**MODELE DE LEWIS**

**APPLICATIONS AUX CHAINES CARBONEES**

### La chimie du carbone

La chimie du carbone, appelée aussi \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ est une branche de la chimie concernant l'étude scientifique et la transformation de molécules d'origine pétrolière ou vivante contenant principalement du \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ avec de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, et de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

**La chimie organique est née en 1828 lorsque Friedrich Wöhler découvrit que l'on pouvait obtenir de l'urée, une molécule issue du monde animal à partir de cyanate d'ammonium, composé d'origine minérale. Avant cette période, on considérait que le monde vivant se différenciait du monde minéral par une force propre d'essence divine : la force vitale.**

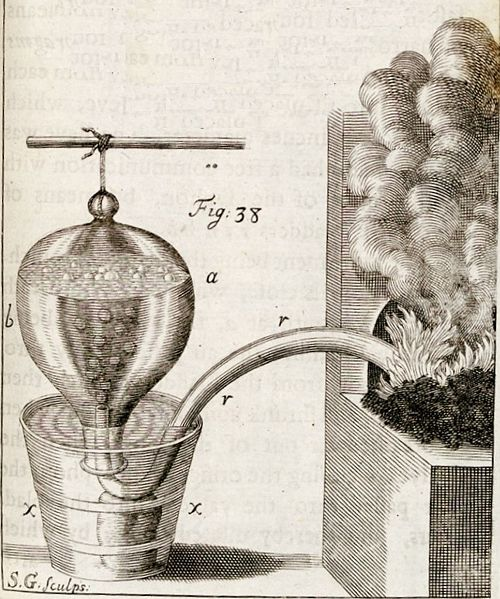
**Il y a donc quelque chose de commun entre le monde vivant et le monde inerte : cette découverte fut le début d'un nouveau règne : on pouvait désormais créer par synthèse des molécules du monde vivant. Entre autres applications, la chimie médicamenteuse allait se mettre en place. Elle fit ses premiers débuts avec les sulfamides, puis quelques années plus tard avec l'aspirine.**

**Après 150 ans d'activité dans le domaine de la chimie organique, l'art des chimistes est maintenant reconnu. Ils sont désormais capables de synthétiser presque n'importe quelles molécules, quel qu'en soit la complexité. Ces synthèses ont permis le développement de la chimie industrielle, des nouvelles technologies et des nouvelles thérapies.**

**(D’après http://chimie.scola.ac-paris.fr/sitedechimie/chi\_orga/chi\_orga\_sommaire.htm).**

Lors de cette année scolaire, nous examinerons deux applications particulières de la chimie du carbone :

* Les composés carbonés issus du pétrole, du gaz, du charbon ou du bois contiennent de l’énergie chimique qui est libérée lors des réactions de **\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_**. Toutes ces molécules sont des composées d’origine organique, c’est-à-dire obtenus par la chimie du vivant.
* La chimie organique industrielle s’est développée avec la nécessité de synthétiser des molécules dans le but d’obtenir des matériaux possédant des propriétés \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ou \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ particulières. Cette chimie de synthèse permet de reproduire les molécules naturelles, mais aussi d’améliorer leurs propriétés avec des molécules artificielles (qui n’existent pas dans la nature). Elle s’est développée dans des champs d’applications aussi divers que l’habillement, l’automobile, l’électricité, la pharmacie …



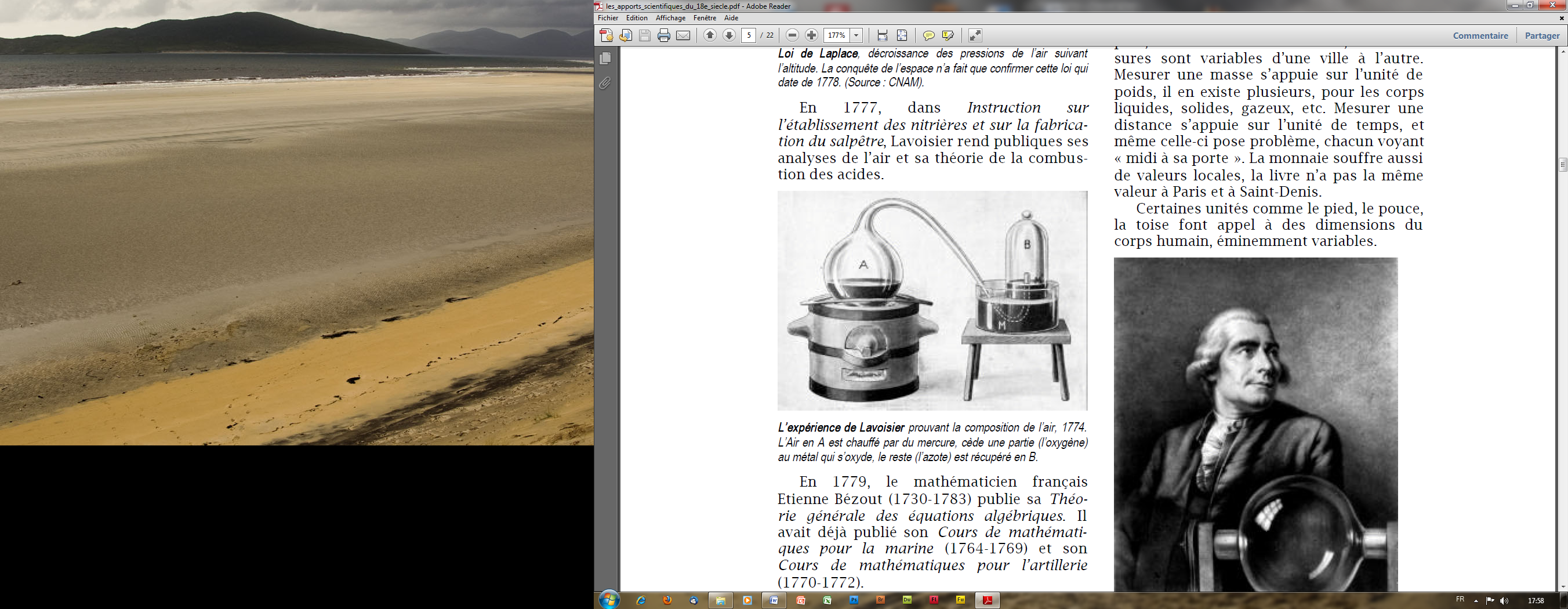
**La cuve à eau de Stephen Hales** permet de récupérer les gaz produits lors de la combustion.

