

# CHIMIE ORGANIQUE

## CHAPITRE PREMIER

MATIÈRES ORGANIQUES. — ANALYSE IMMÉDIATE. — ANALYSE ÉLÉMENTAIRE. — ÉQUIVALENT D'UNE MATIÈRE ORGANIQUE. — LOI DES SUBSTITUTIONS. — TYPES CHIMIQUES. — CLASSIFICATION D'APRÈS LES FONCTIONS CHIMIQUES.

### NATURE DES MATIÈRES ORGANIQUES

**1270. Définitions.** — On a d'abord donné le nom de matières organiques aux nombreux composés que l'on rencontre dans les organes des végétaux et des animaux. Ce nom a été ensuite étendu aux produits artificiels que l'on a pu obtenir en faisant réagir des matières organiques les unes sur les autres, ou sur les matières minérales.

On appelle plus spécialement *substances organiques* celles de ces matières qui sont de véritables espèces chimiques; elles peuvent former des combinaisons cristallines, fondre ou se volatiliser à une température fixe, en un mot, présenter des propriétés physiques définies, qui les rapprochent des composés minéraux. Tels sont l'alcool, le sucre, etc., certaines de ces substances, comme l'acide carbonique et le cyanogène appartiennent aussi bien à la chimie minérale qu'à la chimie organique.

Les procédés de la chimie minérale permettent de faire entrer dans les *substances organiques* soit des métalloïdes, comme le chlore (310), l'arsenic ou le silicium, soit des métaux, comme le zinc, et d'obtenir ainsi un nombre considérable de composés nouveaux.

On est parvenu à reproduire, à l'aide d'éléments minéraux, l'urée, principe de l'urine, et un grand nombre des espèces chimiques bien définies qui se trouvent dans les êtres organisés.

Ces *synthèses* ont établi que les substances appelées *substances organiques*, parce qu'on les rencontre dans les organes des êtres vivants, sont en réalité des *substances minérales*, et que les distinctions entre ces deux groupes de substances sont destinées à disparaître.

On réserve le nom de *substances organisées* pour celles qui servent aux fonctions vitales; ce ne sont souvent pas des espèces chimiques, mais des mélanges; elles ne cristallisent jamais et ne peuvent pas, sans s'altérer, passer de l'état solide à l'état liquide, ou de l'état liquide à l'état de vapeur.

**1271. Composition.** — Les substances végétales ou animales, ainsi que celles qu'on a pu en faire dériver, renferment du carbone: aussi a-t-on pu dire quelquefois que la chimie organique est l'étude des composés du carbone. Un grand nombre de ces composés ne contiennent, comme l'essence de térébenthine, que du carbone et de l'hydrogène. D'autres, comme l'alcool et le sucre, contiennent du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène. Il en est enfin de quaternaires, comme la quinine; elles contiennent de l'azote, outre le carbone, l'oxygène et l'hydrogène.

On peut dire d'une manière générale que les matières organiques *naturelles*, bien que très variées, ne contiennent d'ordinaire dans leur plus

grand état de complexité que quatre éléments: le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote. Quelquefois on y trouve du soufre, comme dans l'essence de moutarde, ou du phosphore, comme dans la matière cérébrale.

**1272. Analyse immédiate.** — Les substances organiques existent rarement isolées dans les organes végétaux; elles y sont soit combinées, soit mélangées les unes aux autres. Si on veut les analyser ou déterminer leurs propriétés physiques et chimiques, il faut nécessairement les séparer les unes des autres et les obtenir à l'état de pureté. C'est le but que se propose ce que l'on a appelé l'*analyse immédiate*. Cette analyse est très délicate, elle nécessite l'emploi de procédés et de réactifs qui ne puissent pas altérer les principes immédiats que l'on veut isoler. On y arrive quelquefois par un simple triage mécanique, ou par l'écrasement et la compression, comme pour l'extraction des huiles contenues dans les graines oléagineuses, ou des sucres contenus dans divers végétaux.

L'emploi ménagé de la chaleur permet de séparer les substances inégalement volatiles. L'usage de dissolvants neutres, comme l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles essentielles, le sulfure de carbone, permet de séparer les substances résineuses, les corps gras, les matières colorantes.

On emploie des bases étendues pour extraire les substances acides, et des acides étendus pour retirer les composés basiques.

Pour s'assurer de la pureté des principes immédiats, on peut employer la constance dans la température de fusion ou d'ébullition. La forme cristalline fournit dans beaucoup de cas des renseignements précieux.

Lorsqu'on a acquis la certitude que le corps isolé est une véritable espèce chimique, on procède à son *analyse élémentaire*.

