

Atomes et molécules

1. Introduction

La chimie commence dans les étoiles qui sont la source des éléments chimiques. A l'intérieur de l'étoile, il règne une chaleur telle (2×10^7 °C) que les atomes d'hydrogène (le plus simple des éléments) se heurtent violemment, fusionnent et deviennent des atomes d'autres éléments : l'hélium est le plus abondant et constitue la source principale d'énergie suivant la réaction de fusion :



L'atome de carbone est formé par la fusion de 3 atomes d'hélium, l'oxygène par 4. Ces éléments vont ensuite s'associer pour donner des substances plus complexes tels que CH_4 , H_2O ... Dans les étoiles, la température est si grande que les éléments sont tous gazeux. Cependant, la matière expulsée par les étoiles se refroidit et peut éventuellement se condenser sous forme solide: ce phénomène est à l'origine des planètes.

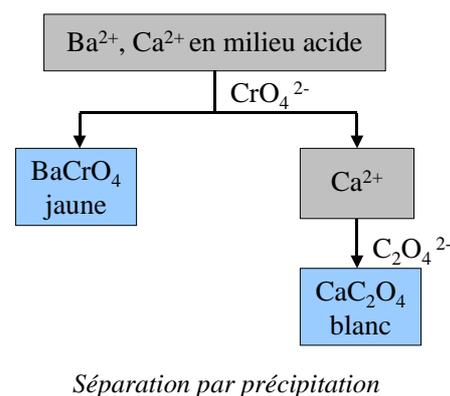
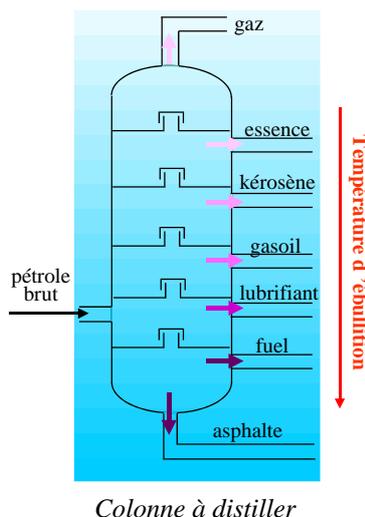
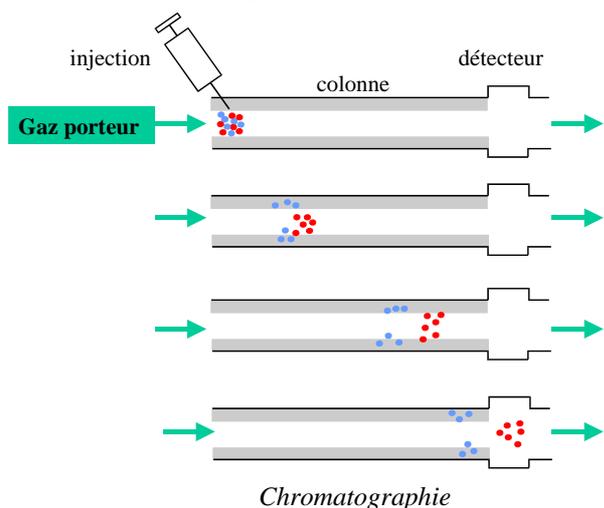
- La croûte terrestre est constituée principalement de silicium (49,1% en masse), d'oxygène (26,1%), d'aluminium (7,5%), de fer (4,7%).

Les millions de produits chimiques connus à ce jour sont composés de **109 éléments**. On a en général des mélanges (homogènes ou hétérogènes) de corps purs. Un corps pur est caractérisé par ses propriétés physiques (propriétés macroscopiques) et chimiques. On distingue :

- **corps pur simple** : est constitué d'un seul type d'éléments
- **corps pur composé** : combinaison bien définie d'éléments différents

Les techniques séparatives permettent de séparer les corps purs d'un mélange :

- chromatographie (liquide ou gazeuse) : consiste à faire passer un mélange sur du papier ou à travers une colonne
- distillation fractionnée : consiste à évaporer le composé le plus volatil d'un mélange liquide par ébullition.
- précipitation : consiste à faire cristalliser un solide à partir d'une solution



L'analyse chimique (utilisant notamment le spectromètre de masse) permet de déterminer les éléments présents dans le composé et leurs proportions.

Exemples: L'air est un mélange homogène : 78% de N_2 – 22% de O_2 . Les deux gaz peuvent être séparés par liquéfaction suivie d'une distillation fractionnée (N_2 bout à $-146,9^\circ\text{C}$, O_2 à $-118,4^\circ\text{C}$)

Le lait est un mélange hétérogène constitué notamment de petites particules de graisse en suspension (colloïdes).

