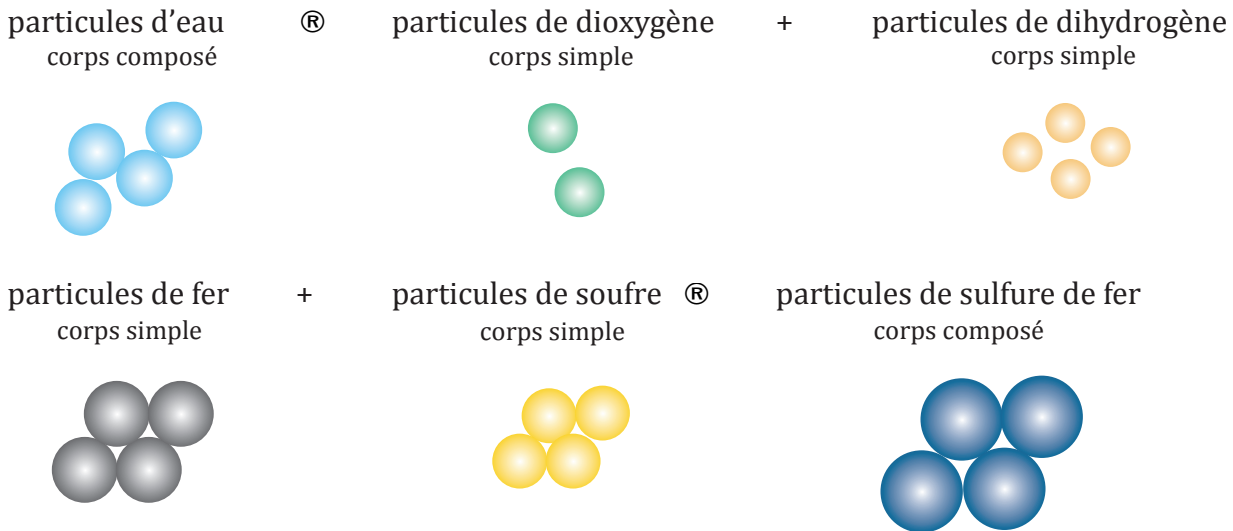


3. Modèle atomique de Dalton

Problématique :

Voici le résumé au niveau corpusculaire des réactions réalisées au chapitre 2 :

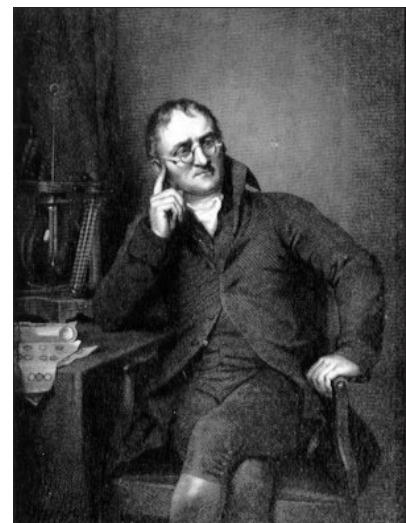


Selon ce résumé, les particules d'eau doivent contenir des particules d'oxygène et de particules d'hydrogène. De même, les particules de sulfure de fer doivent être constituées de particules de fer et de particules de soufre.

Selon le modèle corpusculaire, chaque corps pur est constitué de particules fondamentales indivisibles. Or nous venons de voir que les particules d'eau peuvent être divisées en particules de dioxygène et de dihydrogène. De même, les particules de sulfure de fer se forment par association de particules de fer et de particules de soufre. Les particules fondamentales ne peuvent pas être indivisibles, mais doivent être constituées d'entités plus petites. Ceci est en contradiction avec le modèle corpusculaire.

Le modèle corpusculaire ne nous permet donc pas d'expliquer les réactions chimiques : il est insuffisant. Il faut alors développer un nouveau modèle, plus élaboré, qui permet d'expliquer ces faits.

Le physicien et chimiste anglais John Dalton était le premier à développer un tel nouveau modèle. Pour ce faire, il se basait sur des lois découvertes par deux autres scientifiques, les chimistes français Antoine Lavoisier et Louis Proust. Ces lois sont encore appelées les « lois fondamentales de la chimie ».



John Dalton

3.1. Loi de la conservation de la masse (Lavoisier)

Le chimiste français Antoine Lavoisier est considéré aujourd'hui comme le « père » de la chimie moderne. Il était le premier à introduire la balance dans ses travaux : il pesait les réactifs et produits avant et après les expériences réalisées.



Antoine Lavoisier



Expérience 1

Mélangons 3,5g de poudre de fer et 2g de poudre de soufre dans un tube à essais. Fermons l'ouverture du tube à essais avec un ballon et pesons l'ensemble.

m =

Chauffons le tube à essais dans la flamme du brûleur Bunsen jusqu'à incandescence. L'incandescence se propage à travers tout le mélange réactionnel. Il se forme un solide gris-bleu foncé, du sulfure de fer.

Après la réaction, laissons refroidir le tube à essais, puis pesons-le de nouveau.

m =





Expérience 2

Pesons une fiole de type erlenmeyer contenant de l'acide chlorhydrique, un morceau de craie et un ballon.

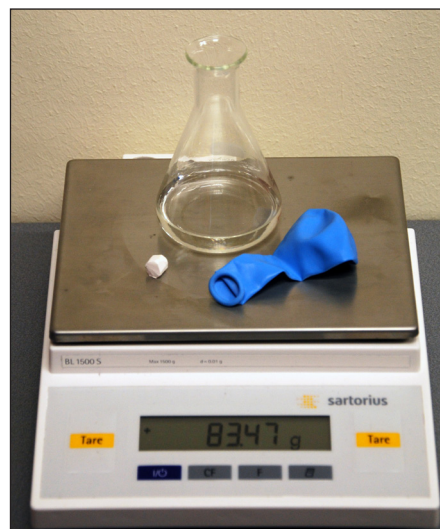
m =

Introduisons la craie dans la fiole et fermons rapidement l'ouverture avec le ballon. Une vive effervescence se produit dans la fiole. Un gaz incolore est dégagé, le ballon gonfle.

