

Le carbone

Pur, il se présente sous la forme de diamants, de graphite ou de fullerènes. Associé à l'oxygène, l'azote et l'hydrogène, il forme la charpente de toutes les molécules organiques composant les êtres vivants. Mais il est aussi source d'inquiétude lorsqu'il est brûlé et engendre le dioxyde de carbone, principal gaz à effet de serre.

Qu'est-ce que le carbone ?

C'est un élément chimique, le sixième du tableau périodique établi par le chimiste russe Dimitri Ivanovitch Mendeleïev. L'atome de carbone possède donc six électrons, dont quatre peuvent former des liaisons. Sa chimie est très variée, car il se lie assez facilement à une multitude d'atomes : le plus souvent d'autres atomes de carbone, de l'oxygène, de l'hydrogène et de l'azote. On connaît près de dix millions de substances carbonées différentes, et ce n'est qu'une petite partie des molécules que cet élément est capable de former. Certaines sont indispensables au fonctionnement des êtres vivants, tandis que d'autres sont toxiques, comme le monoxyde de carbone (CO) ou le cyanure (CN⁻).

Peut-on vivre sans ?

Combiné notamment à l'hydrogène et à l'oxygène, il forme l'ossature de tous les organismes vivants que nous connaissons : protéines, ADN, membranes, etc. D'ailleurs, la chimie du carbone est nommée « chimie organique ». C'est pourquoi ceux qui essaient de dénicher la vie sur d'autres planètes traquent le carbone et tentent de découvrir la forme sous laquelle il se trouve. Mais ne passe-t-on pas ainsi à côté de formes de vie non carbonée ? C'est peu probable. Le carbone allie des propriétés géométriques et chimiques uniques. Lorsqu'il se lie à quatre atomes, il forme des structures à trois dimensions : les quatre atomes se trouvent au sommet d'un tétraèdre dont l'atome de carbone occupe le centre. Les éléments formant au plus trois liaisons, telles que l'azote ou le phosphore, ne sont qu'à l'origine de structures bidimensionnelles, et ceux formant seulement deux liaisons, tels l'oxygène ou le soufre, n'interviennent que dans des structures linéaires. L'autre caractéristique du carbone est sa réactivité, ni trop forte ni trop faible, qui lui permet de former des molécules qui ne se décomposent pas à tout bout de champ. Le silicium, situé dans la même colonne du tableau de Mendeleïev, peut aussi former quatre liaisons, donc des composés analogues à ceux du carbone. Mais il réagit très lentement, et produit

des molécules plus stables. Il semble donc peu propice à la chimie du vivant.

D'où vient-il ?

Le carbone s'est formé au cœur d'étoiles analogues à notre Soleil ou plus grosses, par fusion d'éléments légers. Toutes les étoiles engendrent de l'hélium par la fusion des noyaux d'hydrogène. Mais seules les étoiles suffisamment massives peuvent former des éléments plus lourds : 100 millions de degrés sont ainsi nécessaires pour engendrer le noyau de carbone-12, composé de six protons et de six neutrons. C'est un processus à étapes : deux noyaux d'hélium-4, contenant chacun deux protons et deux neutrons, fusionnent pour former un noyau de béryllium-8. Si celui-ci heurte un autre noyau d'hélium, un noyau de carbone se forme. Mais le béryllium-8 est extrêmement instable, et seule la conjonction de plusieurs facteurs explique l'existence du carbone. Tout d'abord, le béryllium est produit rapidement, et peut donc s'accumuler malgré son instabilité. Par ailleurs, il y a une grande concordance entre certains niveaux d'énergie des noyaux de l'hélium, du béryllium et du carbone. Le carbone existe aussi parce que la réaction entre le carbone-12

et l'hélium-4 pour former l'oxygène-16 est difficile, à cause une fois encore des niveaux d'énergie. Dans le cas contraire, tout le carbone aurait été consommé pour former l'oxygène. Ces deux conditions concernant les niveaux d'énergie ont permis à un physicien britannique, Fred Hoyle, de prédire la présence d'un niveau d'énergie du carbone par le seul fait que cet élément existe. Cette prédiction fut ensuite vérifiée expérimentalement.

Où en trouve-t-on sur Terre ?

