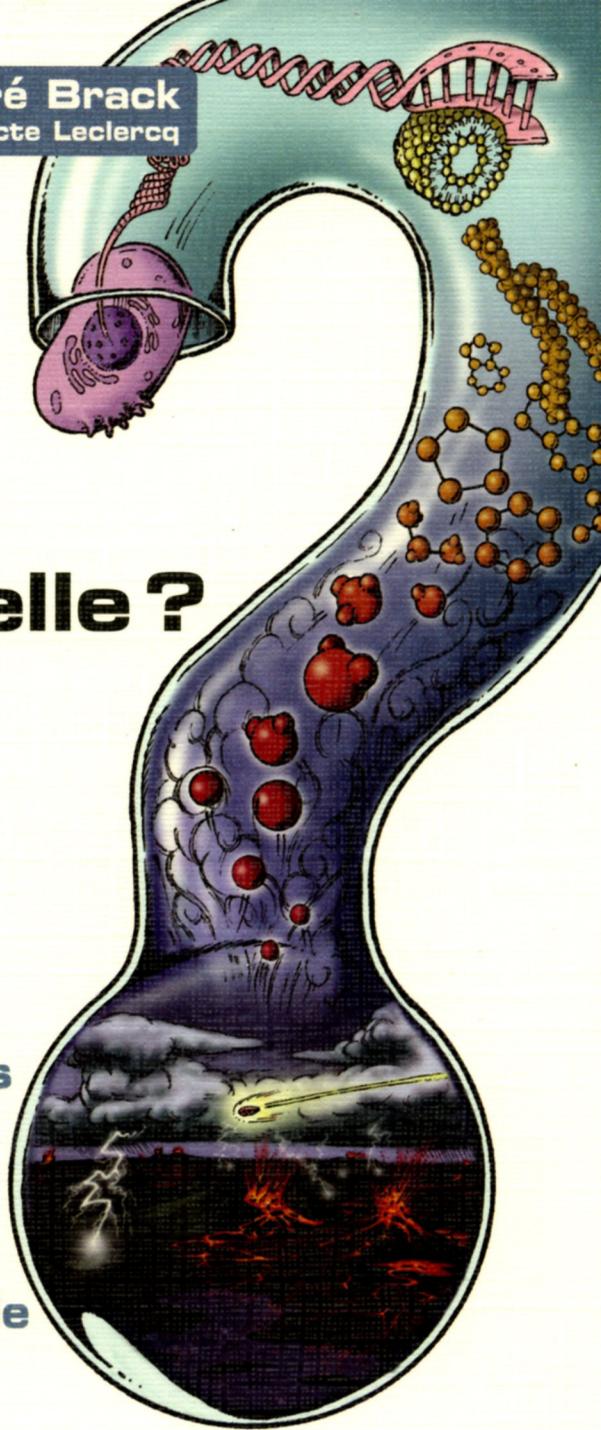


André Brack
Bénédicte Leclercq

La vie est-elle universelle ?

Des premiers
êtres vivants à
l'exploration
spatiale



André Brack
Bénédicte Leclercq

La vie est-elle universelle ?

**Des premiers êtres vivants
à l'exploration spatiale**

Préface de Jean-Marie Lehn

Illustrations de Thomas Haessig



17, avenue du Hoggar
Parc d'Activité de Courtabœuf, BP 112
91944 Les Ulis Cedex A, France



« Bulles de sciences »
Collection dirigée par Bénédicte Leclercq

Ouvrages déjà parus :

La Terre chauffe-t-elle ? Gérard Lambert
Asymétrie, la beauté du diable, Frank Close
Que sait-on des maladies à prions ? Émile Desfeux
Des séquoias dans les étoiles, Philippe Chomaz
Les neutrinos vont-ils au paradis ? François Vannucci
Les requins sont-ils des fossiles vivants ? Gilles Cuny
Combien pèse un nuage ? Jean-Pierre Chalon
Pourquoi la Nature s'engourdit ? Jean Générmont et Catherine Perrin
Qu'est-ce qui fait trembler la terre ? Pascal Bernard
Combien dure une seconde ? Tony Jones
D'où viennent les pouvoirs de Superman ? Roland Lehoucq
Ces bolides qui menacent notre monde, Christian Koeberl

À paraître :

Comment naissent les étoiles ? Daniel Benest
Une radioactivité de tous les diables, Gérard Lambert

En couverture : Illustration originale de Thomas Haessig

ISBN : 2-86883-674-7

Tous droits de traduction, d'adaptation et de reproduction par tous procédés, réservés pour tous pays. La loi du 11 mars 1957 n'autorisant, aux termes des alinéas 2 et 3 de l'article 41, d'une part, que les « copies ou reproductions strictement réservées à l'usage privé du copiste et non destinées à une utilisation collective », et d'autre part, que les analyses et les courtes citations dans un but d'exemple et d'illustration, « toute représentation intégrale, ou partielle, faite sans le consentement de l'auteur ou de ses ayants droit ou ayants cause est illicite » (alinéa 1er de l'article 40). Cette représentation ou reproduction, par quelque procédé que ce soit, constituerait donc une contrefaçon sanctionnée par les articles 425 et suivants du code pénal.