### ANALYSE ÉLÉMENTAIRE.

**1273. Principes de la méthode.** — L'analyse élémentaire d'une matière organique a pour but de faire connaître la nature et les proportions relatives des corps simples qui la constituent.

C'est à Lavoisier que l'on doit le principe de la méthode employée encore aujourd'hui. Elle consiste à brûler, par l'oxygène, le carbone et l'hydrogène qui passent à l'état d'acide carbonique et de vapeur d'eau. Du poids de ces composés on déduit le poids du carbone et celui de l'hydrogène: on sait en effet que 44 gr. d'acide carbonique contiennent 12 gr. de carbone, et que 9 gr. d'eau renferment 1 gr. d'hydrogène. L'oxygène se dose par différence. Quant à l'azote on le détermine dans une seconde opération, soit à l'état libre, soit à l'état d'ammoniaque.

Cette méthode fut appliquée avec succès en 1810 par Gay-Lussac et Thénard. Au lieu d'effectuer la combustion dans le gaz oxygène, comme le faisait Lavoisier, ils chauffaient la substance avec du chlorate de potasse, qui, sous l'influence de la chaleur, dégage de très grandes quantités d'oxygène. Cette opération ne donne de résultats exacts qu'entre des mains exercées, par suite de la difficulté de modérer la rapidité de la combustion. Aussi Gay-Lussac proposa-t-il bientôt de remplacer le chlorate de potasse par l'oxyde de cuivre, corps facile à préparer et qui, sous un petit volume, contient une assez grande quantité d'oxygène, qu'il cède aux matières organiques pour en transformer les éléments en acide carbonique, eau et azote. La réaction se fait d'ailleurs lentement et à une température assez peu élevée pour qu'on puisse opérer dans des tubes de verre. Ce procédé, modifié et perfectionné par M. Chevreul, par Liebig et par Dumas, a beaucoup contribué aux progrès de la chimie.

Comme la combustion des matières azotées exige quelques dispositions spéciales, nous distinguerons dans l'analyse élémentaire d'une substance organique, deux cas :

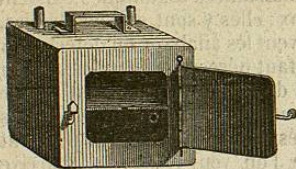


Fig. 419. — Étuve à huile pour dessécher les substances à analyser.

1° Celui d'une matière non azotée;  
2° Celui d'une matière azotée.

On reconnaît qu'une substance est azotée, à ce que, chauffée dans un tube de verre, avec un fragment de potasse, elle dégage de l'ammoniaque.

Dans tous les cas il faut avoir soin de dessécher la matière, de manière à la débarrasser de toute eau hygrométrique. On peut faire cette opération suivant les circonstances, à la température ordinaire dans le vide, ou à une température de 100° et au-dessus; on emploie alors une étuve à huile (fig. 419) où l'on place la substance à dessécher dans de petites capsules en porcelaine.

**1274. Analyse d'une matière non azotée.** — PROCÉDÉ LIEBIG. — La combustion se fait à l'aide de l'oxyde de cuivre, qui cède facilement son oxygène. Elle s'opère dans un tube en verre peu fusible (fig. 420)



Fig. 420. — Tube entouré de clinquant pour analyse.

qu'on entoure de clinquant pour soutenir ses parois. Ce tube a environ 60 centimètres de longueur et 15 millimètres de diamètre. On y fait passer de l'oxyde de cuivre chaud pour le nettoyer et le dessécher. Puis, au fond du tube, on place en *abde* la planure de cuivre oxydée<sup>1</sup>. Dans l'espace *bc* on met la matière à analyser bien pulvérisée, et intimement mélangée avec de l'oxyde de cuivre pur et conservé sec. La partie *cd* est remplie d'un mélange d'oxyde de cuivre pulvérulent sec et de planure de cuivre oxydée qui offrent une grande surface oxydante, sans qu'on ait à craindre l'obstruction que pourrait produire l'oxyde de cuivre pulvérulent, s'il était employé seul.

Le tube ainsi rempli est placé (fig. 421) sur une grille à analyse, et on y adapte immédiatement un système de trois tubes, dont le premier, *jj*, porte en *j*, une petite boule où se condensera la plus grande partie de l'eau, et en *g*, de la ponce imbibée d'acide sulfurique concentré, destiné à absorber le reste de la vapeur d'eau; le second, *h*, est un tube à boules de Liebig contenant une dissolution de potasse qui retiendra l'acide carbonique; le troisième, *i*, renferme dans l'une des branches, de la ponce imbibée de potasse, et dans la seconde des fragments de potasse fondue, destinés à arrêter l'acide carbonique qui a pu échapper au tube de Liebig, et la vapeur d'eau qu'il a pu abandonner.