A la fin de la réaction, déterminons la masse de l'ensemble.

m =

Dans les deux cas, la masse de l'ensemble n'a pas changé après la réaction : on dit que la masse a été conservée.



Lavoisier étudiait un grand nombre de réactions sous cet aspect. Il constatait qu'à chaque fois, la masse de l'ensemble réactionnel restait constante.

Il résumait ses découvertes en formulant la « **loi de la conservation de la masse** » (1789) :

La masse totale des produits d'une réaction chimique est égale à la masse totale des réactifs :

$$m_{\text{réactifs}} = m_{\text{produits}}$$

« Rien ne se crée, rien ne se perd, tout se transforme. »

Méthode : loi scientifique

Les sciences reposent sur l'observation de la nature et sur l'expérience. Faire une expérience, c'est en fait poser une question à la nature : suite à une observation, on se pose une certaine question, et on essaye d'y répondre en effectuant une expérience, et en observant bien sûr son déroulement.

Lorsqu'un certain résultat s'applique sans exception sur un grand nombre de phénomènes, on peut en déduire qu'il s'agit d'une loi scientifique. La loi scientifique décrit donc comment la nature se comporte concernant un aspect donné. Elle dérive de l'observation.

EXERCICE 1 : *

Pour les situations décrites ci-dessous, indique les réactions à l'aide de la notation simplifiée, puis réponds aux questions posées !

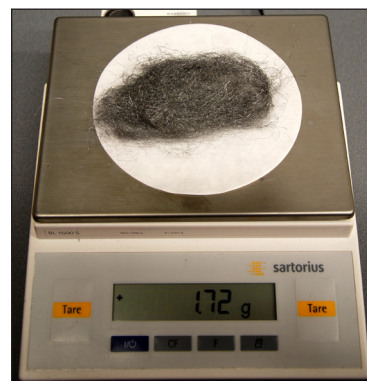
- 7g de fer réagissent avec 4g de soufre pour former du sulfure de fer. Détermine la masse de sulfure de fer formée !
- Le magnésium réagit avec le dioxygène pour former de l'oxyde de magnésium. A partir de 3g de magnésium, on obtient 5g d'oxyde de magnésium. Détermine la masse de dioxygène qui a réagi !
- Lorsqu'on chauffe l'oxyde d'argent, il se décompose en argent et en dioxygène. En chauffant 7g d'oxyde d'argent, on obtient 6,5g d'argent. Détermine la masse de dioxygène libéré !

EXERCICE 2 : **

Pourquoi faut-il toujours fermer les récipients avec un ballon ?

EXERCICE 3 : **

Pesons un morceau de laine de fer.



Enflammons la laine de fer à l'aide d'un brûleur Bunsen. Une incandescence se propage à travers toute la laine de fer, et un solide gris-bleuâtre se forme : l'oxyde de fer.



Pesons l'oxyde de fer formé lors de la réaction : la masse de l'oxyde de fer formé est supérieure à celle de la laine de fer initiale. Comment peut-on expliquer ceci ?



3.2. Loi des proportions constantes (Proust)

Après la découverte de la loi de la conservation de la masse par Lavoisier, d'autres chimistes ont continué l'étude de l'évolution de la masse au cours des réactions chimiques (Lavoisier ne pouvait plus continuer ses recherches, car il a été guillotiné au cours de la Révolution Française). Un de ces scientifiques était le chimiste français Louis Proust, qui a découvert la deuxième loi fondamentale de la chimie.



Louis Proust



Expérience

Prélevons un morceau de cuivre et déterminons sa masse :

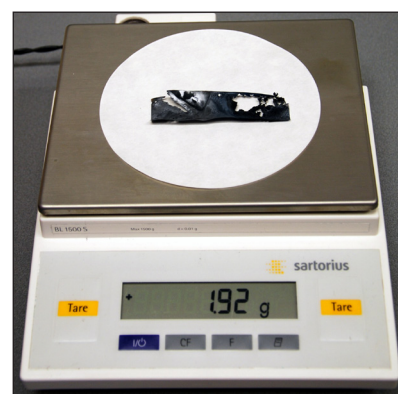
$$m_{\text{cuivre}} =$$

Dans un tube à essais, chauffons du soufre jusqu'à ébullition. Introduisons le morceau de cuivre dans le tube à essais.

Une incandescence se produit : le cuivre réagit avec les vapeurs de soufre. Il se forme un solide bleu-gris foncé : le sulfure de cuivre.

Retirons le sulfure de cuivre formé du tube à essais, et brûlons les restes de soufre. Pesons ensuite le sulfure de cuivre formé :

$$m_{\text{sulfure de cuivre}} =$$



La réaction se résume de la façon suivante :

cuivre + soufre ® sulfure de cuivre

Déterminons la masse de soufre ayant réagi à l'aide de la loi de la conservation de la masse :

$$m_{\text{cuivre}} + m_{\text{soufre}} = m_{\text{sulfure de cuivre}}$$

$$\square \quad m_{\text{soufre}} = m_{\text{sulfure de cuivre}} - m_{\text{cuivre}}$$

Proust avait alors l'idée de déterminer le rapport entre les masses des corps simples qui interviennent dans la synthèse d'un corps composé. Pour notre exemple, il s'agit donc de déterminer le rapport de la masse de cuivre et de la masse de soufre qui ont réagi pour former le sulfure de cuivre :

$$\frac{m_{\text{cuivre}}}{m_{\text{soufre}}} =$$

Répétons l'expérience avec un autre morceau de cuivre, de masse différente de celle du premier morceau.

$$m_{\text{cuivre}} =$$

$$m_{\text{sulfure de cuivre}} =$$

$$m_{\text{soufre}} =$$

Déterminons le rapport entre les masses de cuivre et de soufre :

$$\frac{m_{\text{cuivre}}}{m_{\text{soufre}}} =$$

Nous constatons que le rapport obtenu vaut toujours à peu près $\frac{4}{1}$, quelle que soit la masse de cuivre utilisée au départ.