### Un bref historique des modèles atomiques

* 1. **Les précurseurs**

La chimie moderne est née au XVIIème Siècle avec la nécessité de comprendre les interactions naturelles du vivants et de l’inerte autrement que par l’interaction divine. Jusque là l’alchimie régnait et, bien que les alchimistes mirent au point certaines recettes permettant la préparation de nouveaux composés, les chimistes créèrent une nouvelle science en cherchant des explications et surtout en quantifiant leurs expériences, en inventant des nouveaux appareils de laboratoire. C'est à l'issue \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, et non d'intuitions, qu'ils énoncent leurs résultats.

C’est par l’étude des gaz que les premiers progrès importants apparaissent. Dans le but d’étudier la respiration des plantes, Stephen Hales invente, en 1727, la cuve à eau qui permet de récupérer un gaz obtenu lors d’une réaction à condition que celui-ci ne soit pas soluble dans l’eau. En 1765, Henry Cavendish isole *l'air inflammable* (hydrogène). Trois sortes d’air sont connus à l’époque de Cavendish : l’air normal ou atmosphérique, *l’air des métaux* (ou *air inflammable* car il entretient la combustion) et *l’air fixe* (qui, au contraire, arrête la combustion). En mesurant la densité de ces trois gaz vers 1765, Cavendish établit que *l’air fixe* est plus lourd que l’air atmosphérique et *l’air inflammable.*

**L’expérience de Lavoisier prouvant la composition de l’air, 1774.**

L’Air en A est chauffé par du mercure, cède une partie (l’oxygène) au métal qui s’oxyde, le reste (l’azote) est récupéré en B.

Antoine Lavoisier est considéré en France comme le père de la chimie moderne. Il étudie plus particulièrement la combustion et la respiration. Il isole l’oxygène de l’air et établi son importance pour la respiration animale et la combustion. Il pèse avec soin chaque réactif et produit de ses expériences et énonce la première loi de conservation de la masse que l’on retrouve dans la formule « rien ne se crée, rien ne se perd, tout se transforme ». Il distingue les *éléments composés* des *corps simples* et définit l’*élément chimique*. Il précise dans son expérience sur la décomposition de l’eau, que celle-ci est un corps simple composé d’air inflammable (\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_) et \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Au vu de ces résultats, il sera définitivement admis, en 1785, que ni l’air ni l’eau ne sont des éléments chimiques.

C’est en 1800 qu’Alessandro Volta invente la pile électrique. Les chimistes s’emparent immédiatement de ce nouvel outil et la première électrolyse par courant continu (électrolyse de l'eau) a été réalisée le 2 mai 1800 par deux chimistes britanniques, William Nicholson et Sir Anthony Carlisle. Par la suite de nombreuse expérience d’électrolyse seront mises en place et déboucheront sur la découverte de nombreux éléments chimiques (dont le chlore en 1810). D’autres techniques seront mises au point et la découverte de nouveaux éléments continuera au cours du XIXème Siècle. Il apparaîtra ainsi la nécessité de classer ces éléments.

* 1. **La classification périodique des éléments de Mendeleïev**

Les tentatives de classement des éléments chimiques en fonction de leurs propriétés ont été assez nombreuses. Mais c’est en 1869 que le chimiste Russe Dimitri Mendeleïev propose sa classification des 62 éléments connus. Pour Mendeleïev, la classification périodique correspond à une véritable loi naturelle, et il n'hésite pas à modifier les valeurs de certains poids atomiques pour en justifier l'évidence. Sa conviction est telle qu'il prédit la découverte d'éléments manquants qu'il qualifie d'eka-éléments. La découverte de ces éléments au fil de la seconde moitié du siècle assoit peu à peu la confiance que mettent les chimistes dans cette classification qui sera d'ailleurs revue, notamment suite à l'émergence de la notion de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ et à la mise en évidence des nombres quantiques caractéristiques des orbitales atomiques.