La matière carbonée est omniprésente dans notre vie. Tous les objets qui nous entourent en contiennent de grandes quantités : bois, papier, matières plastique, textiles... On aurait toutefois tort d'en déduire que le carbone est abondant sur Terre. Il ne se situe qu'au seizième rang d'abondance relative des éléments de la croûte terrestre, très loin derrière l'oxygène, le silicium ou l'aluminium : chaque kilogramme de croûte ne contient en moyenne que 200 milligrammes de carbone. On en trouve surtout dans les roches sédimentaires carbonées, comme la houille, le lignite, la tourbe ou les hydrocarbures, ainsi que dans les roches contenant de la calcite (carbonate de calcium, CaCO₃), telles que le calcaire. Celui-ci se forme notamment à l'aide des organismes marins, qui extraient du calcium de l'eau et utilisent le dioxyde de carbone (CO₂) dissous dans l'eau pour construire leur coquille. À la surface de la Terre, le carbone est surtout présent sous forme de CO₂ dans l'air, et sous forme de molécules complexes dans tous

les organismes vivants. Il existe des échanges entre ce carbone des roches et celui de l'atmosphère et des organismes vivants : l'eau absorbe du CO₂ qui réagit avec les carbonates pour donner des bicarbonates. Ceux-ci sont transportés au fond des océans, et peuvent intégrer le manteau terrestre. Inversement, le cœur de la Terre émet du CO₂ via les volcans.

À quoi ressemble-t-il quand il est pur ?

Cela dépend. Sa forme pure la plus courante est le graphite, que l'on trouve dans le charbon. D'ailleurs, son nom vient du grec carbonis et du latin carbon, signifiant charbon. Plus rare, mais plus prisé, le diamant est aussi composé exclusivement de carbone. En 1985, le Britannique Harold W. Kroto et les Américains Robert F. Curl, et Richard E. Smalley ont synthétisé une nouvelle forme de carbone, qui leur a valu le prix Nobel de chimie 1996. Leur molécule est formée uniquement d'atomes de carbone, placés aux sommets d'hexagones et de pentagones engendrant une sphère, comme on construit un ballon de football à partir de morceaux de cuir pentagonaux et hexagonaux. Baptisée « bukminster-fullerène », en hommage à l'architecte Buckminster Fuller, qui avait conçu des dômes de géométrie analogue, cette molécule et celles de la même famille sont plus connues sous le nom abrégé de fullerènes. La plus connue contient 60 atomes de carbone, mais d'autres, plus petites ou plus grosses, existent. Depuis, des fullerènes ont été détectés dans l'espace, notamment dans les météorites. Puis, en 1991, le Japonais Sumio Ijima a synthétisé une nouvelle molécule, constituée aussi seulement de carbone, mais en forme de cylindre, dont les parois sont formées des mêmes motifs hexagonaux et pentagonaux : les nanotubes de carbone.

Une mine de crayon, est-ce du graphite ?

Oui, et l'on peut écrire avec pour la même raison que l'on peut dessiner avec du charbon, comme l'ont fait des hommes préhistoriques sur les parois des grottes. Le graphite est composé de feuillets. Dans chaque feuillet, les atomes de carbone sont disposés aux sommets d'hexagones, formant une structure très solide de type « nid-d'abeilles ». En revanche, les feuillets sont faiblement liés entre eux : dès que l'on exerce une contrainte mécanique, on les fait glisser les uns par rapport aux autres, et éventuellement ils se séparent. Lorsque l'on écrit avec un crayon, on arrache facilement quelques plans de graphite qui se déposent sur le papier. Pour la même raison, le graphite est aussi un bon lubrifiant, que l'on ajoute à certaines huiles de moteur, par exemple.

Quelles sont les autres utilisations industrielles du graphite ?

On le trouve en particulier dans l'industrie chimique sous forme de charbons actifs, produits par pyrolyse de substances carbonées (notamment la noix de coco ou le bois de pin) sous atmosphère inerte, ou par mélange de substances carbonées et de produits chimiques tels que la potasse ou le chlorure de zinc. À l'échelle atomique, le charbon actif a la même structure en nid-d'abeilles que le graphite. Mais, à plus grande échelle, il est moins ordonné : les feuillets ne sont pas empilés régulièrement. Ce « tas » de feuillets engendre une structure très poreuse, créant une énorme surface spécifique, équivalente à 3 500 mètres carrés par gramme de produit dans les meilleurs cas. Cette grande surface spécifique est appréciée pour la catalyse, notamment dans l'industrie pharmaceutique. Les catalyseurs, molécules qui activent les réactions, sont déposés sur la surface du charbon actif, et les produits que l'on souhaite faire réagir pénètrent à travers les porosités du matériau. Le charbon actif est aussi utilisé comme filtre, pour adsorber* une grande diversité de polluants, qui s'accrochent aux parois par des liaisons faibles. Cette adsorption est réversible, et on régénère le charbon actif par simple chauffage. Il est spécialement adapté au traitement de l'eau, à la purification des gaz industriels, à la protection de l'homme vis-à-vis des gaz (les filtres des cigarettes, les cartouches de masque à gaz ou les tenues de protection des militaires contiennent du charbon actif).