Le rapport des masses des corps simples est constant.

De la même façon, on peut déterminer le rapport des masses de fer et de soufre qui interviennent dans la synthèse du sulfure de fer. Ce rapport vaut toujours $\frac{7}{4}$.

Sur base de ces découvertes, Proust formula en 1799 la « **loi des proportions constantes** » :

Le rapport des masses des corps simples qui interviennent dans la formation d'un corps composé donné est toujours constant.

Attention !

Ce rapport est constant pour un corps composé donné, mais il varie bien sûr d'un corps composé à l'autre, comme montré dans les exemples précédents :

$$\text{sulfure de cuivre : } \frac{m_{\text{cuivre}}}{m_{\text{soufre}}} = \frac{4}{1}$$

$$\text{sulfure de fer : } \frac{m_{\text{fer}}}{m_{\text{soufre}}} = \frac{7}{4}$$

EXERCICE 1 : *

Utilise les indications ci-dessus pour répondre aux questions suivantes :

- Quelle masse de soufre réagit avec 10g de cuivre ?
- Quelle masse de fer réagit avec 15g de soufre ?
- Dans un récipient se trouvent 35g de soufre. Quelle masse de cuivre peut réagir avec cette masse de soufre ?
- On veut produire du sulfure de fer à partir de 17g de fer. On dispose encore de 10g de soufre. Est-ce que cette quantité de soufre est suffisante pour faire réagir tout le fer ?

EXERCICE 2 : **

Le soufre réagit avec le zinc dans le rapport de masses

$$\frac{m_{\text{zinc}}}{m_{\text{soufre}}} = \frac{2}{1}.$$

Le produit de cette réaction est le sulfure de zinc.

- Quelle masse de soufre réagit avec 6g de zinc ?
- Quelle masse de sulfure de zinc obtient-on lors de cette réaction ?
- Quelle masse de sulfure de zinc obtient-on si on fait réagir 5g de soufre avec 12g de zinc ?

EXERCICE 3 : **

Utilise les indications de la page précédente pour répondre aux questions suivantes :

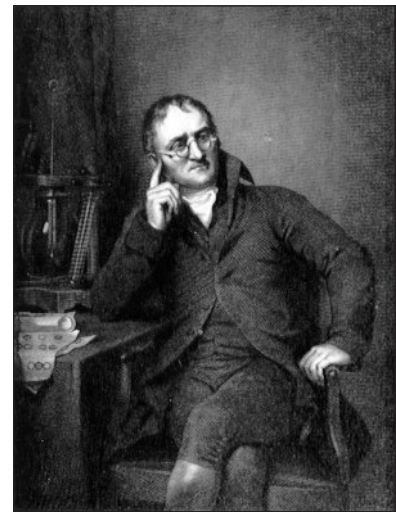
- On fait réagir 2,5g de cuivre avec un excès de soufre. Quelle masse de sulfure de cuivre obtient-on ?
- On veut produire 10g de sulfure de cuivre. Détermine la masse de cuivre et la masse de soufre nécessaires !
- On veut produire 16,5g de sulfure de fer. Détermine la masse de fer et la masse de soufre nécessaire !
- On fait réagir 12g de soufre et 30g de fer. Quelle masse de sulfure de fer obtient-on ?

3.3. Hypothèses atomiques de Dalton

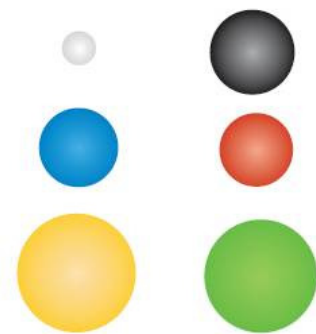
Les lois fondamentales (loi de la conservation de la masse, loi des proportions constantes) sont, comme toutes les lois scientifiques, issues de l'observation. Il s'agit maintenant d'interpréter ou d'expliquer ces lois à l'aide d'un modèle.

Le modèle corpusculaire ne suffisant plus, il faut un nouveau modèle plus performant. Le physicien et chimiste anglais John Dalton présentait en 1808 un modèle tenant compte de toutes les nouvelles découvertes. Il formulait les hypothèses suivantes :

- La matière est constituée de particules fondamentales indivisibles par voie chimique et physique : les **atomes**.
- Des atomes égaux entre eux représentent un même élément chimique. Ils se distinguent des atomes d'un autre élément par leur masse et leur taille.
- Les atomes ne peuvent être ni détruits, ni produits par des réactions chimiques.
- Les atomes des différents éléments peuvent se lier entre eux dans un rapport déterminé.



John Dalton



différents atomes selon le modèle de Dalton

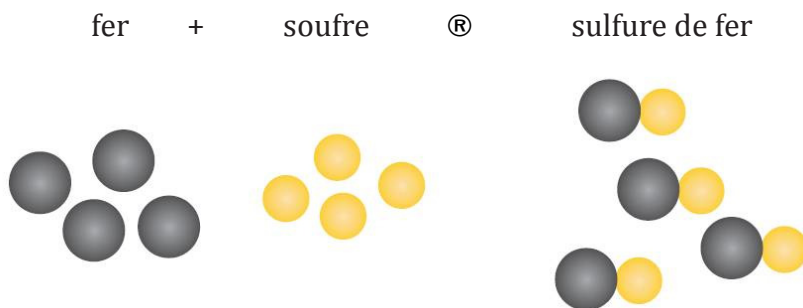
Le modèle décrit par ces hypothèses nous permet d'interpréter les lois fondamentales.

Reprenons la réaction entre le fer et le soufre :



Selon les hypothèses de Dalton, des atomes de fer et de soufre se lient entre eux au cours de cette réaction. Supposons qu'un atome de fer se lie à un atome de soufre (cas le plus simple, qui correspond en plus à la situation réelle).

