes incendiaires et les feux d'artifices : le phosphore de calcium. 😊

Cette molécule est constituée de deux atomes de phosphore et de trois atomes de calcium. Essayez de répondre par vous-même à cette question : quelle est la valence des deux atomes différents formant la molécule ?

**Secret (cliquez pour afficher)**

Indice : Il faut regarder dans le tableau périodique

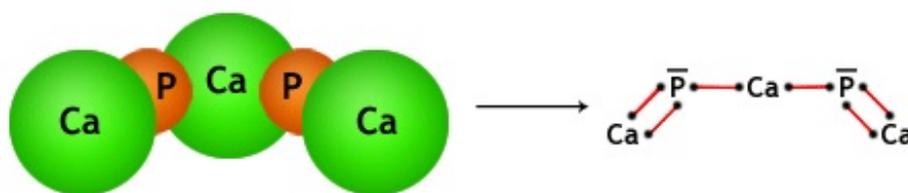
**Secret (cliquez pour afficher)**

**Phosphore** : valence III

**Calcium** : valence II

Maintenant que vous connaissez le nombre de bras de chaque atome, il vous reste à les lier entre eux. Petit exercice : représentez la molécule, sans oublier qu'il ne peut rester aucun bras de libre. Je n'ai pas dit que c'était facile à faire, mais il faut essayer !

**Secret (cliquez pour afficher)**



Nous remarquons qu'il y a deux liaisons doubles et deux liaisons simples.

## Exercices

*Exercice 1 : Combien y a-t-il de liaisons chimiques dans :*

1. Une molécule d'eau ?

**Secret** ([cliquez pour afficher](#))

**Réponse : 2.**

Nous avons déjà traité cet exemple.

2. Une molécule d'acide chlorhydrique, constituée d'atomes d'hydrogène et de chlore ?

**Secret** ([cliquez pour afficher](#))

**Réponse : 1.**

Il faut tout d'abord regarder les valences : I pour l'hydrogène ; I pour le chlore.

Les relier entre eux est donc évident :



3. Une molécule de monoxyde de soufre constituée d'atomes de soufre et d'oxygène ?

**Secret** ([cliquez pour afficher](#))

**Réponse : 1.**

Valence du soufre : II ; valence de l'oxygène : II.

Nous avons donc une double liaison (même si elle est double, ce n'est qu'une liaison) :



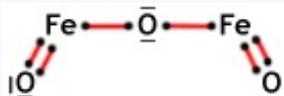
4. Une molécule d'oxyde de fer ? Une telle molécule est constituée d'atomes d'oxygène et d'atomes de fer. On considère pour cet exercice que le fer a une valence égale à III.

**Secret** ([cliquez pour afficher](#))

**Réponse : 4.**

Valence de l'oxygène : II ; valence du fer : III.

Nous avons donc 4 liaisons, deux simples et deux doubles :



5. Une molécule d'hydroxyde de magnésium ? Une telle molécule est constituée de 5 atomes : 2 d'oxygène, 2 d'hydrogène et un de magnésium.

**Secret** ([cliquez pour afficher](#))

**Réponse : 4.**

Valence de l'oxygène : II ; valence de l'hydrogène : I ; valence du magnésium : II.

Nous avons donc 4 liaisons :



Si vous avez interverti la position d'un oxygène avec le magnésium, la molécule dessinée n'est pas correcte. Cependant, vous ne pouviez pas encore le deviner ! Si vous avez trouvé le nombre de liaisons, ça me convient parfaitement, c'est que vous avez compris ce que je voulais vous expliquer au travers de ce chapitre. 😊



Vous comprendrez plus tard qu'ici, O et H forment ensemble un groupement nommé "hydroxyde", c'est pour ça qu'on les laisse ensemble et que le magnésium est au milieu.

### Exercice 2 : Complétez les pointillés par une des suggestions entre parenthèses.

1. Le brome sera stable s'il ... (reçoit / donne) un électron.

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Réponse : reçoit.**

L'objectif de tout atome est de devenir stable en respectant la règle du duet ou de l'octet. Dans le cas du brome, la règle de l'octet est respectée s'il passe de 7 à 8 électrons de valence, afin de ressembler au gaz noble le plus proche : le krypton. Le brome doit donc gagner un électron.

2. Une molécule de sulfure d'hydrogène est constituée d'un atome de soufre et ... (d'un / de deux / de trois) atome(s) d'hydrogène

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Réponse : de deux.**

La valence du soufre est II. Celle de l'hydrogène est I. Il faut donc deux atomes d'hydrogène.

3. L'argon gagnera sa stabilité en perdant ... (0 / 1 / 2 / 3 / 4 / 8) électron(s).

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Réponse : 0.**

Le radon est un gaz rare, il possède déjà 8 électrons de valence et est donc déjà stable (il remplit la règle de l'octet).

4. L'iode doit gagner ou perdre des électrons afin que sa structure électronique soit identique à celle ... (de l'hélium / du néon / de l'argon / du krypton / du xénon / du radon).

**Secret** (cliquez pour afficher)

**Réponse : du xénon.**

En remplissant la règle de l'octet, l'iode gagnera un électron et sa structure électronique sera identique à celle du xénon (on passe de 7 à 8 électrons sur la couche de valence).

C'en est terminé des liaisons entre les atomes. Vous savez maintenant pourquoi et comment les atomes se lient pour former des molécules, du moins je l'espère car c'était le but de ce chapitre. 😊

Pour rappel, voici la différence entre les deux types de liaisons dont je vous ai parlé :

- **La liaison covalente** est formée par la mise en commun d'électrons entre deux atomes.
- **La liaison ionique** est formée par un échange d'électrons entre deux atomes.

Nous allons maintenant voir comment classer la matière. Nous avons déjà réussi à classer les atomes dans un tableau (chapitre 3), mais pas encore la matière. C'est l'objectif du prochain chapitre. Suivez le guide, c'est par ici...



Ce cours n'est pas terminé. De nombreux chapitres sont encore prévus, donc n'hésitez pas à venir jeter un coup d'œil de temps en temps !

N'hésitez pas à me faire part de vos remarques et impressions car c'est grâce à vous que je pourrai améliorer ce tutoriel. Si vous avez des questions, je vous invite à les poster sur le forum ou à utiliser les commentaires du chapitre adéquat.