Pourquoi le diamant est-il si dur ?

Là encore, c'est une question de structure. Dans le diamant, chaque atome de carbone forme des liaisons avec quatre autres, disposés en tétraèdre autour de lui. Il se forme ainsi une structure tridimensionnelle, et les liaisons sont aussi fortes dans les trois directions de l'espace. Cela explique pourquoi le diamant est dur, mais pas pourquoi c'est le matériau le plus dur. Pourquoi le silicium, par exemple, qui forme une structure semblable, est-il plus tendre ? Cela est dû au fait que les atomes de carbone ne possèdent que six électrons, contre quatorze pour le silicium. La répulsion électrostatique est donc moins grande pour le carbone, et les liaisons sont plus courtes et plus fortes. D'autres matériaux, comme le nitrure de bore, formé d'azote et de bore, sont solides, mais moins que le diamant, car la liaison est moins homogène (l'azote attire d'avantage les électrons). En principe, rien n'interdit de synthétiser un matériau plus dur que le diamant. Des équipes ont même annoncé en avoir découvert un grâce à des

simulations numériques. Mais, malgré leurs efforts, les chimistes n'ont pas encore réussi à les fabriquer.

En attendant, les applications industrielles nécessitant des matériaux très durs, telles que le sciage, le forage ou le polissage, utilisent massivement du diamant : plus de 80 % des diamants extraits sont utilisés par l'industrie. La demande est telle, notamment dans la sidérurgie et pour le forage pétrolier, que l'on a aussi recours aux diamants synthétiques. Le diamant est aussi utilisé en optoélectronique, comme dissipateur de chaleur, et pourrait apparaître bientôt dans l'électronique : ses propriétés électroniques sont meilleures que celles du silicium pour certaines applications à forte puissance, et il supporte des températures plus élevées.

Les nanotubes de carbone révolutionneront-ils l'électronique ?

Ces très longs cylindres de carbone, dont la longueur peut atteindre plusieurs millimètres, voire quelques centimètres, pour un diamètre de l'ordre du nanomètre, participent de l'intérêt actuel pour les nanotechnologies, qui ont pour objectif de contrôler la structure des objets à l'échelle moléculaire. Un nanotube est formé par l'enroulement sur lui-même d'un feuillet de graphite, éventuellement de plusieurs. Selon la géométrie exacte de cet enroulement et le nombre de feuillets, les propriétés électriques sont totalement différentes. Certains sont isolants, d'autres semi-conducteurs, d'autres encore conducteurs métalliques. Les nanotubes semi-conducteurs sont comparables au silicium, le matériau de base de l'électronique. Il est donc tentant d'utiliser les nanotubes conducteurs comme fils de connexion, et les nanotubes semi-conducteurs comme composants logiques de circuits électroniques. IBM a ainsi construit en 2001 une porte logique en nanotubes. Mais le défi reste la fabrication en série de tels composants. Comme on ne sait pas contrôler les propriétés électriques des nanotubes lors de la synthèse, et encore moins leur assemblage, les applications dans ce domaine sont encore très lointaines. La première application industrielle des nanotubes sera plus vraisemblablement le remplacement du « noir de carbone », utilisé dans les écrans antistatiques, pour rendre légèrement conducteurs d'électricité les matières plastique et éviter ainsi l'accumulation de poussières : la forme en « fils » des nanotubes permet d'en mettre beaucoup moins. Reste à les produire à des coûts compétitifs. Selon leur pureté, ils coûtent plusieurs dizaines à centaines d'euros le gramme de nanotube, mais les prix pourraient chuter fortement : la société française Arkema se lance dans la production industrielle de nanotubes, avec l'ambition de diviser par 1 000 le prix d'ici à 2010.

On a parlé d'ascenseur spatial en nanotubes. Qu'en est-il ?