Nous pouvons alors représenter cette réaction au niveau atomique :



Interprétons les lois fondamentales à l'aide de cet exemple :

3.3.1. Interprétation de la loi de la conservation de la masse

Au cours de la réaction, les atomes de soufre s'associent aux atomes de fer. Les atomes des réactifs sont donc réarrangés pour former les produits. Mais comme le nombre total d'atomes ne change pas au cours de la réaction, la masse des produits est égale à celle des réactifs.

3.3.2. Interprétation de la loi des proportions constantes

Le sulfure de fer est synthétisé à partir des corps simples fer

et soufre dans le rapport des masses $\frac{m_{\text{fer}}}{m_{\text{soufre}}} = \frac{7}{4}$.

7g de fer renferment un certain nombre n d'atomes de fer.

Comme un atome de fer se lie à un atome de soufre, 4g de soufre renferment le même nombre n d'atomes de soufre.

Nous pouvons alors établir le développement suivant :

$$\frac{m_{\text{fer}}}{m_{\text{soufre}}} = \frac{7}{4}$$

$$m_{\text{fer}} = n \times m_{1 \text{ atome fer}}$$

$$m_{\text{soufre}} = n \times m_{1 \text{ atome soufre}}$$

$$\square \frac{n \times m_{1 \text{ atome fer}}}{n \times m_{1 \text{ atome soufre}}} = \frac{7}{4}$$

$$\square \frac{m_{1 \text{ atome fer}}}{m_{1 \text{ atome soufre}}} = \frac{7}{4}$$

$$\square m_{1 \text{ atome fer}} = \frac{7}{4} \times m_{1 \text{ atome soufre}}$$

On peut donc conclure qu'un atome de fer est $\frac{7}{4}$ fois plus lourd qu'un atome de soufre.

Le rapport constant des masses des corps simples formant un corps composé s'interprète ainsi comme le rapport des masses des atomes de ces deux éléments.

EXERCICE 1 : ***

Le soufre réagit avec le cuivre dans le rapport de masses

$$\frac{m_{\text{cuivre}}}{m_{\text{soufre}}} = \frac{4}{1}$$

Le produit de cette réaction est le sulfure de cuivre.

Sachant que lors de la synthèse du sulfure de cuivre, 2 atomes de cuivre se lient à un atome de soufre, détermine le rapport entre la masse d'un atome de cuivre et la masse d'un atome de soufre!

Remarque : masse atomique

Ce procédé permet de comparer la masse d'un atome d'un élément à la masse d'un atome d'un autre élément.

Afin de faciliter ces comparaisons, on a alors décidé de déterminer un élément de référence, auquel on compare tous les autres éléments. L'élément de référence choisi a été celui avec la masse la plus faible : l'hydrogène. Ne connaissant pas la masse réelle d'un atome, on a attribué la masse de $1u$ (unité de masse atomique) à un atome d'hydrogène. En comparant alors les masses des atomes des différents éléments à la masse d'un atome d'hydrogène, on peut attribuer une masse atomique (en u) aux atomes des différents éléments.

exemple :

La comparaison des masses des atomes a donné qu'un atome d'oxygène est 16 fois plus lourd qu'un atome d'hydrogène. Comme la masse atomique d'un atome d'hydrogène vaut $1u$, la masse atomique d'un atome d'oxygène vaut alors $16u$.

3.4. Corps purs simples et composés

Selon le modèle atomique de Dalton, les atomes des différents éléments peuvent s'associer entre eux dans un rapport déterminé. De telles associations d'atomes sont appelées « molécules ».

Une **molécule** est une particule formée par un nombre déterminé d'atomes.

La molécule correspond à la particule du modèle corpusculaire.

Remarque :

A côté des molécules, il existe un deuxième type d'association d'atomes, qui s'appelle le réseau (voir chapitre 3.5.3.). Pour des raisons de compréhension, nous ne considérons dans un premier temps uniquement les molécules.

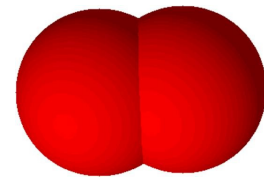
Les atomes formant une molécule peuvent soit appartenir au même élément, soit appartenir à différents éléments. Dans tous les cas, le nombre d'atomes des différents éléments dans une molécule d'un corps donné est bien défini.

Avec ce modèle, l'existence des différents types de corps purs s'explique facilement :

- corps simple

Les corps simples sont constitués d'atomes d'un seul élément. Ces atomes peuvent être isolés (cas des gaz rares) ou s'associer en molécules (respectivement en réseaux).

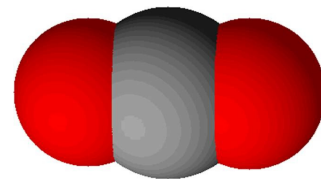
Les **molécules d'un corps simple** ne renferment que des atomes d'un seul élément.



molécule de dioxygène

- corps composé

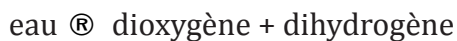
Les **molécules d'un corps composé** renferment des atomes de différents éléments.