De plus, Mendeleïev est le premier à faire la distinction entre *éléments* et *molécules*, ainsi qu’entre *corps simples* et *corps composés* :

* Un élément chimique \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.Les propriétés chimiques sont déterminées par la configuration électronique de l'atome, qui dépend directement du numéro atomique.
* Une molécule \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.
* Un corps simple est un corps constitué \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.
* Un corps composé est un \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.
  1. **L’atome**
     1. **Le modèle de Dalton**

Peser des quantités de produits implique l’utilisation de la balance. Les travaux de Richter sur la stœchiométrie en 1792 et la loi des proportions définies (1802) reposent sur des pesées entachées d’incertitudes de précision : dans un corps composé, la teneur en divers éléments est constante (par exemple, il ya deux éléments d’hydrogène pour un élément d’oxygène dans la molécule d’eau).

# Loi des proportions multiples :

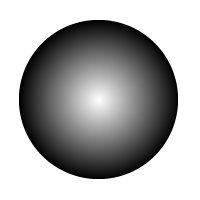
Lorsqu'un corps comme le carbone se combine à un autre corps (l'oxygène) pour donner deux composés différents : le dioxyde de carbone et le monoxyde de carbone, les masses réagissant sont dans des rapports simples (2 pour 1), ce qui conduit à la notion de **formule chimique**. Cette loi peut être énoncée également comme la ‘loi des volumes’: les volumes des gaz qui se combinent et ceux des produits formés sont dans des rapports simples: 1 à 1., 1 à 2, 2 à 3 … Par exemple:

1 volume H2 + 1 volume Cl2 = 2 vol HCl

Puisque les gaz se combinent dans des rapports simples, il est raisonnable de penser que la matière a une structure discontinue, chaque corps étant une juxtaposition d’unités élémentaires identiques.

John Dalton, en 1804, effectue l’analyse quantitative du *gaz des marais (méthane CH4)* et du *gaz oléfiant (éthylène C2H4)* qui sont tous deux des composés binaires à base d’hydrogène et de carbone. Il énonce la loi des proportions multiples : lorsque des composés différents sont formés des mêmes éléments, les proportions de ceux-ci sont dans un rapport simple.

La théorie atomique, exposée par Dalton en 1803 dans *A new system of chemical philosophy*, suppose que les atomes possèdent une masse bien déterminée appelée \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ que Dalton calcule pour certains composés. Elle explique particulièrement bien les lois ci-dessus et la loi de conservation de la masse.

****

**Le Modèle de Dalton de 1798 :**

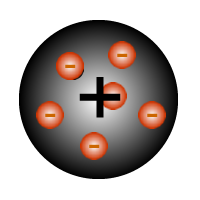
L’atome est une sphère compacte. Tous les atomes d'un même élément sont identiques ; chaque élément possède sa propre sorte d'atome.

Dalton se représente l’atome d’un élément comme une boule de billard. Il n’existe cependant à l’époque aucun indice de la composition interne de l’atome.

* + 1. **Le modèle Thomson**

Le modèle de l’atome est lié à la découverte de l’électron dont voici un rapide historique :

Le physicien allemand Johann Wilhelm Hittorf entreprend l'étude de la conductivité dans les gaz raréfiés. En 1869, il découvre une lueur émise par la cathode, dont la taille croît quand la pression du gaz diminue. Pendant les années 1870, le chimiste et physicien anglais Sir William Crookes met au point le premier tube à rayons cathodiques avec un vide poussé à l'intérieur. Puis il montre que les rayons luminescents apparaissant dans le tube transmettent de l'énergie, et se déplacent de la cathode vers l'anode. De plus, en appliquant un champ magnétique, il est capable de défléchir les rayons, montrant par là que le faisceau se comporte comme s'il est chargé négativement.

****

**Le modèle de Thomson de 1897 :**

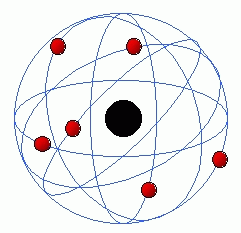
Il découvre que l'atome contient des particules plus petites, chargées négativement. Ces particules ont été appelées électrons. Dans le modèle de Thompson appelé aussi modèle du « plum pudding », les électrons n'ont pas de position ni de trajectoire définies : ils baignent dans une "soupe" chargée positivement.

En 1896-1897, le physicien britannique J. J. Thomson, et ses collègues John S. Townsend et H. A. Wilson réalisent des expériences indiquant que les rayons cathodiques sont effectivement des particules individualisées, plutôt que des ondes, des atomes ou des molécules comme il était cru avant. Thomson fait de bonnes estimations à la fois de la charge *e* et de la masse *m*, trouvant que les particules des rayons cathodiques, qu'il appelle « corpuscules », ont environ un millième de la masse de l'ion le plus léger connu alors : l'hydrogène. Il montre que le rapport charge sur masse *e/m* est indépendant de la matière de la cathode. Il montre en plus que les particules chargées négativement produites par les matériaux radioactifs, les matières chauffées et les matières illuminées sont universellement les mêmes. Le nom \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ a été reproposé par le physicien irlandais George F. Fitzgerald, ce qui a été maintenant accepté universellement.