1. La planure de cuivre oxydée s'obtient en grillant de la planure de cuivre dans le moufle d'un fourneau. L'oxyde pulvérulent se prépare en calcinant dans un creuset l'azotate d'oxyde de cuivre. Cet oxyde est très hygrométrique. On le conserve pur en l'introduisant encore chaud dans un flacon que l'on ferme hermétiquement.

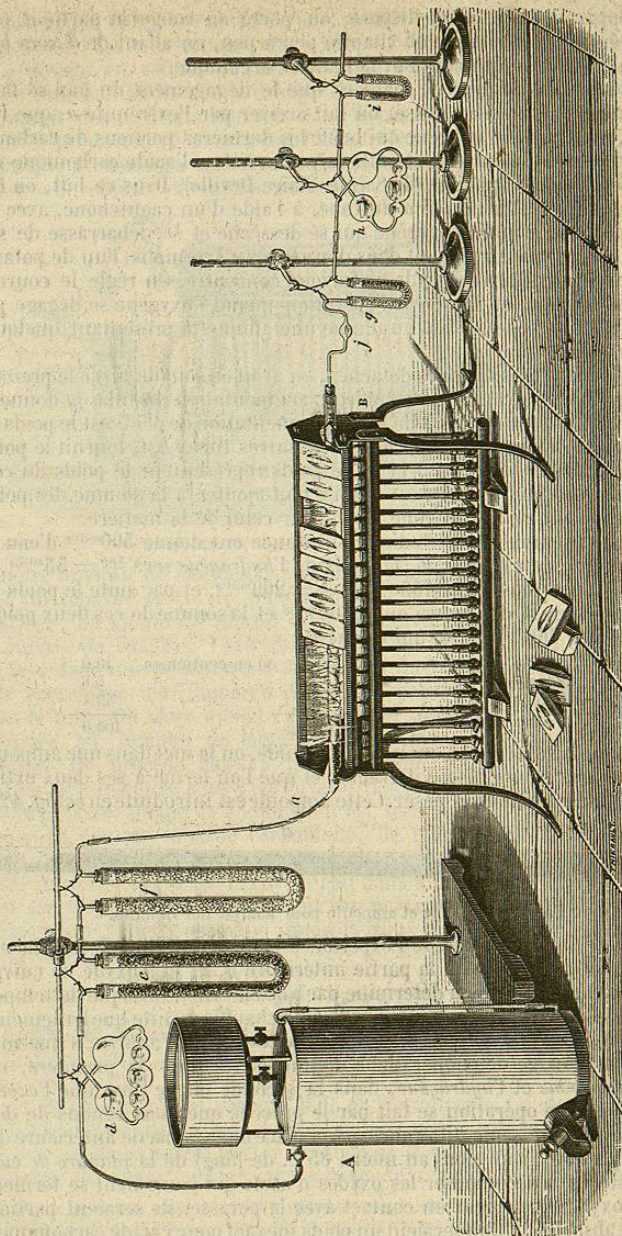


Fig. 421. — Analyse élémentaire d'une substance non azotée.

L'appareil étant ainsi disposé, on porte au rouge la partie *d*, puis l'extrémité *a*, et ensuite on chauffe peu à peu, en allant de *d* vers *b*, *c*, jusqu'à la partie qui contient la matière organique.

On règle l'opération de manière que le dégagement du gaz se fasse lentement; quand il a cessé, on fait arriver par l'extrémité *a*, que l'on brise, un courant d'oxygène qui brûle les dernières portions de carbone; s'il y en a qui n'aient pas été attaquées, on balaye l'acide carbonique qui se trouve dans l'appareil (H. Sainte-Claire Deville). Dans ce but, on fait communiquer l'extrémité *a* du tube, à l'aide d'un caoutchouc, avec un gazomètre A, rempli d'oxygène qui se dessèche et se débarrasse de son acide carbonique en passant dans deux tubes *e, f*, remplis, l'un de potasse en morceaux, l'autre d'acide sulfurique concentré. On règle le courant de gaz oxygène, et on arrête l'opération quand l'oxygène se dégage par l'extrémité opposée, et on y rallume une allumette présentant quelques points en ignition.