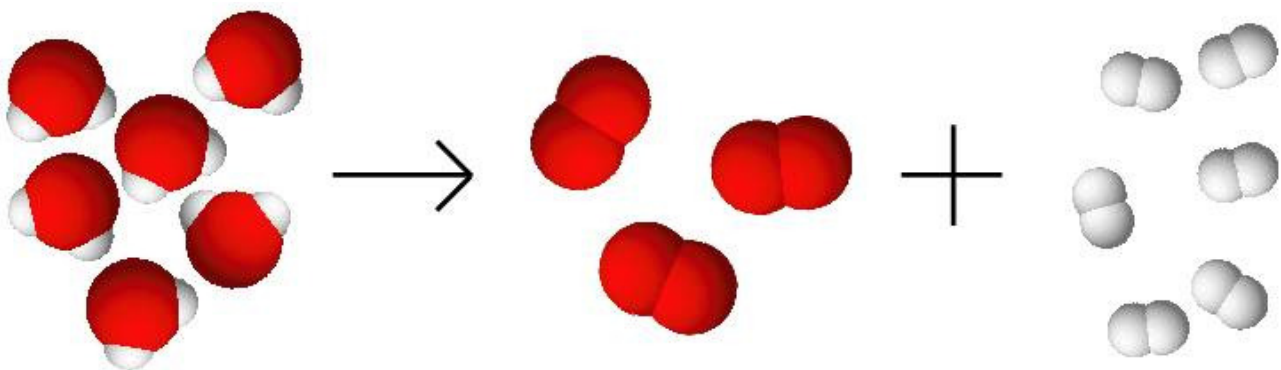
molécule de dioxyde de carbone

- exemple : l'électrolyse de l'eau

Lors de l'électrolyse de l'eau, l'eau est décomposée en dioxygène et en dihydrogène :



Voici un schéma de cette réaction au niveau moléculaire :

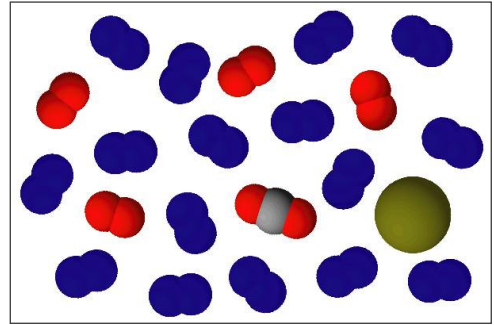


Il est bien visible qu'il s'agit d'une analyse : les molécules du corps composé eau sont décomposées, et les atomes se réassocient pour former les molécules des corps simples dioxygène et dihydrogène.

Comme la molécule correspond à la particule du modèle corpusculaire, toutes les contributions de ce modèle restent toujours valables.

exemple :

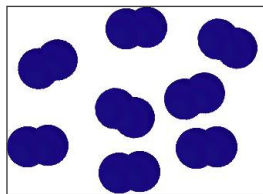
- Voici un schéma représentant le modèle moléculaire de l'air:



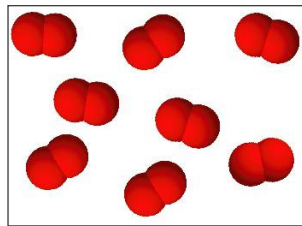
L'air est constitué de molécules différentes : il s'agit donc d'un mélange.

- On peut séparer le mélange air en ses corps purs constitutifs, dont les suivants :

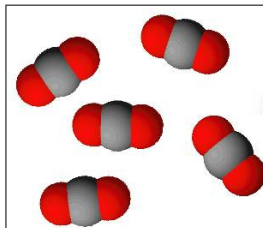
- diazote



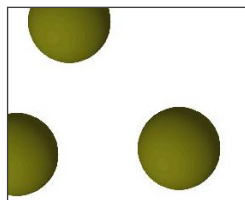
- dioxygène



- dioxyde de carbone



- argon



Cette séparation correspond à un triage de molécules. Chaque corps pur est constitué de molécules identiques entre-elles.

EXERCICE 1 : *

Indique pour chacun des corps purs constitutifs de l'air ci-dessus s'il s'agit d'un corps simple ou d'un corps composé !

Remarque : séparation de l'air en corps purs

Pour séparer l'air en ses corps purs constitutifs, deux étapes sont nécessaires :

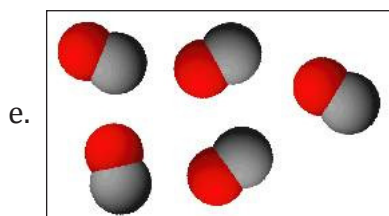
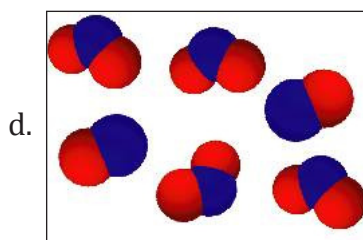
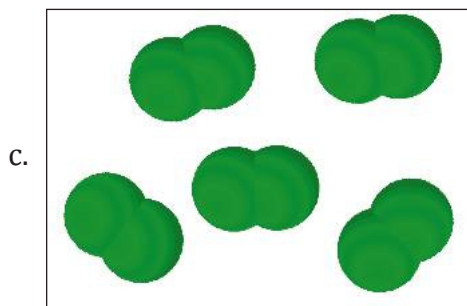
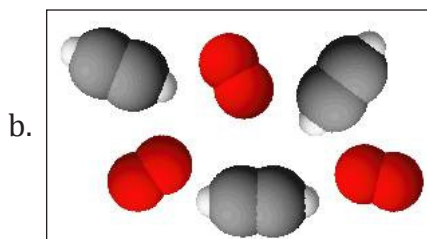
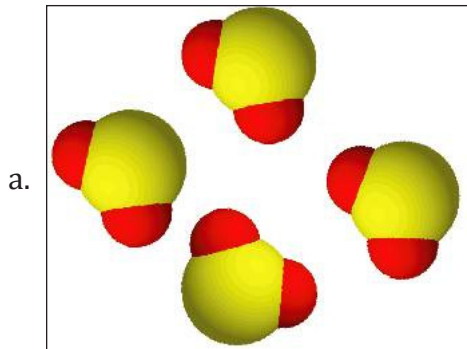
- la liquéfaction de l'air
Pour obtenir de l'air liquide, l'air (gaz) est comprimé et refroidi.

- la distillation de l'air liquide

Les constituants de l'air ont des températures d'ébullition différents. Ainsi, ils peuvent être isolés par distillation.

EXERCICE 2 : *

Indique pour les schémas suivants s'il s'agit d'un mélange, d'un corps simple ou d'un corps composé !