© EDP Sciences 2003

Préface

L'année 2003 marque le 50^e anniversaire de l'expérience de Stanley Miller. En obtenant des acides aminés à partir de méthane, Miller établissait une continuité entre la chimie organique et la chimie du vivant. Il complétait ainsi le travail pionnier de Wöhler qui, dès 1828, jetait une passerelle entre la chimie minérale et la chimie organique en synthétisant de l'urée à partir de cyanate de plomb, d'ammoniac et d'eau.

L'expérience de Miller marqua le départ de la chimie « prébiotique », ou « précédant la vie ». Les chimistes se sont efforcés de produire en laboratoire les molécules indispensables au fonctionnement des cellules contemporaines, acides nucléiques, protéines et phospholipides, dans des conditions que l'on pense être celles de la Terre primitive. Ils ont réussi à obtenir des miniprotéines et des pré-curseurs de membranes. En revanche, à la date d'aujourd'hui (octobre 2003), il n'a pas encore été possible de reconstituer les molécules d'ARN primitif constituant un monde vivant, capable de fournir à la fois le plan de montage et les outils catalytiques, et précédant la vie cellulaire.

Les chances de succès des chimistes dépendent de la simplicité des premiers assemblages de molécules organiques qui se mirent à s'autorépliquer et à évoluer dans les océans terrestres. Les cratères d'impacts lunaires suggèrent que les planètes du système solaire furent soumises à un bombardement intense il y a quatre milliards d'années, au moment où la vie a fait son apparition sur la Terre. Pour concilier ces faits, on pense que la vie primitive était suffisamment robuste, et donc simple, pour survivre aux impacts météoritiques et cométaires, ou redémarrer après les plus gros impacts. La meilleure preuve du caractère répétitif de la vie serait apportée par

la découverte d'une seconde biologie sur un autre corps céleste. Les planétologues et les astronomes ont découvert des habitats possibles dans le système solaire et même au-delà, donnant à la recherche d'une telle « deuxième vie » une véritable priorité scientifique pour les années à venir.

Suite à l'annonce de l'expérience de Miller, l'auteur décida de devenir chimiste organicien et opta pour la chimie prébiotique, à une époque où cette dernière était souvent décriée comme étant trop aléatoire pour être prise au sérieux. Au fil des années, les différentes facettes de cette chimie particulière, à la croisée de disciplines aussi variées que l'astronomie, l'astrophysique, la planétologie, la géologie, la paléontologie et la biologie, s'organisèrent en un schéma global cohérent, présenté dans cet ouvrage, qui constitue aussi une invitation à l'aventure scientifique

JEAN-MARIE LEHN¹
professeur au Collège de France
et à l'Université Louis Pasteur de Strasbourg.

1. Lauréat du prix Nobel de chimie 1987.

Introduction

Sur la Terre, la vie nous entoure de toutes parts, dans tous les paysages, sous tous les climats. Même les milieux les plus extrêmes accueillent la vie, comme les fumeurs noirs au fond des océans, où la température dépasse les 100 °C, ou comme les glaciers polaires. On connaît des millions d'espèces vivantes, que l'on s'efforce de classer, et dont on sait qu'elles résultent d'une longue évolution, commencée il y a au moins 3,5 milliards d'années. Comment la vie est-elle apparue ? Par quel hasard ? Par quelle alchimie ?

L'apparition de la vie a toujours été l'une des grandes interrogations humaines. Tous les mythes, toutes les légendes, dans toutes les cultures et civilisations, proposent un récit de la création. Selon les Assyro-Babyloniens, l'union de l'Apsou, fleuve d'eau douce, et de Tiamat, la mer, donne naissance aux êtres et aux dieux. Chez les Grecs, Gaïa, la Terre, fécondée par Éros, l'amour, engendre d'abord Ouranos, le ciel étoilé, puis le reste du monde. Pour les Celtes, les eaux sous toutes les formes (rivières, fleuves, fontaines, sources) sont d'essence divine, parce qu'elles engendrent tout. Dans la mythologie chinoise, les divinités sont subordonnées aux Rois-Dragons, qui règnent sur les quatre mers du monde ; ils ont pouvoir de vie et de mort sur les terres entourées par ces mers.

Aujourd'hui les scientifiques tentent de reconstituer la naissance de la vie par l'observation, l'expérimentation et le raisonnement. Qu'entendons-nous au juste par « vie » ? Des structures chimiques, sortes d'*automates chimiques*, deviennent capables d'assembler des éléments pour générer d'autres structures à leur image, produisant ainsi plus d'eux-mêmes par eux-mêmes : c'est l'*autoreproduction*. Par suite de légères erreurs de montage, des automates mutants apparaissent et deviennent, éventuellement, les

espèces dominantes : c'est l'*évolution*. Autoreproduction et évolution sont donc les deux qualités qui caractérisent, *a minima*, le passage de la matière à la vie.