Les trois tubes sont alors détachés; on avait eu soin de tarer le premier seul, et les deux autres ensemble. L'augmentation du tube *fg* donne le poids de l'eau formée;  $\frac{1}{9}$  de cette augmentation de poids est le poids de l'hydrogène. L'augmentation des deux autres tubes *h, i*, fournit le poids de l'acide carbonique; les  $\frac{3}{11}$  de ce poids représentent le poids du carbone. Le poids de l'oxygène est ce qu'il faut ajouter à la somme des poids du carbone et de l'hydrogène pour avoir celui de la matière.

Si, par exemple, 500<sup>millig</sup> d'une substance ont donné 500<sup>millig</sup> d'eau et 755<sup>millig</sup> d'acide carbonique, le poids de l'hydrogène sera  $\frac{500}{9} = 55,5$  millig, 5; le poids du carbone sera  $755 \times \frac{3}{11} = 206,7$  millig, et par suite le poids de l'oxygène sera la différence entre 500<sup>millig</sup> et la somme de ces deux poids, c'est-à-dire 266<sup>millig</sup>, 7. ce qui donne :

Carbone. . . . .	200	millig. ou en centièmes.	40,0
Hydrogène. . . . .	55,5	—	6,6
Oxygène. . . . .	266,7	—	55,4
	500	millig.	100,0

Lorsque la substance à analyser est liquide, on la met dans une ampoule en verre très mince, tarée d'avance, et que l'on ferme à ses deux extrémités effilées avant de la peser. Cette ampoule est introduite en *bc* (fig. 422)



Fig. 422. — Tube et ampoule pour analyse des liquides.

comme la matière solide de l'expérience précédente. Quand le tube est rempli, on chauffe toute la partie antérieure *d, e*, et l'oxyde de cuivre de l'extrémité *a*, puis on détermine par une élévation brusque de température, la rupture de l'ampoule que l'on ne chauffe ensuite que lentement.

**1275. Analyse d'une substance azotée.** — L'analyse d'une matière azotée exige deux opérations distinctes. — Dans la première, on dose le carbone et l'hydrogène; dans la seconde on ne dose que l'azote.

La première opération se fait par le procédé que nous venons de décrire, avec cette seule différence qu'on place dans la partie antérieure du tube (qui doit avoir alors au moins 85 c. de long) de la planure de cuivre destinée à décomposer les oxydes d'azote qui pourraient se former. Si ces oxydes arrivaient en contact avec la potasse, ils seraient partiellement absorbés et donneraient un poids inexact pour l'acide carbonique;

La seconde opération se fait d'une manière différente, suivant qu'on veut doser l'azote en volume ou en poids (à l'état d'ammoniaque).

Le dosage en volume (à l'état libre) est applicable à toutes les matières azotées, tandis que le dosage en poids (à l'état d'ammoniaque), donnerait des résultats inexacts dans le cas où l'azote s'y trouverait à l'état de produit nitré comme dans la nitrobenzine, par exemple.

**1276. 1° Dosage de l'azote en volume** (Dumas). — Pour doser l'azote en volume, on emploie un tube à combustion A, B (fig. 423), de

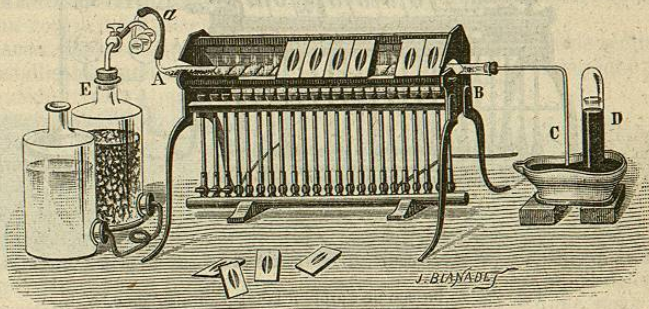


Fig. 423. — Dosage de l'azote en volume.

1 mètre environ de longueur. Au fond A du tube légèrement étiré, on met du bioxyde de cuivre, puis le mélange de bioxyde avec la matière à analyser; on ajoute de nouvel oxyde de cuivre, et enfin de la planure de cuivre. On adapte à l'extrémité, un tube à dégagement qui vient plonger dans une petite cuve à mercure C. On fait passer le courant d'acide carbonique d'un appareil continu E pour balayer l'air contenu dans le tube. On place ensuite sur la cuve, une éprouvette D pleine de mercure, au sommet de laquelle on fait passer une dissolution de potasse. On procède alors à la combustion comme précédemment. L'azote se rassemble sous l'éprouvette, l'acide carbonique est absorbé par la potasse. Quand la combustion est terminée, on fait de nouveau passer le courant d'acide carbonique, de manière à entraîner dans l'éprouvette l'azote resté dans l'appareil.