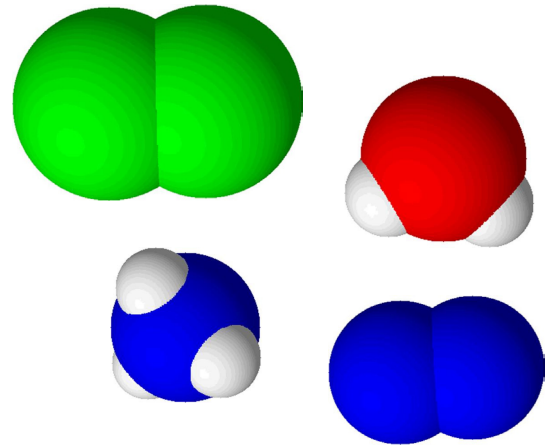
**EXERCICE 3 : ***

Le modèle moléculaire permet de bien comprendre la différence entre un corps composé et un mélange. Explique cette différence à l'aide du modèle moléculaire !

EXERCICE 4 : *

En utilisant les types de molécules ci-contre, schématise le modèle moléculaire

- d'un corps simple
- d'un mélange quelconque
- d'un corps composé
- d'un mélange de deux corps composés

**EXERCICE 5 : ****

Quelle est la différence fondamentale au niveau moléculaire entre une séparation d'un mélange et une analyse ?

3.5. Symboles et formules chimiques

3.5.1. Les symboles chimiques

Aujourd'hui, nous connaissons 112 éléments différents. A chaque élément, on a attribué un symbole chimique. Ces symboles chimiques sont universels, c'est-à-dire qu'ils sont reconnus et utilisés par des scientifiques partout dans le monde, quelle que soit leur langue maternelle.

Depuis longtemps, les gens ont utilisé des symboles pour désigner différents corps. Déjà au moyen-âge, les alchimistes utilisaient des signes particuliers pour désigner les différents corps qu'ils utilisaient dans leurs expériences. De cette façon, ils voulaient éviter que d'autres personnes puissent lire leurs recettes secrètes.

Avec le temps, quelques-uns de ces symboles ont été révélés et utilisés couramment, aussi par les scientifiques : par exemple, une lune représentait l'argent et une flèche le fer.

Suite à ses hypothèses atomiques, John Dalton proposait au début du 19^e siècle une nouvelle symbolique chimique :

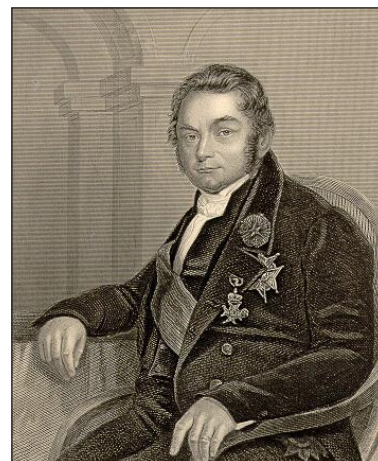
Chaque élément était représenté par un cercle, pour rappeler son modèle de l'atome. A l'intérieur de chaque cercle de trouvaient soit un dessin, soit une lettre, pour désigner l'élément.

ELEMENTS			
	Hydrogen	1	
	Nitrogen	5	
	Carbon	5	
	Oxygen	7	
	Phosphorus	9	
	Sulphur	13	
	Strontian		46
	Barites		68
	Iron		50
	Zinc		56
	Copper		56
	Lead		90

symboles utilisés par John Dalton

Le chimiste suédois Jöns Jacob Berzelius reprenait l'idée d'utiliser des lettres pour désigner les différents éléments, et l'appliquait à l'ensemble des éléments. En 1813, il proposait une notation où chaque élément est désigné par un symbole constitué d'un sigle d'une ou de deux lettres. Les symboles chimiques de Berzelius sont toujours en usage aujourd'hui.

Comme symbole, il choisissait d'abord la première lettre (écrite en majuscule) du nom de l'élément en latin. Les noms français ne sont pas toujours similaires aux noms latins, voilà pourquoi il n'y a parfois pas de lien apparent entre le nom français et le symbole.



Jöns Jacob Berzelius

exemples :

carbone	C
oxygène	O
soufre	S
hydrogène	H
potassium (kalium)	K
azote (nitrogenum)	N

Or souvent les noms de plusieurs éléments commencent avec la même lettre. Dans ces cas, il a attribué le symbole à une lettre à l'élément le plus important du point de vue chimique. Pour les autres éléments, la première lettre est suivie d'une deuxième (en minuscule), qui est

- soit de la deuxième lettre du nom de l'atome

exemples :

hélium	He
cuivre	Cu
or (aurum)	Au
sodium (natrium)	Na

- soit d'une autre lettre du nom de l'atome

exemples :

chlore	Cl
magnésium	Mg
platine	Pt
plomb	Pb

Voici une liste des noms et symboles des éléments chimiques les plus courants :

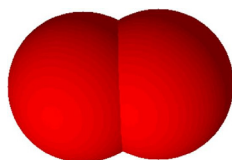
nom	symbole	nom allemand
aluminium	Al	Aluminium
argent	Ag	Silber
azote	N	Stickstoff
bore	B	Bor
brome	Br	Brom
calcium	Ca	Calcium
carbone	C	Kohlenstoff
chlore	Cl	Chlor
chrome	Cr	Chrom
cuiivre	Cu	Kupfer
étain	Sn	Zinn
fer	Fe	Eisen
fluor	F	Fluor
hélium	He	Helium
hydrogène	H	Wasserstoff
iode	I	Iod
manganèse	Mn	Mangan
magnésium	Mg	Magnesium
mercure	Hg	Quecksilber
nickel	Ni	Nickel
néon	Ne	Neon
or	Au	Gold
oxygène	O	Sauerstoff
phosphore	P	Phosphor
platine	Pt	Platin
plomb	Pb	Blei
potassium	K	Kalium
silicium	Si	Silicium
sodium	Na	Natrium
soufre	S	Schwefel
uranium	U	Uran
zinc	Zn	Zink

3.5.2. Les formules chimiques

Tu as sûrement déjà entendu parler de formules chimiques comme « H_2O » ou « CO_2 ». Mais que signifient ces formules ?