La vie est-elle exceptionnelle ? Est-elle une sorte de miracle réservé à la Terre ? Ou bien a-t-elle pu apparaître ailleurs, sous d'autres cieux, autour d'autres soleils ? Est-elle la règle dans l'Univers, dès lors que certaines conditions sont respectées ? Ces questions n'ont pas encore de réponses, mais des bribes de connaissance permettent de forger des hypothèses et de proposer des scénarios. Sur la Terre, le passage de la matière à la vie se fit dans l'eau, et la matière impliquée fut probablement de la matière organique, construite sur une ossature d'atomes de carbone. La fabrication de la vie ressemble alors à la confection d'une soupe, nécessitant eau, ingrédients et récipient. Ainsi le rôle de l'eau reste aussi primordial dans ces scénarios scientifiques que dans les mythologies que nous avons évoquées. Toutefois, il nous manque des données : une partie de la recette, des preuves et, surtout, la reproductibilité si chère aux scientifiques. Comment pourrions-nous reproduire l'apparition de la vie sur la Terre ? Cela s'est passé il y a plus de 3,5 milliards d'années : c'est si vieux à l'échelle d'une vie humaine !

Si la vie est un fait reproductible dans tout l'Univers, alors nous devrions la trouver ailleurs. La recherche d'un deuxième exemple de vie est devenue l'un des moteurs de l'exploration spatiale. Devant l'ampleur de la tâche, les scientifiques limitent leur quête à une vie qui utiliserait les mêmes ingrédients et le même récipient que la vie terrestre : de l'eau, des molécules organiques construites sur une armature d'atomes de carbone et un corps planétaire. Nous aussi, nous nous envolerons vers d'autres planètes, dans le système solaire d'abord, puis au-delà, vers les exoplanètes. Quelles planètes pourraient accueillir la vie ? Quels indices devons-nous chercher sur ces planètes pour trancher entre les hypothèses d'unicité et d'universalité de la vie ? Il est temps de commencer notre grand voyage interplanétaire.

1

Prologue : Élémentaire, mon cher...

Comment la vie est-elle apparue dans l'Univers ? Pour répondre à cette question vertigineuse, nous aurons l'occasion de changer d'échelle à plusieurs reprises, de l'infiniment grand à l'infiniment petit et *vice versa*. D'abord le petit : sur la Terre, l'unité fondamentale de la vie est la cellule, qui n'est visible à l'œil humain que par le biais d'un microscope. Malgré sa petitesse, la cellule vivante est complexe. Sa structure et son fonctionnement sont assurés par de longues molécules composées de carbone, que l'on qualifie de polymères organiques, par opposition aux molécules minérales. En catalysant et en participant à certaines réactions chimiques, ces molécules organiques exploitent l'énergie de leur environnement, fabriquent d'autres molécules et se répliquent, tels des automates chimiques. Comment ces cycles de réactions chimiques se sont-ils organisés ? Comment les premières molécules se sont-elles assemblées pour permettre cette organisation ? D'où viennent les matières premières qui constituent ces automates ?

Avant de répondre, nous devons savoir de quoi la matière est faite et comment elle est organisée. Descendons encore d'un cran dans l'échelle des grandeurs. Nous allons survoler quelques notions

fondamentales sur l'origine et les propriétés des éléments chimiques, ces substances élémentaires impossibles à décomposer par réactions chimiques.

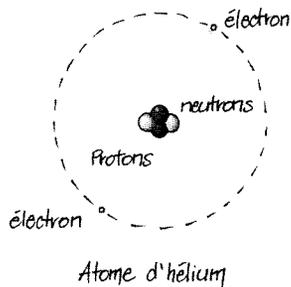
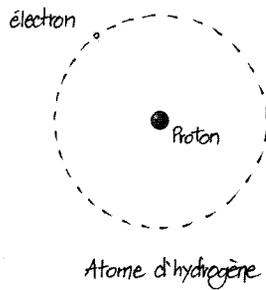
Les atomes, éléments des molécules

Première question : de quoi est faite la matière ? Environ 98 pour cent de la matière détectée dans l'Univers consiste en hydrogène (aux trois quarts) et en hélium (au quart), les deux gaz les plus légers et les plus abondants. Ces deux compères, comme toute matière, sont constitués d'atomes et vont nous servir d'exemples pour décrire ces derniers. L'atome d'hydrogène, le plus simple de tous, a un proton pour noyau autour duquel gravite un électron. L'ensemble est neutre électriquement, car la charge positive du proton et la charge négative de l'électron se compensent (*voir la figure 1*). Outre le proton, le noyau peut contenir une autre particule, le neutron, qui, comme son nom l'indique, est électriquement neutre. Pour un nombre de protons déterminé, un même élément chimique peut se présenter en différentes versions, avec une quantité différente de neutrons : ces versions sont dénommées « isotopes », du grec *iso*, « même, identique » et *topos*, « lieu, place », car ils occupent la même place dans la classification des éléments. Il existe deux isotopes de l'hydrogène : le deutérium, ou hydrogène lourd, dont le noyau comporte un proton et un neutron, et le tritium, qui comporte un proton et deux neutrons.

L'atome d'hélium, lui, comporte un noyau composé de deux protons, et, à la périphérie du noyau, deux électrons assurent sa neutralité électrique. Outre les deux protons, le noyau d'hélium contient des neutrons. Quand il en comporte un seul, on a affaire à l'hélium 3 (son noyau comporte alors trois particules) et, s'il comporte deux neutrons, c'est l'hélium 4 (noyau à quatre particules). L'hélium 3 et l'hélium 4 sont des isotopes.