On transvase le gaz sur la cuve à eau dans une éprouvette graduée. On note son volume *V*, et on en déduit son poids *P* en tenant compte de la température *t*, de la pression atmosphérique *H*, et de la force élastique de la vapeur d'eau. Le poids de l'azote est donné par la formule :

$$P = V \times 0,001257 \times \frac{1}{1 + 0,0367t} \times \frac{H - f}{760}.$$

**1277. 2° Dosage de l'azote à l'état d'ammoniaque.** — Quand la matière azotée ne contient pas de produits nitrés, on peut, en la chauffant avec un alcali, faire passer l'azote à l'état d'ammoniaque et le doser à cet état comme l'ont proposé Will et Warentrapp. Ce dosage se fait de la manière suivante : on introduit dans le tube à combustion (fig. 424) un peu de chaux sodée, puis le mélange de la matière avec une nouvelle quantité de chaux sodée<sup>1</sup>; on achève de remplir le tube avec cette

1. On ne peut pas employer seules la potasse ou la soude, parce qu'elles fondraient et perceraient les tubes. La chaux sodée se prépare en éteignant 2 parties de chaux vive dans de l'eau contenant 1 partie de soude caustique, et calcinant le mélange.

dernière substance. A l'extrémité du tube, on adapte un appareil à trois boules, dans lequel on a placé 10<sup>cc</sup> d'une liqueur normale d'acide sulfurique (contenant 98<sup>gr</sup> d'acide monohydraté par litre, 733), en y ajoutant assez d'eau pour que le liquide y occupe un volume convenable

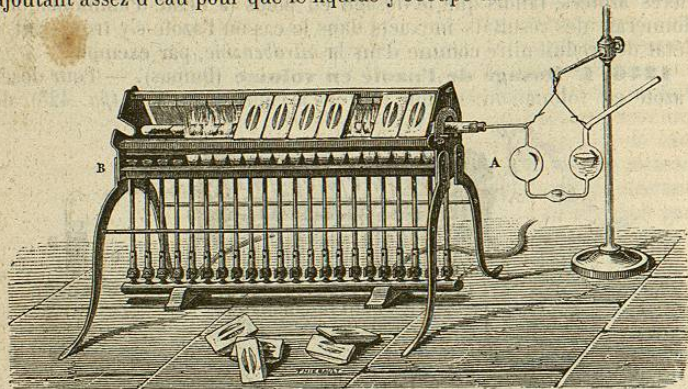


Fig. 424. — Dosage de l'azote à l'état d'ammoniaque.

(M. Péligot). On chauffe alors la partie antérieure du tube, en se rapprochant peu à peu de la partie où se trouve la matière à analyser. Dès que celle-ci est chauffée, elle réagit sur l'hydrate de soude, et son azote passe à l'état de gaz ammoniac, qui va se condenser dans l'eau acidulée.

A la fin de l'opération, on aspire par l'extrémité libre du tube à boules, et en brisant l'extrémité fermée du tube à combustion, on détermine une rentrée d'air qui entraîne l'ammoniaque dans le tube à boules.

On verse, à la fin de l'expérience, la solution acide, et les eaux de lavage du tube à boules, dans un vase de verre, et à l'aide d'une dissolution alcaline contenue dans une burette graduée, on détermine : 1<sup>o</sup> le nombre de divisions nécessaires (56 par exemple) pour saturer les 10<sup>cc</sup> de la solution normale acide partiellement neutralisée par l'ammoniaque; 2<sup>o</sup> le nombre de divisions (88 par exemple) nécessaires pour saturer 10 autres centimètres cubes de cette même solution normale acide. On en conclut que l'ammoniaque avait neutralisé  $\frac{88}{88-56} = \frac{52}{32} = \frac{1}{4}$  de 0<sup>gr</sup>,98 d'acide employé. Il y avait donc  $\frac{1}{4}$  de 0<sup>gr</sup>,54 d'ammoniaque, correspondant à  $\frac{1}{14}$  de 0<sup>gr</sup>,28 d'azote, puisque 98<sup>gr</sup> (1 éq.) d'acide sulfurique sont neutralisés par 34<sup>gr</sup> (2 éq.) d'ammoniaque contenant 28<sup>gr</sup> d'azote.

**1278. Dosage du chlore, du brome ou de l'iode.** — Pour doser le chlore, le brome ou l'iode d'une matière organique, on chauffe celle-ci au rouge sombre, avec de la chaux vive bien pure, dans un long tube de verre peu fusible. On plonge ensuite le tube encore chaud dans un grand verre contenant de l'eau. Le tube se brise, la chaux se délite; on la dissout dans l'acide azotique étendu, et on filtre, puis on ajoute de l'azotate d'argent. Il se forme du chlorure, ou du bromure, ou de l'iodure d'argent qu'on lave et qu'on pèse après l'avoir fondu.