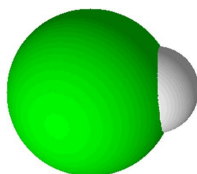
Pour résoudre cette question, comparons quelques représentations de molécules avec leur formule chimique :

- dioxygène O_2



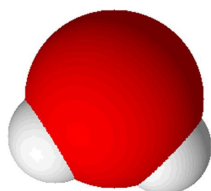
La molécule renferme ___ atome(s) _____.

- chlorure d'hydrogène HCl



La molécule renferme ___ atome(s) _____
et ___ atome(s) _____.

- eau H_2O



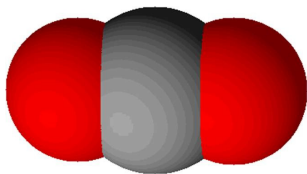
La molécule renferme ___ atome(s) _____
et ___ atome(s) _____.

Remarque : représentation des atomes des différents éléments

Dans les représentations des molécules, on attribue souvent une couleur définie aux atomes des éléments les plus importants : un atome d'oxygène par exemple est en général représenté en rouge. Voici les autres couleurs utilisées :

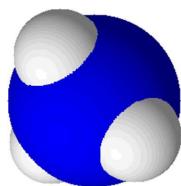
blanc : hydrogène	bleu : azote
noir : carbone	vert : chlore
jaune : soufre	

- dioxyde de carbone CO_2



La molécule renferme ___ atome(s) _____
et ___ atome(s) _____.

- ammoniac NH_3



La molécule renferme ___ atome(s) _____
et ___ atome(s) _____.

Les molécules sont formées de plusieurs atomes. A l'aide des symboles chimiques, on peut établir des formules chimiques qui décrivent la composition d'une molécule.

Nous constatons que dans une formule chimique,

- chaque type d'atome est représenté par le symbole de l'élément,
- le nombre d'atomes d'un élément dans une molécule est indiqué par un indice placé à droite du symbole (l'indice 1 ne s'écrit pas).

Une **formule chimique** indique les éléments et le nombre d'atomes qui forment une molécule donnée.

EXERCICE 1 : *

Dans le cadre suivant se cachent les noms de 20 éléments. Retrouve ces éléments (à l'horizontale, à la verticale et à la diagonale), et note pour chaque élément le nom et le symbole !

O	P	L	O	M	B	R	O	M	E	H	P
R	H	H	Y	D	R	O	G	E	N	E	M
M	E	R	U	C	R	E	M	N	O	L	U
A	Z	O	T	E	S	R	P	O	M	I	I
G	I	X	H	N	E	O	N	B	U	U	D
N	O	Y	R	O	U	L	F	R	I	M	O
E	D	G	O	R	E	H	E	A	S	U	S
S	E	E	R	E	F	C	T	C	S	I	O
I	T	N	E	G	R	A	A	N	A	C	U
U	I	E	R	V	I	U	C	I	T	L	F
M	N	I	C	K	E	L	N	Z	O	A	R
M	U	I	N	I	M	U	L	A	P	C	E

EXERCICE 2 : *

Indique les atomes (élément et nombre d'atomes pour cet élément) qui forment les molécules suivantes !

- HF
- SO₂
- CH₄
- Br₂
- PCl₅
- C₂H₇N
- C₆H₁₂O₆

EXERCICE 3 : *

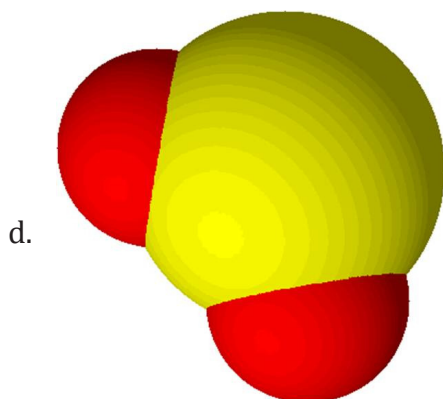
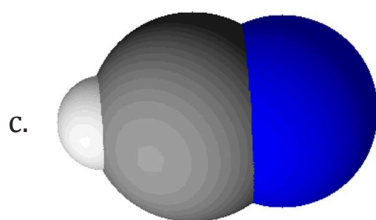
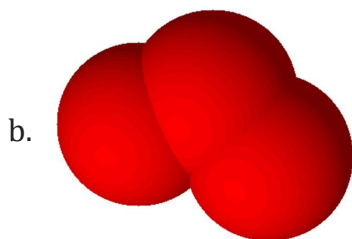
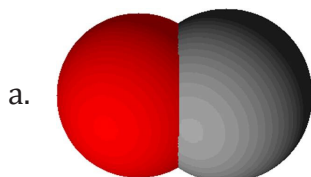
Indique la formule chimique des molécules suivantes !

- Une molécule de trioxyde de soufre renferme 1 atome de soufre et 3 atomes d'oxygène.
- Une molécule d'éthène renferme 2 atomes de carbone et 4 atomes d'hydrogène.
- Une molécule d'acide sulfurique renferme 2 atomes d'hydrogène, 1 atome de soufre et 4 atomes d'oxygène.
- Une molécule de propane (gaz utilisé au camping) renferme 3 atomes de carbone et 8 atomes d'hydrogène.

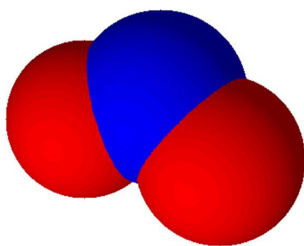
EXERCICE 4 : *

Indique la formule chimique des molécules suivantes !

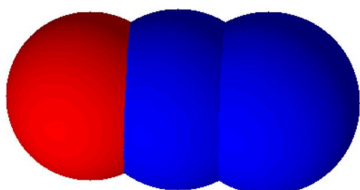
Aide : Identifie d'abord les éléments constitutifs, et détermine le nombre d'atomes de chaque élément!