Bien que prisonniers de l'attraction du noyau, les électrons se déplacent très loin de lui, et très rapidement. Si le noyau avait la

PROLOGUE : ÉLÉMENTAIRE, MON CHER...



1. Compositions des deux atomes simples, l'hydrogène et l'hélium (l'isotope le plus abondant est l'hélium 4). Ces représentations sont schématiques : il est impossible de visualiser un atome de la sorte.

grosseur d'une balle de golf, les électrons se tiendraient à la distance respectable de un kilomètre. Ainsi les atomes se composent en grande partie d'espace vide. En outre, les électrons ne peuvent pas se disposer n'importe comment : ils se rangent par couches successives, en fonction de leur énergie. La première couche, la plus proche du noyau, correspond à l'énergie la plus basse. Plus la couche est éloignée du noyau, plus les électrons sont énergiques.

Chaque couche ne peut accueillir qu'un nombre limité d'électrons. La première couche, en banlieue proche du noyau, peut en contenir deux. La deuxième et la troisième, où les loyers sont moins élevés car on s'éloigne du centre, peuvent comporter huit électrons. La quatrième et la cinquième, peuvent accueillir 18 électrons, et la sixième et la septième jusqu'à 32 électrons (on ne connaît pas d'élément à plus de sept couches électroniques).

Classer les différents atomes

On connaît 92 éléments naturels, dont l'or, le cuivre, le carbone et l'oxygène, ainsi que quelques éléments synthétiques, obtenus par des réactions nucléaires en laboratoire. Les chimistes rangent ces éléments dans une table périodique, nommée table de Mendeleïev, créée par Dmitri Ivanovitch Mendeleïev dans la seconde moitié du XIX^e siècle. Ce chimiste russe avait observé, sans la comprendre, une périodicité des propriétés chimiques des éléments en fonction de leur poids atomique : du plus léger au plus lourd, hydrogène, hélium, lithium, béryllium, bore, carbone, azote, oxygène, etc. Il eut l'idée géniale de les classer dans un tableau, par poids croissant sur des lignes de telle sorte que des éléments aux propriétés chimiques semblables se retrouvent dans une même colonne à intervalles réguliers, appelés « périodes » (voir la figure 2). Nous savons aujourd'hui que la périodicité des propriétés chimiques résulte de la structure en couches électroniques des atomes.

H																	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	110	111	112							
			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Tb	Lu		
			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

2. La table de Mendeleïev, où sont classés les éléments chimiques par poids croissants. Dans la suite de cet ouvrage, nous retrouverons principalement les éléments H (hydrogène), C (carbone), N (azote), O (oxygène) et P (phosphore).

PROLOGUE : ÉLÉMENTAIRE, MON CHER...

La première ligne de la table ne contient que deux éléments, l'hydrogène (H) et l'hélium (He), respectivement à un et à deux électrons sur la première couche. La deuxième ligne en contient huit, du lithium (Li) au néon (Ne), dont les électrons se rangent sur les deux premières couches. À mesure que l'on avance sur cette ligne, de gauche à droite, la deuxième couche se remplit progressivement (voir la figure 3). La troisième ligne comporte, elle aussi, huit éléments, du sodium (Na) à l'argon (Ar), dont les électrons se répartissent sur les trois premières couches ; la quatrième ligne a 18 éléments, et ainsi de suite. Vous voyez que les éléments rangés sur une même ligne comportent le même nombre de couches électroniques occupées, et que les éléments rangés dans une même colonne possèdent le même nombre d'électrons sur leur couche périphérique. Voilà l'explication de la périodicité de la table de Mendeleïev : les propriétés chimiques d'un élément dépendent du nombre d'électrons présents sur la couche périphérique de cet élément.

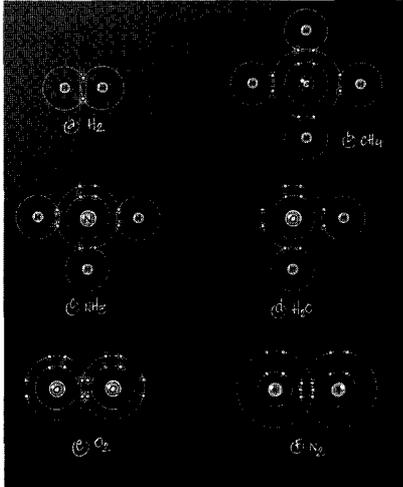
Première couche	Hydrogène 1H 							Hélium 2He 
Deuxième couche	Lithium 3Li 	Béryllium 4Be 	Bore 5B 	Carbone 6C 	Azote 7N 	Oxygène 8O 	Fluor 9F 	Néon 10Ne 
Troisième couche	Sodium 11Na 	Magnésium 12Mg 	Aluminium 13Al 	Silicium 14Si 	Phosphore 15P 	Soufre 16S 	Chlore 17Cl 	Argon 18Ar 

3. La périodicité de la table de Mendeleïev reflète le nombre d'électrons présents sur la couche externe de l'atome.

Des atomes reliés forment une molécule

La Nature apprécie qu'une couche soit complète, et elle fait tout pour qu'il en soit ainsi. Une des manières de compléter la couche périphérique incomplète d'un atome consiste à « emprunter » les électrons des atomes voisins, lorsque ceux-ci sont, eux aussi, en mal d'électrons. Prenons un atome d'hydrogène : il n'a qu'un électron, et il souhaite l'apparier à un autre électron pour compléter la première couche. Lorsque deux atomes d'hydrogène se rapprochent suffisamment, l'électron de l'un vient compléter la couche électronique de l'autre, et *vice versa*. Les électrons mis en commun forment alors une liaison chimique, et une molécule naît, le dihydrogène, H_2 (voir l'encadré « Les liaisons chimiques », à la fin de ce chapitre).