Ces électrons ne peuvent qu’être extraits de la matière, ainsi Thomson modifie le modèle de Dalton pour y insérer la nouvelle particule. Il imagine que l’atome est composé d'électrons plongés dans une « soupe » de charge positive pour équilibrer la charge négative des électrons, comme des prunes (*plum* en anglais) dans un *pudding*.

* + 1. **Le modèle de Rutherford**

En 1911, pour vérifier le modèle de Thomson, Ernest Rutherford (1871-1937) réalisa une expérience qui allait lui permettre d'élaborer un nouveau modèle de l'atome.



**Le modèle de Rutherford de 1911 :**

L'atome est constitué d'un noyau central très petit (un dix millième du diamètre atomique) qui comprend la quasi-totalité de la masse de l'atome. Ce noyau, porteur d'une charge électrique positive, est entouré d'une enveloppe négative formée d'électrons qui gravite autour de ce noyau.

Il bombarda une mince feuille d'or avec des particules α (atomes d'hélium qui ont perdu deux électrons). Il observa que la majorité des particules traversaient la feuille d'or sans être déviées et sans endommager la feuille d'or. Il observa également que certaines particules étaient légèrement déviées et que d'autres étaient rejetées en arrière. Le modèle de Thomson était incompatible avec les observations de l'expérience.

Pour expliquer les observations expérimentales Rutherford propose un nouveau modèle dans lequel l'atome n'est pas plein. Pour Rutherford, l'atome est constitué d'un noyau chargé positivement et qui contient la majorité de la masse de l'atome et d'électrons qui tournent autour tels les planètes autour du Soleil. Entre le noyau et les électrons, il y du \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

* + 1. **Le modèle de Bohr**

Même s’il donne une image dimensionnelle de l’atome plutôt satisfaisante, le modèle de Rutherford possède dans son principe ce qui allait causer son échec.

En effet, les physiciens de l’époque savaient que lorsqu’une particule chargée se déplace, celle-ci rayonne de l’énergie électromagnétique (de la lumière pour simplifier). Or dans le modèle de Rutherford, les électrons gravitent autour du noyau, ils doivent donc perdre progressivement de l’énergie et spiraler jusqu’à s’effondrer sur le noyau. Ce raisonnement est incompatible avec l’expérience. Le modèle de Rutherford est donc faux et le danois Niels Bohr allait s’employer à le modifier. Pour cela, il allait utiliser la nouvelle découverte d’Einstein de Max Planck, la théorie des quantas.

La quantification de l’énergie est une idée nouvelle à l’époque et très perturbante car très éloignée du sens commun. Elle obligera les physiciens à modifier radicalement leur manière de penser. Pour Bohr, il est encore trop tôt en 1913 pour accepter ces changements. Les postulats qu’il propose ne sont que solutions ad hoc pour résoudre le problème du modèle de Rutherford. Il pense que des recherches ultérieures permettront de trouver des solutions plus « classiques ».

Il postule donc que :

* L'électron ne rayonne aucune énergie lorsqu'il se trouve sur une \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (ou orbite stationnaire). Ces orbites stables sont différenciées, \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Ce sont les seules orbites sur lesquelles l'électron peut tourner.
* L'électron ne rayonne ou n'absorbe de l'énergie que lors d'un \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Pour commodité de lecture, les orbites possibles de l'électron sont représentées dans la littérature comme des cercles de diamètres *quantifiés*. Dans le modèle quantique, il n'existe en fait pas de position ni de vitesse précise d'un électron, et il ne peut donc parcourir un « cercle ».

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

* 1. **Application à la chimie : le modèle de Lewis**

Le modèle de Bohr n’est pas le modèle définitif de l’atome, cependant, il est suffisant pour expliquer les interactions chimiques.

Le nuage électronique confère à l’atome son aspect extérieur et les moyens par lesquels il interagit avec les autres atomes. Ce sont les électrons eux-mêmes qu’un autre atome « voit » et « sent » et ce sont les interactions entre les \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ qui sont à l’origine de la \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Seuls les électrons de la \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ interagissent avec les électrons d’un atome voisin. Ainsi les atomes avec le \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ d’électrons sur la couche périphérique ont-ils les mêmes \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Ceci explique la périodicité de la classification des éléments.

Ainsi, si on regarde les trois premières lignes de la classification périodique des éléments, les éléments de, par exemple la colonne IV (le Carbone et le Silicium) ont tous les deux 4 électrons sur leur couche périphérique (la couche L pour le Carbone, la couche M pour le Silicium).

Les éléments de la colonne VIII (Hélium, Néon, Argon) sont très particuliers. Ce sont les gaz rares. Ils ne forment aucun composée. Ils sont stables à \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Toutes les molécules chimiques verront leurs atomes tendre vers la conformation de ces éléments : \_\_ électrons sur la couche périphérique pour l’hydrogène, \_\_ électrons sur la couche périphérique pour les autres éléments.