2. Les atomes

La notion d'atome remonte à 400 ans avant J.C., apparaissant dans les écrits de Démocrite, un philosophe grec. Mais les premières preuves expérimentales de l'existence des atomes ont été rassemblées en 1805 par John Dalton :

- loi des proportions définies
- loi de conservation de la masse au cours d'une réaction (énoncée par Lavoisier) : « lors d'une réaction chimique, la masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits formés »

Il émit son **hypothèse atomique**, suggérant que la matière est constituée d'atomes et qu'un élément est caractérisé par des atomes de même masse ; lors d'une réaction chimique, les atomes ne sont ni créés, ni détruits ; ils se recombinent. Ses travaux lui permirent d'élaborer une **échelle des masses atomiques relatives** avec quelques erreurs dues à des mauvaises formulations des composés chimiques. par exemple il considéra que la formule de l'eau était HO, conduisant à une masse 2 fois trop petite pour l'oxygène.

2.1. Masse atomique

Avant la découverte du spectromètre de masse par Aston en 1927, il était impossible de déterminer la masse d'un atome. Cependant, on savait que l'hydrogène était l'élément le plus léger et donc arbitrairement, on considéra que la masse de H était 1 uma (unité de masse atomique). Les masses des autres éléments étaient déduites notamment de la mesure des masses volumiques des gaz avec l'hypothèse que des volumes égaux de gaz contiennent à température et pression identiques le même nombre de molécules.

Exemple : Calcul de la masse relative de l'oxygène par Avogadro en 1811 (extrait de Journal de Physique)

densité de $O_2 = 1,10359$ (mesurée par Gay-Lussac)

densité de $H_2 = 0,07321$

masse atomique de O = $\frac{1,10359}{0,07321} \times 1 \text{ uma} = 15,0743 \text{ uma}$ (la valeur exacte serait 15,8724 uma)

Dans un **spectromètre de masse**, un gaz est bombardé d'électrons de manière à créer des ions chargés positivement par éjection d'un ou plusieurs électrons. Ces ions sont accélérés par un champ électrique puis déviés plus ou moins fortement suivant leur masse par un champ magnétique. Un détecteur permet de visualiser le point d'impact de l'ion et donc d'en déduire sa masse avec une très grande précision. On peut séparer les isotopes d'un élément et mesurer leurs abondances :

Elément	Isotope	Abondance %	Masse (kg) $\times 10^{26}$
Hydrogène	^1H	99,985	1,6735
	^2H (=D)	0,015	3,3444
Carbone	^{12}C	98,89	1,9926
	^{13}C	1,11	2,1592
Chlore	^{35}Cl	75,77	5,8066
	^{37}Cl	24,23	6,1382

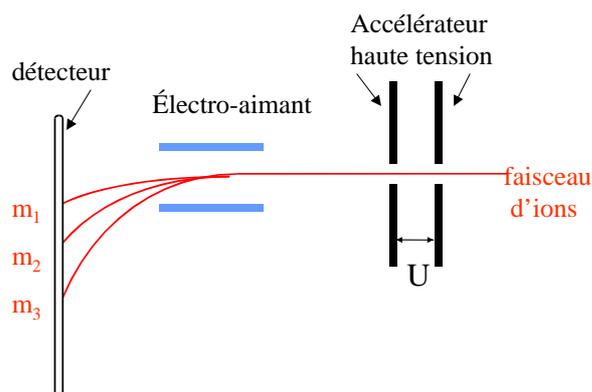


Schéma d'un spectromètre de masse

2.2. Mole et masse molaire

Les masses des atomes sont toutes très petites (entre 10^{-24} et 10^{-26} kg) et donc peu pratiques à utiliser dans le monde macroscopique. La **mole (mol)** est l'unité que les chimistes utilisent pour exprimer un grand nombre d'atomes. Une mole est le nombre d'atome qu'il y a dans 12g de carbone 12. Le nombre d'atomes dans une mole est appelé **Nombre d'Avogadro** :

$$1 \text{ mole} = \frac{12 \text{ g}}{1,9926 \times 10^{-23} \text{ g}} = 6,023 \times 10^{23} \text{ atomes}$$

On définit alors la **masse molaire (MM)** qui est la masse d'une mole d'atomes. On peut également définir la masse molaire d'une molécule. L'unité de masse atomique est le 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12

$$1 \text{ uma} = \frac{1,9926 \times 10^{-23} \text{ g}}{12} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

2.3. compositions massique et molaire

La composition massique d'un composé chimique est donnée par :

$$\% \text{masse} = \frac{\text{masse de l'élément dans une mole du composé}}{\text{masse d'une mole du composé}}$$

$$\% \text{mole} = \frac{\% \text{masse} / \text{MM}}{\sum \% \text{masse} / \text{MM}}$$

Exemple : dans l'eau, %O = 88,8% %H = 11,2% en masse

3. Les molécules

Une molécule est un groupe de plus de deux atomes liés entre eux par des liaisons fortes (liaisons covalentes). C'est la plus petite partie d'un composé qui a les mêmes propriétés que le composé.

Une molécule est caractérisée par sa formule moléculaire et sa masse molaire moléculaire

Exemple : dans 100g d'éthanol C_2H_5OH , il y a 2,17 moles d'éthanol

Exemple : un gaz contient 81,1% de B et 18,9% de H en masse ; sa masse molaire est 53,32g
la formule moléculaire est B_4H_{10}