On dit de deux atomes qu'ils ont une affinité chimique élevée si leur association permet un échange d'électrons entre leurs couches périphériques respectives. Ils forment alors une molécule. C'est donc bien le nombre d'électrons sur la couche périphérique qui détermine la réactivité des éléments chimiques (voir la figure 4).



4. Pour compléter leur couche périphérique, les atomes mettent des électrons en commun et forment ainsi une molécule :
 (a) dihydrogène H_2 , (b) méthane CH_4 ,
 (c) ammoniac NH_3 , (d) eau H_2O ,
 (e) oxygène O_2 , (f) azote N_2 .

L'hélium, qui a une couche périphérique complète, est très paresseux, comme tous les éléments de sa colonne, néon (Ne), argon (Ar), etc. ; on dit que ces éléments sont inertes. Le carbone (C) comporte six électrons : deux sur la première couche et quatre sur la seconde. Pour compléter cette dernière, le carbone accueille volontiers quatre électrons provenant d'autres atomes. On dit que le carbone est de valence 4, ou tétravalent. Avec l'hydrogène, dont chaque atome apporte un électron, il forme des molécules de méthane (CH₄), composant du gaz naturel.

À la case suivante de la table périodique se trouve l'azote (N) : sept électrons, dont cinq sur sa dernière couche. Celle-ci a besoin de trois électrons pour être complète, si bien que l'azote est de valence 3. Avec l'hydrogène, l'azote forme des molécules d'ammoniac (NH₃).

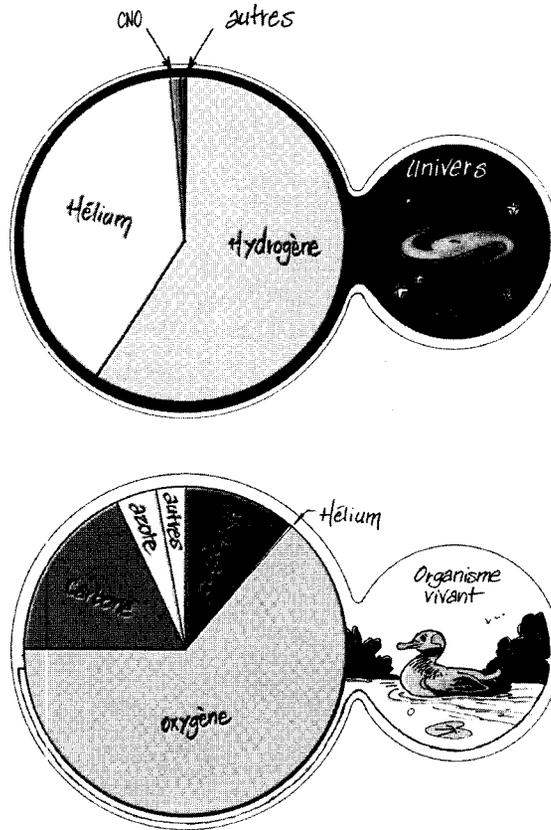
L'oxygène (O) maintenant : il comporte huit électrons, dont six sur la dernière couche. L'oxygène est donc de valence 2. Quand la dernière couche accueille les deux électrons célibataires de deux atomes d'hydrogène, l'ensemble forme une molécule d'eau (H₂O), la célèbre molécule sans laquelle toute vie, telle que nous la connaissons, serait impossible. Enfin, quand deux atomes d'oxygène mettent en commun leurs électrons périphériques, nous respirons : la molécule d'oxygène, O₂, est née.

De l'hydrogène à l'hélium, et ainsi de suite...

À méditer : un Univers constitué à 98 pour cent d'hydrogène et d'hélium, c'est très simple, mais la vie aime la complication et ne se satisfait pas de ces deux éléments majoritaires de l'Univers ! Les êtres vivants sont bourrés d'oxygène, de carbone et d'azote... Regardez-vous ! L'hydrogène représente moins de 10 pour cent de votre masse totale, tandis que vous portez 65 pour cent d'oxygène, 18,5 pour cent de carbone et 3,5 pour cent d'azote. Pris ensemble, ces trois éléments forment 87 pour cent de votre masse corporelle,

LA VIE EST-ELLE UNIVERSELLE ?

alors qu'ils ne représentent que un pour cent de la matière détectée dans l'Univers. Avec les 98 pour cent constitués d'hydrogène et d'hélium, on en est à 99 pour cent. Le dernier pour cent regroupe tous les éléments plus lourds que l'oxygène, dont les métaux (voir la figure 5).



5. Tandis que l'hydrogène et l'hélium sont largement majoritaires dans l'Univers, la vie que nous connaissons utilise surtout l'oxygène, le carbone et l'hydrogène.