Le modèle de Lewis, inventé par Gilbert Lewis au début du XXème Siècle, consiste à représenter les atomes intervenants dans les molécules avec uniquement les électrons de la couche périphérique. Ce sont ces électrons qui sont responsable de la liaison d’un atome avec une autre. Il permettra de déterminer aisément qu’elles sont les associations possibles entre différents éléments chimiques.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Exemples pour quelques atomes :

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Elément chimique | Symbole | Numéro atomique | Structure électronique | Valence | Formule de Lewis |
| Hydrogène |  |  |  |  |  |
| Carbone |  |  |  |  |  |
| Azote |  |  |  |  |  |
| Oxygène |  |  |  |  |  |
| Sodium |  |  |  |  |  |
| Chlore |  |  |  |  |  |

Exemples d’applications pour quelques molécules :

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Nom de la molécule | Formule brute | Formule de Lewis |
| Eau |  |  |
| Méthane |  |  |
| Dioxyde de carbone |  |  |
| Chlorure de sodium |  |  |

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

En formant des molécules, les atomes vérifient :

* \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.
* \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Dans le cas où un atome emprunte la totalité des électrons d’un autre pour saturer sa couche périphérique, plutôt que de former un composé moléculaire, il se forme un composé ionique.

C’est le cas, par exemple du chlorure de sodium (sel de cuisine), pour lequel le chlore emprunte un électron pour saturer sa couche au sodium qui voit aussi sa couche externe \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. L’atome de chlore possède alors un électron de plus que de proton, il est chargé \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, c’est l’ion \_\_\_. Dans le même temps, l’atome de sodium possède un électron de moins que de proton, il est chargé \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, c’est l’ion \_\_\_.

Exercices : p 19 n°2, 3 ; p.20 n°2

### Les chaînes carbonées

* 1. **Les éléments d’une chaîne carbonée**
* **Constitution d’une chaîne carbonée :**

Une chaîne carbonée est une molécule constituée des éléments suivant : le carbone, l’hydrogène, l’oxygène et l’azote. Ces composés peuvent comprendre d'autres éléments, comme les halogènes (fluor, chlore, brome, iode) ainsi que le bore, le silicium, le phosphore, le soufre ; plus rarement, le lithium, le sodium, le magnésium, le cuivre, le titane, le potassium, le fer, le cobalt, le zinc et le plomb.

Les atomes de carbone et d’hydrogène forment le \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ de la chaîne carbonée. Les autres atomes forment des \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ou \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Chaque molécule possède des propriétés physicochimiques propres (point de fusion, solubilité, indice optique, masse volumique …) qui permettent de les caractériser, mais ce que recherche l’industrie chimique ce sont les caractéristique thermique, mécanique, électrique, pharmaceutique (…) des molécules. Pour cela, l’industrie synthétise ces molécules et les améliore : c’est la synthèse organique.

Cette synthèse organique est réalisée, comprise et modélisée grâce aux groupes fonctionnels (qui ont chacun leurs propriétés particulières) et une nomenclature précise qui permet de les distinguer.

* **Représentations des molécules :**

Les représentations de molécules sont utilisées en chimie pour décrire les molécules (ou, par extension, d'autres espèces chimiques) et leurs structures. Ces représentations graphiques permettent de décrire les liaisons moléculaires, le nombre et le type d'atomes qui composent une molécule, sa forme dans l'espace ou simplement de décrire sommairement la molécule de manière simple et rapide.

* **Formule brute**

La formule brute renseigne uniquement sur la composition chimique des molécules (ou des ions), c'est-à-dire sur le nombre et le type \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ qui les composent, et sur la charge électrique des composés si ce sont des ions. Elle ne renseigne pas sur l'agencement spatial des atomes, ni sur le type des liaisons chimiques.

Pour écrire une formule brute on indique l'élément chimique à l'aide de son symbole (cf. tableau périodique des éléments), et la quantité de cet élément par un nombre en indice à la droite de l'élément concerné. La charge électrique du composé, s'il en a une, est indiquée en Exposant à la fin de la formule. Le nombre de charges élémentaires est indiqué par un nombre suivi d'un **+** si le composé est chargé positivement (s'il lui manque un ou plusieurs électrons), ou d'un **-** si le composé est chargé négativement (s'il a un excès d'électrons).

Exemples :

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Nom | Eau | Méthane | Dioxyde de carbone | Ethanol |
| Formule brute |  |  |  |  |

* **Formule de Lewis**

La formule de Lewis permet de représenter les \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ assemblant les atomes entre eux (liaisons covalentes et ioniques), mais aussi les \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ne participant pas aux liaisons. Le modèle de Lewis permet de représenter la structure d'une molécule, mais ne permet pas de montrer la forme de la molécule dans l'espace (cf 2.4).

* **Formule développée plane**

La formule développée plane permet de représenter de manière très simple et rapide la structure d'une molécule, ainsi que les liaisons chimiques. Mais elle ne permet pas de représenter la forme de la molécule dans l'espace.

La formule développée plane est une formule de Lewis simplifiée. En effet, la représentation est quasiment identique, mais on ne montre pas les doublets \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ pour simplifier et alléger l'écriture.