**PROCÉDÉ CARIUS.** — On peut encore chauffer la matière avec de l'acide azotique étendu et un excès d'azotate d'argent, en tube scellé. Le chlore, le brome ou l'iode passent à l'état de chlorure, bromure ou iodure d'argent qu'on recueille, qu'on sèche et qu'on pèse.

**1279. Dosage du soufre.** — On le fait passer à l'état d'acide sulfurique, que l'on dose ensuite par un sel de baryte. Pour cela, on chauffe à 150°, dans un tube de verre scellé, la matière avec de l'acide azotique de densité égale à 1,2; on dissout ensuite dans l'eau la matière ainsi chauffée, et on dose dans le liquide, l'acide sulfurique à l'état de sulfate de baryte.

**DOSAGE DU PHOSPHORE.** — On opère comme pour le soufre (procédé Carius), et on dose l'acide phosphorique dans le liquide.

**1280. Détermination de la formule.** — Pour compléter l'analyse d'un corps, il faut fixer sa formule. Exemples :

**ACIDE.** Supposons qu'on ait soumis à l'analyse 0<sup>gr</sup>,500 d'acide acétique cristallisable, qui donnent 0<sup>gr</sup>,500 d'eau et 0<sup>gr</sup>,733 d'acide carbonique; on en déduit (1274) que la composition en centièmes est :

Carbone = 40,0; hydrogène = 6,6; oxygène = 53,4.

Les rapports de ces poids au poids de leur équivalent respectif, sont entre eux comme les nombres d'équivalents qui entrent dans la substance  $\frac{40}{15} = 6,6$ ;  $\frac{6,6}{1} = 6,6$ ;  $\frac{53,4}{8} = 6,6$ , sont les rapports des équivalents<sup>1</sup>; la formule est donc  $\text{CHO} = 15$  ou un de ses multiples  $\text{C}^n\text{H}^n\text{O}^n = n \times 15$ .

Pour trouver la véritable formule, on combine l'acide avec l'oxyde d'argent, de manière à former un sel neutre anhydre, l'acétate d'argent. En calcinant un poids connu d'acétate d'argent dans un creuset de porcelaine, on brûle tout le carbone et l'hydrogène; il ne reste que l'argent. On reconnaît ainsi que, pour avoir 108<sup>gr</sup> ou 1 équiv. d'argent il faut calciner 167<sup>gr</sup> d'acétate. Or le poids de 1 équiv. d'acétate d'argent ne diffère du poids équiv. de l'acide acétique, que par la substitution de 1 équiv., ou 108<sup>gr</sup> d'argent, à 1 équiv. ou 1<sup>gr</sup> d'hydrogène; donc l'équiv. de l'acide acétique sera  $167 - 108 + 1 = 60$ . Ce nombre étant égal à  $15 \times 4$ , on voit que la formule de l'acide est  $\text{C}^4\text{H}^4\text{O}^4$  (ou  $\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^2$ ).

L'équivalent d'un acide bibasique ou tribasique, serait le poids qui saturerait deux ou trois équivalents de base.

**BASE.** — On arrive par une méthode analogue à l'équivalent d'une base; c'est le poids de cette base qui sature un équivalent d'acide monobasique.

**SUBSTANCE NEUTRE.** — L'équivalent d'une substance neutre, volatile, et en général de toutes les substances volatiles, se fixe à l'aide de sa densité de vapeur. On donne en général aux corps la formule qui correspond à quatre volumes de vapeur (volume occupé par  $\text{H}^2$ ), parce qu'on a constaté expérimentalement que l'équiv. de la plupart des matières organiques volatiles, correspond à un volume de vapeur égal au volume occupé par  $\text{H}^2$ . Or, si l'on représente par  $e$  le poids équiv. du corps correspondant à 4 vol., comme l'équiv. 1 de l'hydrogène correspond à 2 vol., le poids de 4 vol. d'hydrogène sera 2, et, les poids de vol. égaux de gaz étant entre eux comme leurs densités, on aura, en représentant par  $d$  la densité trouvée de la substance organique :  $\frac{e}{2} = \frac{d}{0,06926}$  ou

$$e = \frac{d \times 2}{0,06926} = d \times 28,88. \text{ On aura donc l'équiv. (correspondant à 4 vol.) de la substance, en multipliant sa densité par 28,88.}$$

On prend pour formule probable d'une substance neutre, non volatile, celle qui rend le mieux compte des réactions que le corps présente.