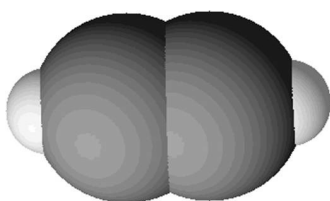
e.



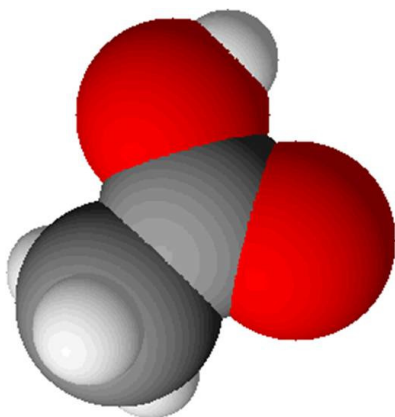
f.



g.



h.



3.6. Démarche scientifique

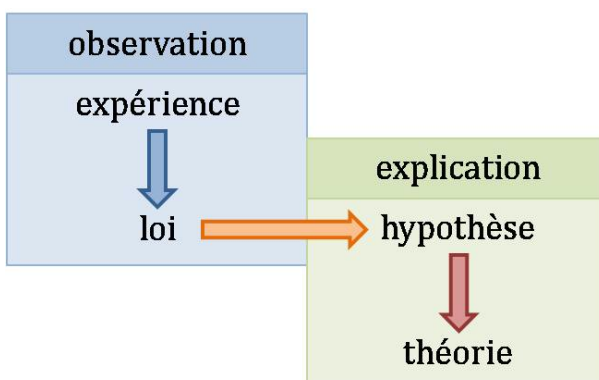
Le chapitre que nous venons d'étudier illustre parfaitement le «mode de fonctionnement» des sciences modernes.

Tout commence par l'**observation** de la nature. Suite à cette observation, une **question** se pose. Le scientifique cherche alors à répondre à cette question en effectuant des **expériences**. A partir de l'observation de ces expériences, le scientifique essaye de répondre à sa question. Ainsi, il peut comprendre des phénomènes naturels.

Lorsqu'il obtient le même résultat (sans exception !) pour un grand nombre de phénomènes, il a découvert une **loi scientifique**. Une loi décrit donc le comportement de la nature concernant un aspect donné. Elle résume ainsi tous les cas particuliers, qui conduisent au même résultat. **Toute loi scientifique dérive de l'observation !**

Mais une loi n'est qu'une description d'un comportement de la nature, ce n'est pas une explication ! Or le scientifique ne se contente pas de décrire des phénomènes, il veut comprendre ces phénomènes. Pour ce faire, il établit des **hypothèses**. Il confronte ces hypothèses à la réalité observée, et vérifie si d'une part, il peut expliquer les phénomènes observés à l'aide des hypothèses, et si d'autre part, ces hypothèses ne sont pas en contradiction avec d'autres phénomènes. Si une hypothèse a été vérifiée et consolidée un grand nombre de fois, sur un grand nombre de phénomènes, elle débouche en un **modèle** ou une **théorie scientifique**, acceptée par le monde scientifique. Un modèle ou une théorie sont des représentations simplifiées du fonctionnement de la nature.

En résumé :



exemple : la démarche de Lavoisier

Question : Comment évolue la masse au cours d'une réaction chimique ?

□ **expériences**

Lavoisier a découvert que la masse des réactifs est **toujours** égale à la masse des produits, pour toutes les réactions étudiées. Ainsi, il en a déduit la **loi de la conservation de la masse**.

Lavoisier a constaté que la masse d'un système reste constant pendant une réaction, mais la loi de la conservation de la masse n'explique pas pourquoi tel est toujours le cas.

Pour expliquer la loi de Lavoisier, il faut les **hypothèses atomiques** de Dalton.

Ces hypothèses ont abouti à la **théorie atomique**.

Questions de cours

1. Explique pourquoi le modèle corpusculaire est devenu insuffisant !
2. Cite la loi de la conservation de la masse !
3. Cite la loi des proportions constantes !
4. Cite les hypothèses atomiques de Dalton !
5. Quelle est la différence au niveau moléculaire entre un corps simple et un corps composé ?
6. Que signifie la formule chimique H_2O ?
7. Comment se déroule une démarche scientifique ?

3.7. Check-list

Cette liste sert à contrôler tes connaissances et capacités.

Elle peut être utile pour la préparation du devoir en classe.

Pour les affirmations suivantes, coche la case qui te semble la plus adaptée !

	Je sais, je connais, ...	oui	non
1	Je sais expliquer pourquoi le modèle corpusculaire est insuffisant vis-à-vis des réactions chimiques.		
2	Je connais les lois fondamentales de la chimie.		
3	Je sais appliquer ces lois à des exemples.		
4	Je connais les hypothèses atomiques de Dalton.		
5	Je sais interpréter les lois fondamentales à l'aide des hypothèses atomiques de Dalton.		
6	Je sais distinguer un mélange, un corps simple et un corps composé au niveau moléculaire.		
7	Je sais expliquer la différence entre un corps simple et un corps composé au niveau moléculaire.		
8	Je sais expliquer la différence entre un corps composé et un mélange au niveau moléculaire.		
9	Je connais les symboles chimiques des éléments chimiques courants.		
10	Je connais la signification d'une formule chimique.		
11	Je connais les formules chimiques de quelques corps composés courants.		
12	Je sais expliquer la démarche scientifique.		

D'autre part, l'étude de ce chapitre t'a permis de travailler les compétences suivantes :

- travailler avec un modèle :
 - comprendre les limites d'un modèle
 - expliquer des faits observables (macroscopiques) à l'aide d'un modèle
- appliquer le savoir scientifique acquis
- réaliser une démarche scientifique
- observer et décrire précisément une expérience, et en interpréter les résultats
- communication : utiliser la langue véhiculaire et la terminologie scientifique