Exemples :

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Nom | Méthane | Butane | Ethanol | Acide carboxylique |
| Formule brute |  |  |  |  |
| Formule développée |  |  |  |  |

* **Formule semi-développée**

La formule semi-développée, comme son nom l'indique, est une forme condensée de la formule développée. On ne représente plus les liaisons Carbone-Hydrogène qui sont condensées sous forme de : CHn

Exemples :

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Nom | Méthane | Butane | Ethanol | Acide butanoïque |
| Formule brute |  |  |  |  |
| Formule semi-développée |  |  |  |  |

* **La géométrie des molécules :**

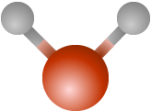
La structure adoptée par une molécule dans l’espace est celle pour laquelle les paires d’électrons autour de chaque atome s’écartent au maximum les unes des autres en raison de la \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ des doublets.

Il en résulte que certaine molécule sont \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (une dimension), d’autres \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (deux dimensions), d’autres enfin occupe une espace à trois dimensions comme le tétraèdre de la molécule de méthane.

Exemples :

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Nom de la molécule | Formule brute | Formule de Lewis | Modèle moléculaire | Géométrie |
| Eau |  |  | molecule_eau.png |  |
| Dioxyde de carbone |  |  | molecule_CO2.png |  |
| Méthane |  |  | 513px-Methane-CRC-MW-3D-balls.png |  |

Remarque : la molécule d’eau possède du côté des atomes d’hydrogène, une charge \_\_ et du côté de l’atome d’oxygène, une charge \_\_. Une telle molécule est dite « \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ ».



* **Chaînes linéaires, ramifiées, cycliques :**

On peut distinguer plusieurs types de chaînes carbonées. Les chaînes disposant de la structure la plus simple sont les chaînes linéaires. Elles sont constituées d'atomes de carbone mis à la "queue leu-leu". Ensuite, il y a les chaînes carbonées \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, elles sont, des chaînes linéaires, auxquelles on rajoute une autre chaîne carbonée (ou un carbone seul) sur l'un des carbones de la chaîne principale. Enfin, il y a aussi les chaînes carbonées \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, où les deux extrémités de la chaîne viennent se rejoindre.

Dans les chaînes carbonées, il peut y avoir des liaisons \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_\_\_\_\_, ou \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Lorsqu'une chaîne carbonée ne contiendra que des liaisons simples, on parlera de chaines carbonées \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ car le nombre d’atomes d’hydrogène est alors \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Exemples :

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Nom | Butane | 2-méthylpropane | Benzène |
| Formule semi-développée |  |  |  |

Remarque : Le butane et le 2-méthylpropane ont même formule brute, ce sont des \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

* 1. **Nomenclature et fonctions**

L'atome de carbone peut donner \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ liaisons avec les autres atomes; en se liant entre eux les atomes de carbone donnent des molécules stables qui possèdent des chaînes carbonées de longueur variable. L'étude de ces composés constitue la chimie organique. Le nombre de composés organiques est considérable. Pour nommer un aussi vaste nombre de molécules, il est nécessaire de définir un certain nombre de règles arbitraires qui, appliquées à chaque molécule, lui donneront son nom.

La nomenclature IUPAC (Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée) est ce système de règles partout utilisées par les chimistes.

Chaque composé organique contient du carbone, et presque tous aussi de l’hydrogène, les noms de ces deux éléments n'apparaissent pas directement dans le nom des composés. Dans la nomenclature IUPAC le nom d'un composé est basé sur le \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ liés ensemble dans la chaîne carbonée. Ceci est la première caractéristique utilisée pour former le nom IUPAC. La seconde caractéristique résulte de l'observation suivante : différents composés organiques contenant le même groupement (aussi appelé *groupement fonctionnels*) réagissent chimiquement de la même manière. On regroupe ces composés en \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, ce qui donne la seconde caractéristique de la nomenclature IUPAC.

* **Les alcanes**

Les sont des \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. C’est-à-dire qu'ils ne sont constitués que d'atomes de carbone et d'hydrogène, liés entre eux par des liaisons simples. Les alcanes non cycliques possèdent donc une formule brute de la forme CnH2n+2 où *n* est un entier naturel non nul.

Les alcanes existent en grande quantité sous forme de gisements naturels de gaz ou de pétrole. L'origine de ces gisements est attribuée à la fermentation de la cellulose des végétaux des temps préhistoriques.

Le gaz naturel est essentiellement constitué de méthane et les pétroles contiennent un mélange d'hydrocarbures (dont des alcanes allant de CH4 à C40H82).

Le méthane, l'éthane, le propane et le butane sont des gaz à température ambiante. A partir de C5, on rencontre des liquides et à partir de C17 des solides.

Le nom est formé :

* D'un radical indiquant le nombre d'atomes de carbone de la chaîne carbonée principale.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Nb d’atome de C | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 |
| Radical |  |  |  |  |  |  |  |  |  |

* D'un suffixe \_\_\_\_\_\_\_\_ précisant le groupe fonctionnel (alcane).
* Dans le cas d’une chaîne ramifiée :
  + Repérer et nommer la chaîne la plus longue.
  + Numéroter la chaîne en commençant par l’extrémité la plus proche de la ramification.
  + Nommer le groupement alkyle (son nom provient d’un alcane ayant perdu un atome d’hydrogène), exemples : —CH3 : méthyle ; —C2H3 : éthyle.
  + Nommer l’alcane en précisant la position de la ramification (groupement substituant) ; placer un tiret entre le numéro du groupement substituant dont on supprime le e final.