C'est une idée de science-fiction : en 1978, le romancier Arthur C. Clarke a imaginé, dans son livre *Les Fontaines du paradis*, un ascenseur spatial en tendant un câble entre la Terre et un satellite géostationnaire. Mais il n'existait pas de matériau assez solide. Après la découverte des nanotubes, le Prix Nobel Richard Smalley, codécouvreur des fullerènes, s'est dit que les nanotubes étaient les matériaux idéaux pour fabriquer un tel câble. Mais ce projet reste peu réaliste : seul un nanotube parfait de plusieurs milliers de kilomètres sans aucun défaut aurait les propriétés mécaniques et de poids suffisantes. Malgré cela, la NASA a lancé un projet d'ascenseur spatial, encore très théorique. Cela n'empêche pas les physiciens d'apprendre à travailler ces nanotubes à l'instar des autres fibres plus classiques. Ils savent ainsi fabriquer, avec des nanotubes, des fibres plus solides que le fil d'araignée, en les dispersant dans des solvants et en les faisant coaguler sous écoulement. Des projets sont en cours pour passer à des productions industrielles, et fabriquer des tissus avec de telles fibres.

Qu'est-ce que le cycle du carbone ?

Sur Terre, les substances carbonées se forment, se décomposent, sont stockées : c'est le cycle du carbone. Celui-ci a des conséquences sur notre environnement. Le carbone est notamment présent dans l'atmosphère, sous forme de dioxyde de carbone (CO₂), le plus fameux des gaz à effet de serre. Par le phénomène de photosynthèse, les plantes le captent à l'aide de l'énergie apportée par le Soleil : c'est l'origine de toutes les matières organiques, y compris celles dont sont constitués et dont se nourrissent tous les animaux.

La respiration, la décomposition et la combustion des organismes vivants entraînent le retour du carbone dans l'atmosphère, sous la forme de CO₂, mais aussi de CO et de méthane (CH₄), tout comme la combustion des hydrocarbures comme le charbon, le pétrole ou le gaz naturel. Ces hydrocarbures ont été formés par l'accumulation et la décomposition de microorganismes pendant des dizaines, voire des centaines, de millions d'années. Or, depuis le début de l'ère industrielle, nous rejetons davantage de CO₂ dans l'atmosphère par l'utilisation intensive de ces ressources fossiles, et nous augmentons ainsi l'effet de serre. Environ la moitié de ce CO₂ rejeté se retrouve dans l'atmosphère, une autre partie est absorbée par les océans, et le reste est stocké dans des « puits de carbone » tels que les forêts. Ces puits, encore mal connus, sont présents

principalement dans l'hémisphère nord, surtout sur les continents. Depuis quarante ans, ils stockent un peu plus de la moitié du CO₂ émis, alors que les rejets de CO₂ ont été multipliés par quatre. Mais cela ne signifie pas que ces puits continueront indéfiniment à fonctionner ainsi. Les chercheurs n'excluent pas qu'ils « saturent » et absorbent moins de CO₂, aggravant l'effet de serre et ses conséquences environnementales.

Qu'est-ce que la datation au carbone-14 ?

Le carbone le plus abondant sur Terre est le carbone-12. Il est stable. Mais deux autres formes (isotopes) du carbone existent : le carbone-13 (six protons et sept neutrons) et le carbone-14 (six protons et huit neutrons).

Ce dernier, présent en très faible quantité (un atome de carbone-14 pour mille milliards d'atomes de carbone-12), est instable. Ainsi, la moitié des carbone-14 d'un échantillon se seront désintégrés au bout de 5 568 ans. Cette propriété est très utile pour dater les organismes ayant été vivants, que ce soient des ossements ou des objets en bois, mais aussi le parchemin, la laine, le charbon, etc. En effet, le carbone-14 est constamment renouvelé grâce à l'action du rayonnement cosmique, qui transforme de l'azote-14 en carbone-14.

La quantité de carbone-14 comparée à celle du carbone-12 est constante dans le dioxyde de carbone présent dans l'air, et donc dans les organismes incorporant ce dioxyde de carbone via la photosynthèse ou l'alimentation des plantes.

Mais lorsque l'organisme meurt, il n'assimile plus de carbone et, à cause de sa décomposition, le taux de carbone-14 diminue petit à petit. En dosant la quantité de carbone-14 par rapport au carbone-12, on peut déterminer à quelle date un organisme est mort, et remonter ainsi jusqu'à 40 000 ans en arrière. Au-delà, la proportion de carbone-14 est trop infime pour dater correctement un échantillon.

Cette méthode, qui a valu le prix Nobel de chimie en 1960 à l'Américain Willard Franck Libby, repose sur l'hypothèse que la concentration en carbone-14 n'a pas varié dans le temps. Or, ce n'est pas tout à fait exact, notamment parce que le rayonnement cosmique a varié au cours des siècles. Pour corriger ces variations, des courbes de calibration ont été dressées en comparant les datations au carbone-14 et les cernes d'arbres très vieux.