1. Les rapports de ces poids au poids atomique correspondant sont :  $\frac{40}{12} = 3,3$ ;  $\frac{6,6}{1} = 6,6$ ;  $\frac{53,4}{16} = 3,3$ ; ce sont les rapports des poids atomiques, d'où  $\text{CH}_2\text{O}$  ou  $\text{C}^2\text{H}^2\text{O}^2$ .



sécration nouvelle le jour où Melsens, en substituant inversement l'hydrogène au chlore, a prouvé qu'on pouvait repasser de l'acide trichloracétique à l'acide acétique ordinaire.

**1286. Corps homologues.** — Grâce à l'emploi de méthodes générales, on a pu arriver à grouper des corps dont les propriétés présentent de telles analogies qu'il suffit d'étudier avec détails l'un d'eux, pris comme type, pour connaître les propriétés les plus importantes de tous les corps du même groupe. C'est ainsi qu'on a pu classer les composés de la chimie organique d'après leurs *fonctions chimiques* (1287) et dans chaque fonction, réunir dans une même *série* des corps présentant, dans leur composition des relations générales auxquelles correspondent des propriétés physiques et des propriétés chimiques intimement liées. C'est ainsi que dans les carbures d'hydrogène, on a pu réunir dans une série : le *méthane*  $C^2H^4$  avec l'*éthane*  $C^2H^6$ , le *propane*  $C^3H^8$ , le *butane*  $C^4H^{10}$ , etc., qui diffèrent les uns des autres par  $C^2H^2$  et ont pour formule générale  $C^{2n}H^{2n+2}$ . Les corps dans lesquels on trouve une pareille relation ont des propriétés semblables ; ils sont dits *homologues*, leur ensemble constitue une *série homologue*.

Chacun de ces carbures peut d'ailleurs donner naissance à des corps qui présentent de grandes analogies avec les composés formés par les autres. Ainsi l'*éthane*  $C^2H^4.H^2$ , en échangeant  $H^2$  pour  $H^2O^2$  donne l'*alcool*  $C^2H^4.H^2O^2$ . Celui-ci en perdant  $H^2$  donne l'*aldéhyde*  $C^2H^4.O^2$ , qui en s'oxydant devient l'acide acétique  $C^2H^4.O^4$ , etc. A chaque carbure, *homologue de l'éthane* correspond une aldéhyde, un acide analogue au vinaigre, et un alcool ; tous ces acides sont homologues entre eux ; tous ces alcools sont homologues les uns des autres, etc.

**1287. Classification des substances organiques d'après leurs fonctions chimiques.** M. Berthelot les classe en plusieurs groupes :

*Carbures d'hydrogène*, tels que l'éthane  $C^2H^4.H^2$ ...  $CH^3.CH^5$  ;  
*Alcools*, tels que l'alcool éthylique  $C^2H^4(H^2O^2)$ ...  $CH^3.CH^2.OH$  ;  
*Ethers*, tels que l'acétate d'éthyle  $C^2H^4(C^2H^4O^4)$ ...  $CH^3.CH^2.O(C^2H^5O)$  ;  
*Aldéhydes*, tels que l'aldéhyde éthylique  $C^2H^4(O^2)$ ...  $CH^3.CH.O$  ;  
*Acides organiques*, tels que l'acide acétique  $C^2H^4(O^4)$ ...  $CH^3.CO.OH$  ;  
*Alcalis organiques*, tels que l'éthylamine  $C^2H^4(AzH^3)$ ...  $CH^3.CH^2.AzH^2$  ;  
*Amides*, tels que l'acétamide  $C^2H^4AzO^2$ ...  $CH^3.CO.AzH^2$  ;  
*Phénols* ayant pour type l'acide phénique  $C^6H^6O^2$ ...  $C^6H^5.OH$ .

Les *carbures d'hydrogène* sont les composés les plus simples.

Les *alcools*, corps ternaires, ont comme caractère général de se combiner aux acides, avec perte des éléments de l'eau pour former des composés appelés *ethers*.

Les *ethers* ont été comparés aux sels, qui résultent également de la combinaison d'un acide et d'un hydrate, avec perte d'eau.

Les *aldéhydes* dérivent des alcools, auxquels une légère oxydation enlève de l'hydrogène.

Les *acides organiques* dérivent des alcools par une oxydation énergique, fixant de l'oxygène, en même temps qu'elle enlève de l'hydrogène.

Les *alcalis organiques* sont des composés azotés, dérivant de la combinaison de l'ammoniaque avec les alcools par perte d'eau.

Les *amides* dérivent de la combinaison des acides avec l'ammoniaque par perte d'eau.