C'est avec les quatre éléments chimiques, hydrogène, carbone, azote et oxygène, que la Nature s'est amusée à construire les molécules qui conduisent à la vie. Où donc a-t-elle trouvé ces éléments plus lourds que l'hydrogène et l'hélium ? Changement d'échelle : levons les yeux vers le ciel étoilé.

Une étoile est une boule de gaz extrêmement chaud. À cause de cette chaleur, les particules de gaz s'agitent frénétiquement, mais sont retenues par l'attraction gravitationnelle. À mesure que l'on s'enfonce au cœur de l'étoile, la pression et la température du gaz augmentent : selon le type de l'étoile, la température du centre peut atteindre entre une dizaine et quelques centaines de millions de degrés, tandis que la surface reste « froide », à « seulement » quelques milliers ou quelques dizaines de milliers de degrés. Dans ce cœur chaud et dense, les noyaux s'entrechoquent violemment et fusionnent. Les étoiles encore jeunes, telles que le Soleil, transforment l'hydrogène en hélium. Cette opération de fusion libère de l'énergie, qui monte vers la surface et s'échappe dans l'espace sous forme de rayonnement : voilà pourquoi les étoiles brillent. Les étoiles émettent aussi un vent de particules, ou vent stellaire, qui alimente très lentement l'espace en particules et en noyaux d'hydrogène.

À force de se transformer en hélium, l'hydrogène se raréfie. Quand il est épuisé, les réactions de fusion s'interrompent, le cœur n'a plus d'énergie à évacuer vers la surface et la gravité reprend ses droits : le cœur de l'étoile s'effondre. La température et la pression augmentent, les noyaux d'hélium s'entrechoquent plus violemment, jusqu'à ce que de nouvelles réactions de fusion surviennent : à près de 100 millions de degrés Celsius, l'hélium fusionne à son tour en carbone, azote et oxygène. À ce stade, l'étoile devient une géante rouge. Le cœur redevenu énergétique repousse les couches périphériques de l'étoile, si bien que son diamètre apparent augmente notablement. Notre Soleil atteindra le stade de géante rouge dans quelques milliards d'années et terminera sa vie dans cet état.

Pour les étoiles beaucoup plus massives (10 à 15 fois le Soleil), un nouvel effondrement du cœur enclenche d'autres réactions de fusion : le carbone fusionne à son tour en néon, sodium et magnésium. Après un autre effondrement, la fusion du néon donne de l'oxygène et du magnésium, la fusion de l'oxygène donne du silicium et du soufre. Finalement, à près de quatre milliards de degrés, le silicium lui-même « brûle » en fer.

Voilà comment les étoiles les plus massives fabriquent la matière de l'Univers. Elle produisent les éléments chimiques nécessaires à la vie, et, selon la formule désormais consacrée, nous sommes bel et bien des « poussières d'étoiles ». Nous reprendrons la suite de l'histoire d'une étoile dans la deuxième partie de ce livre, où nous proposons un scénario pour l'apparition de la vie sur une planète. Offrons-nous auparavant une visite sur la Terre, en compagnie de quelques habiles savants.

Les liaisons chimiques

Les liaisons chimiques sont de trois types : covalentes, ioniques et faibles (dites aussi liaisons hydrogène). Leur nature est d'importance pour comprendre les processus chimiques qui interviennent dans la vie et dans le monde qui précède son apparition.

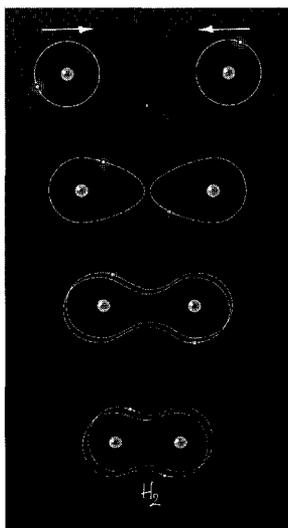
La liaison covalente

Pour compléter leur couche électronique périphérique, deux atomes mettent une ou plusieurs paires d'électrons en commun. Deux atomes d'hydrogène forment une molécule de dihydrogène H_2 , également notée $H-H$, où le tiret représente la liaison covalente (*voir la figure 6*).

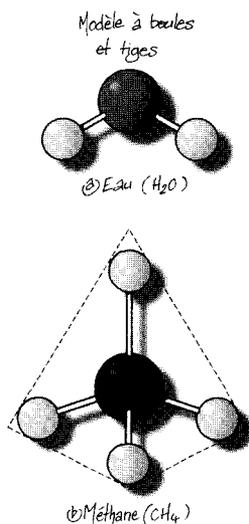
Avec six électrons dans la deuxième couche électronique (qui peut en contenir huit), l'oxygène a besoin de deux électrons supplémentaires pour la compléter. Deux atomes d'oxygène forment une molécule O_2 en mettant deux paires d'électrons en commun : la liaison ainsi formée est double et se note par un double tiret : $O=O$. Elle est plus énergétique qu'une liaison simple.

L'azote possède cinq électrons dans sa dernière couche, et il lui en manque trois pour la compléter. Il peut former une liaison triple avec un deuxième atome d'azote pour former la molécule N_2 , ou $N\equiv N$.