Exemples :

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Formule semi-développée | CH3—CH2—CH3 | CH3—CH2—CH2—CH2—CH3  │  CH3 |
| Nom |  |  |

* **Les alcènes**

Les **alcènes** sont des \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, caractérisés par la présence d'au moins une \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ entre deux atomes de carbone. Les alcènes non cycliques n'ayant qu'une double liaison possèdent une formule brute de la forme CnH2n où *n* est un entier naturel supérieur ou égal à 2. L'alcène le plus simple est l'éthylène (nom usuel de l'éthène).

La terminologie des alcènes suit les mêmes règles que celle des alcanes en remplaçant le suffixe ane par le suffixe ène. Il faudra cependant :

* Numéroter les atomes de carbone pour attribuer le plus petit numéro aux atomes de la double liaison.
* Nommer l’alcène en précisant la position du premier atome de carbone lié par la double liaison.
* Exemples :

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Formule semi-développée | CH3—CH2—CH2—CH=CH—CH2—CH3 | CH2=CH2—CH2—CH2—CH3  │  CH3 |
| Nom |  |  |

* **La fonction alcool**

En chimie organique, un **alcool** est un composé organique dont l'un des carbones est lié à un groupement **hydroxyle** (—OH). L'éthanol (ou alcool éthylique) entrant dans la composition des boissons alcoolisées est un cas particulier d'alcool, mais tous les alcools ne sont pas propres à la consommation. En particulier, le méthanol est toxique et mortel à haute dose.

Les alcools sont utilisés dans l'industrie chimique comme:

* solvants : l'éthanol, peu toxique, est utilisé dans les parfums et les médicaments.
* combustibles : le méthanol et l'éthanol peuvent remplacer l'essence et le fioul car leur combustion ne produit pas de fumées toxiques.
* réactifs : les polyuréthanes, les esters ou les alcènes peuvent être synthétisés à partir des alcools.
* antigels : la basse température de solidification de certains alcools comme le méthanol et l'éthylène glycol en font de bons antigels.

Les alcools peuvent être produits par fermentation alcoolique, notamment le méthanol à partir du bois et l'éthanol à partir des fruits et des céréales. L'industrie n'y a recours que dans le cas de l'éthanol pour produire du combustible et des boissons. Dans les autres cas, les alcools sont synthétisés à partir des composés organiques tirés du gaz naturel ou du pétrole notamment par hydratation des alcènes.

La terminologie des alcools suit les mêmes règles que celle des alcanes en remplaçant le suffixe ane par le suffixe anol.

Exemples :

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Formule semi-développée | CH3—CH2—OH | CH3—CH2—CH2—CH2—CH3  │  OH |
| Nom |  |  |

* **La fonction acide carboxylique**

Le terme **acide carboxylique** désigne une molécule comprenant un groupement **carboxyle** (–COOH). Ce sont des acides.

En chimie organique, un groupe carboxyle est un groupe fonctionnel composé d'un atome de carbone, lié par une \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ à un atome d'oxygène et lié par une \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ à un groupe hydroxyle.

En chimie, les acides carboxyliques R-COOH constituent avec les acides sulfoniques R-SO3H les deux types d'acides de la chimie organique. On les trouve de manière abondante dans la nature, sous la forme d'acide gras (lipide) et ils sont très importants en chimie industrielle. Par exemple, l'acide acétique est non seulement une brique importante pour les molécules complexes que l'on trouve en biologie, mais est aussi une molécule produite industriellement et qu'on retrouve dans le vinaigre. Un des plus connus est l'acide acétylsalicylique ou aspirine. La brique de base des protéines, les acides aminés sont des acides carboxyliques.

Nomenclature : si l'atome de carbone du groupe carboxyle COOH est inclus dans la chaîne principale de l'hydrocarbure correspondant (ayant le même nombre d'atomes de carbone, avec CH3 à la place de COOH) on fait suivre le nom de cet hydrocarbure du *suffixe* « -oïque » (dioïque pour un diacide), et en le faisant précéder du mot « *acide* ».

Exemple : CH3—C—OH est \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (appelé aussi acide acétique).

││

O

* **La fonction ester**

La fonction **ester** désigne un groupement d'atomes formé d'un atome de carbone lié simultanément à un atome d'oxygène par double liaison, à un groupement O-R' et à un groupement H ou R. Les esters sont des dérivés des acides carboxyliques, ils résultent très généralement de l'action d'un alcool sur ces acides avec élimination d'eau. Les fonctions esters se retrouvent dans de nombreuses molécules biologiques. R et R’ désignent deux radicaux (chaîne carbonée).

O



R—C



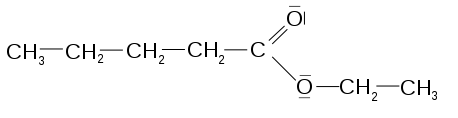
O—R’

Les esters ont souvent une odeur agréable et sont souvent à l'origine de l'arôme naturel des fruits. Ils sont aussi beaucoup utilisés pour les arômes synthétiques et dans la parfumerie.