Les *phénols* ont une fonction distincte de celle des alcools ; mais forment, comme eux, des ethers en se combinant aux acides avec élimination d'eau.

## CHAPITRE II

CARBURES D'HYDROGÈNE : — CARBURES SATURÉS OU PARAFFINES. — CARBURES ÉTHYLÉNIQUES OU OLÉFINES. — CARBURES ACÉTYLÉNIQUES. — CARBURES CAMPHÉNIQUES. — CARBURES AROMATIQUES ET CARBURES PYROGÉNÉS.

**1288. Carbures types.** — L'étude que nous avons faite de l'*acétylène*  $C^2H^2$  (445 à 450), de l'*éthylène*  $C^2H^4$  (451 à 456) et du *gaz des marais*  $C^2H^4$  (457 à 462), nous permettra de comprendre les propriétés générales des nombreux carbures d'hydrogène ; car ces trois corps sont les types de trois séries de composés homologues importants dont les formules générales sont  $C^{2n}H^{2n+2}$ ,  $C^{2n}H^{2n}$  et  $C^{2n}H^{2n-2}$  et qui se rattachent aux alcools de la *série grasse*. Les autres carbures d'hydrogène appartiennent à des séries  $C^{2n}H^{2n-4}$ ,  $C^{2n}H^{2n-6}$ ,  $C^{2n}H^{2n-8}$ , etc., auxquelles nous rattacherons tous les autres composés du carbone avec l'hydrogène.

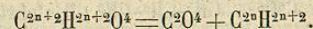
**HYDROCARBURES SATURÉS** ou **PARAFFINES**  $C^{2n}H^{2n+2}$ ...  $C^nH^{2n+2}$

**1289. Hydrocarbures saturés ou paraffines.** — Les *carbures d'hydrogène saturés* sont homologues du *méthane* ou *hydrure de méthyle*, ou *formène*, ou *gaz des marais*  $C^2H^4$ , leur formule générale est  $C^{2n}H^{2n+2}$ . Tous ces carbures appelés aussi *paraffines*, sont caractérisés par ce fait qu'ils ne peuvent donner naissance à aucun composé par *addition*. Tous leurs dérivés sont formés par *substitution* de corps, simples ou composés, à un ou plusieurs équivalents d'hydrogène.

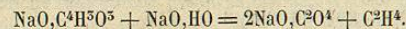
Méthane. . . . .	$C^2H^4$ ... $CH^4$	Pentane. . . . .	$C^{10}H^{12}$ ... $C^5H^{12}$
Éthane. . . . .	$C^4H^6$ ... $C^2H^6$	Hexane. . . . .	$C^{12}H^{14}$ ... $C^6H^{14}$
Propane. . . . .	$C^6H^8$ ... $C^3H^8$	Heptane. . . . .	$C^{14}H^{16}$ ... $C^7H^{16}$
Butane. . . . .	$C^8H^{10}$ ... $C^4H^{10}$	Octane. . . . .	$C^{16}H^{18}$ ... $C^8H^{18}$

Ces carbures résistent à l'action de l'acide *sulfurique* et de l'acide *azotique*. Les premiers sont gazeux, ceux dont l'équivalent est plus lourd, comme l'hydrure d'amylène ou *pentane*, sont liquides ; enfin ceux dont l'équivalent est encore plus lourd, sont solides comme la *paraffine*. Ils sont insolubles dans l'eau.

Ces carbures se rattachent aux acides de la *série grasse* dont la formule est  $C^{2n}H^{2n}O^4$ . En effet, ces acides, soumis à l'action de la chaleur, avec un excès d'alcali, donnent du carbure d'hydrogène et de l'acide carbonique qui s'unit à l'alcali <sup>1</sup>.



C'est ainsi que le *méthane* ou *gaz des marais*  $C^2H^4$  s'obtient (457) en chauffant l'acétate de soude avec de la chaux sodée :



Les recherches de M. Vanklyn nous ont d'ailleurs montré que l'on peut

1. En général, quand le sel ne se décompose qu'à une température élevée, ou quand son équivalent est considérable, on obtient, en même temps que  $C^{2n}H^{2n+2}$ , une grande quantité de gaz  $C^{2n}H^{2n}$ , par suite de l'action réductrice de  $C^{2n}H^{2n+2}$  sur l'acide carbonique  $C^2O^4$ . Pour les séparer, on profite de la faculté qu'ont les carbures  $C^{2n}H^{2n}$  de se combiner au brome, pour former des composés analogues à la liqueur des Hollandais, tandis que les carbures saturés ne sont pas altérés.