On peut aussi fabriquer des composés en combinant plusieurs éléments différents. Par exemple, l'eau est un composé, de formule H_2O . Les deux électrons des deux atomes d'hydrogène combinent la dernière couche électronique de l'atome d'oxygène. Un autre exemple de composé est le méthane, de formule CH_4 . Le carbone possède quatre électrons sur sa dernière couche, si bien qu'il lui faut quatre atomes d'hydrogène pour la compléter. Dans la molécule de méthane, les quatre liaisons covalentes du carbone pointent vers les sommets d'un tétraèdre régulier (voir la figure 7).

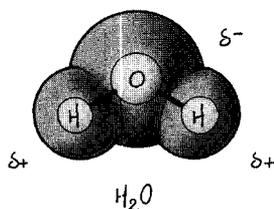


6. Formation d'une molécule de dihydrogène.



7. Deux composés : l'eau, molécule constituée d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène, et le méthane, association d'un atome de carbone et de quatre atomes d'hydrogène.

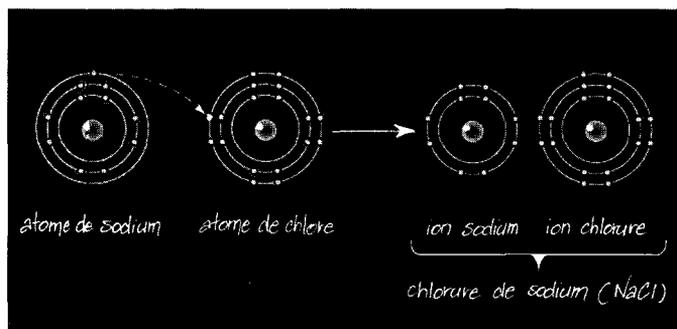
Dans certaines liaisons covalentes, un déséquilibre de charges électriques apparaît entre les partenaires : ces liaisons sont qualifiées de « polaires ». Dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène tend à attirer vers lui les électrons des deux atomes d'hydrogène, si bien que les électrons passent plus de temps autour de l'atome d'oxygène qu'autour des atomes d'hydrogène. Au final, il y a un excès de charges négatives autour de l'oxygène et un excès de charges positives autour des atomes d'hydrogène (voir la figure 8). La molécule d'eau est polaire, et l'oxygène est électronégatif. La molécule d'ammoniac NH_3 est également polaire : l'atome d'azote est électronégatif et attire vers lui les électrons apportés par les atomes d'hydrogène.



8. Dans la molécule d'eau, l'oxygène attire à lui les électrons des deux atomes d'hydrogène, si bien qu'il porte une faible charge négative. À cause de ce déséquilibre des charges électriques, on dit que la liaison est polaire.

La liaison ionique

Il arrive qu'un atome arrache carrément un électron à l'atome auquel il se lie. Cela se produit par exemple lorsqu'un atome de sodium (Na), qui n'a qu'un électron sur sa couche périphérique, rencontre un atome de chlore (Cl), riche de sept électrons périphériques : l'électron célibataire du sodium rejoint l'atome de chlore, si bien que les deux atomes ont désormais des couches complètes. La charge électrique du chlore devient négative et la charge du sodium, positive. Un atome chargé (ou une molécule chargée) est nommé un ion ; le chlore, chargé négativement, est un anion, tandis que le sodium, chargé positivement, est un cation. La liaison entre les deux est ionique (*voir la figure 9*). Les composés ioniques sont appelés des sels. Ainsi en va-t-il du chlorure de sodium (NaCl), celui que l'on sert à table pour relever nos plats.

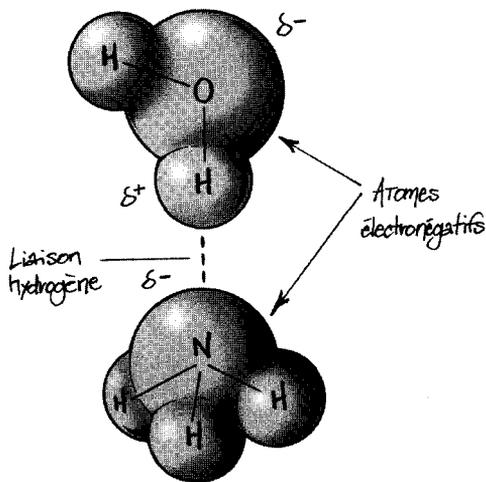


9. Lorsque le sodium se lie au chlore pour former le chlorure de sodium (le sel de table), un électron quitte carrément l'atome de sodium pour l'atome de chlore. La liaison est ionique.

Liaison hydrogène ou faible

Lorsque deux molécules polaires sont mises en présence, elles peuvent s'attirer par leurs extrémités chargées : un atome d'hydrogène déjà lié par covalence à un atome électronégatif subit l'attraction d'un autre atome électronégatif (*voir la figure 10*). Il se forme alors une liaison faible entre les deux molécules, nommée liaison hydrogène ; les liaisons hydrogène sont

20 fois plus fragiles que les liaisons covalentes. Il existe de telles liaisons hydrogène entre les molécules d'eau, où l'atome d'oxygène de l'une attire un atome d'hydrogène de l'autre. L'existence de telles liaisons faibles dans l'eau lui donne des propriétés exceptionnelles, favorables à la vie (voir l'encadré « Les propriétés vitales de l'eau », page 45). Autre exemple : une liaison hydrogène peut unir un des atomes d'hydrogène d'une molécule d'eau à l'atome d'azote d'une molécule d'ammoniac.