Le nom d'un ester comporte deux termes :

* le premier désigne la chaîne principale qui provient de l'acide carboxylique dans laquelle on remplace la terminaison *-ique* de l'acide par *-ate*. Elle est liée au carbone du groupe carboxyle et est numérotée quand c'est nécessaire à partir de celui-ci.
* le second, qui se termine en *-yle*, est le nom du groupe alkyle provenant de l'alcool. Cette chaîne est numérotée à partir de l'atome de carbone lié à l'atome d'oxygène de la fonction ester.

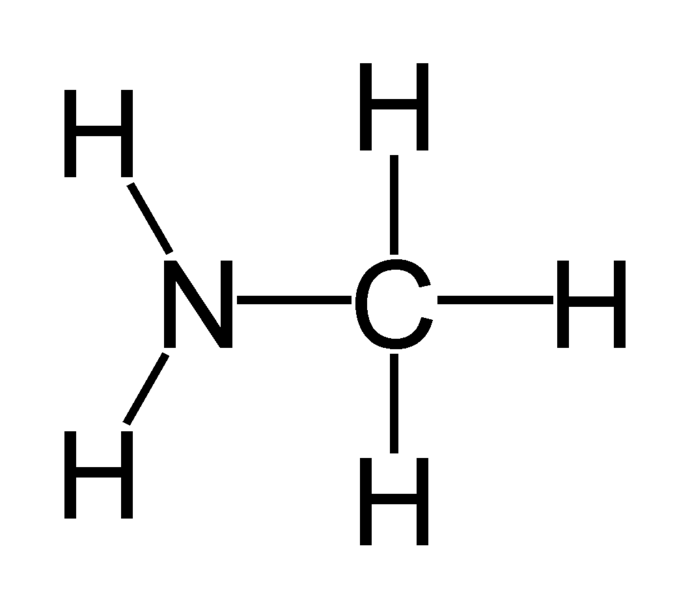
Exemple : est \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

[](http://fr.wikipedia.org/wiki/Fichier:Ethyl_pentanoate_chemical_structure.svg)

* **La fonction amine**

Une **amine** est un composé organique dérivé de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (NH3) dont certains hydrogènes ont été remplacés par un groupement carboné.

La terminologie des amines suit les mêmes règles que celle des alcanes en remplaçant le suffixe ane par le suffixe amine.



Exemple : est le \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

* **La fonction amide**

Un **amide** est un composé organique dérivé d'un \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Un amide possède un atome d'azote lié à son groupement carbonyle. Les amides sont un groupe important dans la biochimie, parce qu'ils sont responsables de la liaison peptidique entre les différents acides aminés qui forment les protéines.

La terminologie des amides suit les mêmes règles que celle des alcanes en remplaçant le suffixe ane par le suffixe amide.

Exemple : CH3—CH2—C—NH2 est le \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

││

O

Exercices : p.19 n°5 à la fin de la page ; p.20-22 Nommer les alcènes, n°3 à 19

* 1. **Les réactions chimiques dans une chaîne carbonée**

La réaction chimique en chimie organique consiste souvent par chauffage, à associer plusieurs molécules dont les fonctions vont, en déplaçant les \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, réagir pour synthétiser la molécule voulue. Les règles d’association suivent évidemment les règles de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Pour visualiser la façon dont les fonctions s’associent, il convient d’écrire les molécules sous leur forme développée ou semi-développée. Ainsi, en chimie organique, la formule brute est rarement utilisée.

Exemple : pour obtenir du paracétamol, on fait réagir en présence et par chauffage à reflux, le 4-aminophénol avec l’anhydride éthanoïque. La réaction s’écrit :





+ → + H2O

Cependant, lors des réactions de combustions dans le dioxygène, il est plus commode d’utiliser les formules brutes.

Exemple : la réaction de combustion du butane s’écrit :

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

Les molécules situées à droite de la flèche s’appellent les \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, celles situées à gauche, les \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

Les coefficients entiers placés devant les réactifs et les produits s’appellent les coefficients \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Si le nombre de \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (unité de quantité de matière) de chaque réactifs sont introduit dans les proportions stœchiométriques alors tous les réactifs sont \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ et les produits apparaissent dans ces mêmes \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

* 1. **Naturel ou artificielle ?**

Jusque au début du XXème Siècle, les chimistes avaient pour objectif principal de réaliser des synthèses artificielles de molécules naturelles. Il fallait copier la nature afin de récupérer à moindres frais des molécules en tous points identiques aux molécules naturelles.

Puis les chimistes se sont aperçu que la synthèse de nouveaux composés organiques, \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ cette fois-ci, permettait d’obtenir des molécules avec de meilleurs propriétés physico-chimique.

On appelle molécule naturelle, une molécule \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ (plante ou animal), comme par exemple, les huiles essentielles. Elle peut être extraite d’une plante ou \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, il s’agit alors d’une molécule \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_.

On appelle molécule artificielle, \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ dont il n’existe pas \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_, il s’agit alors d’une molécule \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_. Elle est obtenue par \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ à partir de matériaux naturels.

Exercices : p.19 n°1, p.20 n°1