10. Les déséquilibres de charges électriques de certaines liaisons polaires (ici dans la molécule d'eau et celle d'ammoniac) autorisent des liaisons faibles, ou liaisons hydrogène, entre molécules.

Les liaisons hydrogène jouent un rôle important en biologie, car elles permettent un bref contact. Par exemple, dans le système nerveux, les molécules messagères s'amarrent aux récepteurs juste le temps qu'il faut pour que la cellule réceptrice déclenche une brève réponse. Une liaison covalente serait trop forte, donc trop lente pour transmettre de tels signaux chimiques. Les liaisons hydrogène se forment aussi entre différentes régions d'une même grosse molécule, comme une protéine ou un acide nucléique (ADN ou ARN). Ces liaisons stabilisent la géométrie tridimensionnelle (la conformation) de la grosse molécule dans l'eau.

Bibliographie

- Claude BERTOUT, *Mondes lointains*, Flammarion, 2003.
- André BRACK et Paul MATHIS, *La chimie du vivant. De la protéine à la photosynthèse*, Le Pommier, collec. Quatre à quatre, 2000.
- André BRACK et François RAULIN, *L'évolution chimique et l'origine de la vie*, Masson, 1991.
- Charles DARWIN, *L'origine des espèces*, réédité par Flammarion, collec. Médecine-sciences, 1999.
- Armand DELSEMME, *Les origines cosmiques de la vie*, Flammarion, 1994.
- Christian de DUVE, *À l'écoute du Vivant*, Odile Jacob Sciences, 2002.
- Christian de DUVE, *Poussière de vie*, Fayard, 1996.
- Christian de DUVE, *Construire la cellule*, Édisciences, 1990.
- Exobiologie, *L'Astronomie*, vol. 115, juin 2001.
- Jean HEIDMANN, *Intelligences extraterrestres*, Odile Jacob, 1996.
- Jean HEIDMANN *et al.*, *Sommes-nous seuls dans l'Univers ?* Fayard, 2000.
- Muriel GARGAUD *et al.*, *L'origine de la vie sur Terre et dans l'Univers : L'environnement de la Terre primitive*, Presses Universitaires de Bordeaux, 2001.
- Stephen Jay GOULD, *La vie est belle*, Seuil, collec. Points Sciences, 1998.
- La valse des espèces, *Dossier Pour la Science*, juillet 2000.
- Les terres célestes, *Dossier Pour la Science*, avril 1999.
- Pierre LAGRANGE et Hélène HUGUET, *Sur Mars. Le guide du touriste spatial*, EDP Sciences, 2003.
- Marie-Christine MAUREL, *La naissance de la vie : de l'évolution prébiotique à l'évolution biologique*, Diderot, 1997.
- Marie-Christine MAUREL, *Les origines de la vie*, Syros, collec. Comprendre, 1994.
- Michel MAYOR et Pierre-Yves FREI, *Les nouveaux mondes du cosmos*, Seuil, collec. Science ouverte, 2001.
- Jacques MONOD, *Le hasard et la nécessité*, Seuil, collec. Points essais, 1973.
- François RAULIN, *La vie dans le cosmos*, Flammarion, collec. Dominos, 1994.
- François RAULIN, *L'apparition du vivant*, Press Pocket, collec. Explora, 1991.
- François RAULIN *et al.*, *La bioastronomie*, PUF, collec. Que-sais-je, 1997.
- Florence RAULIN-CERCEAU *et al.*, *De la naissance de la vie sur Terre à une vie universelle. Sur les traces du vivant : de la Terre aux étoiles*, Le Pommier, 2002.
- Carl SAGAN, *Cosmos*, Marabout, 1986.
- Robert SHAPIRO, *L'origine de la vie*, Flammarion, 1999.
- Évry SCHATZMAN, *Les enfants d'Uranie*, Seuil, 1986.

Table des matières

Préface	3
Introduction	5
1. Prologue : Élémentaire, mon cher... <i>Les liaisons chimiques</i>	7 16
Partie I : Quels indices sur la vie terrestre ?	
2. La génération spontanée	23
3. L'histoire de la vie sur la Terre <i>Les propriétés vitales de l'eau</i>	29 45
4. La vie dans un tube à essai <i>Énergie, réactions chimiques et catalyse</i>	49 68
5. Une vie asymétrique	75
6. Faites passer l'info...	87
7. La vie venue de l'espace ?	97
Partie II : Songe d'une vie d'E.T.	
8. Une étoile et ses astres errants	113
9. La vie rêvée de Tiamat	125
10. Les pièces de l'automate	131
11. L'assemblage de l'automate	141
Partie III : L'exploration spatiale	
12. Les frontières de la vie	153
13. Les deux sœurs de la Terre	161
14. Du côté des planètes géantes	175
15. L'au-delà n'est pas vide...	183
16. Et la vie intelligente ?	193
Index	201
Bibliographie	206