

Johan Kieken

L'EAU DANS L'UNIVERS

CNRS ÉDITIONS

15 rue Malebranche - 75005 Paris

Sommaire

E

R

I

A

M

M

O

S

- 5** | Introduction
- 9** | La molécule d'eau
- 55** | Méthodes de détection
- 79** | Des confins de l'Univers au Soleil
- 97** | Le Système solaire externe
- 141** | Les astéroïdes, le Système solaire interne et les exoplanètes
- 195** | Le cas martien

ANNEXES

- 241** | Glossaire
- 249** | Bibliographie
- 253** | Légendes et crédits des images d'ouvertures de chapitre
- 254** | Crédits photographiques
- 256** | Remerciements

Introduction

L'eau est universelle : on la détecte partout dans l'Univers. Sur Terre, c'est une évidence, mais aussi à travers tout le Système solaire, dans le milieu interstellaire et même à la surface des étoiles. *L'eau dans l'Univers* se propose de faire le point sur la présence de cette précieuse substance à travers l'espace, à la lumière des connaissances actuelles et des découvertes les plus récentes.

L'ubiquité de la molécule d'eau ne doit, pas plus qu'elle n'a surpris les astronomes de la seconde moitié du xx^e siècle, nous étonner. Après tout, les atomes d'hydrogène et d'oxygène qui la composent occupent respectivement la première et la troisième place par leur abondance dans l'Univers. D'un point de vue chronologique, c'est sur Mars, qui alimente les fantasmes les plus fous depuis plusieurs siècles, que l'on soupçonna d'abord la présence d'eau ailleurs que sur Terre. Christian Huygens fut le premier, en 1659, grâce à une lunette astronomique dont la lentille ne faisait que 7 cm de diamètre, à déceler des détails sur la planète et à déterminer sa période de rotation, proche de 24 h. En 1672, à l'occasion d'une opposition périhélique, il remarqua un point brillant près du pôle – comme, semble-t-il, Jean-Dominique Cassini six ans auparavant. On sait aujourd'hui qu'il vit la calotte polaire australe. William Herschel, à la fin du $xviii^e$ siècle, suggéra que les calottes polaires étaient constituées de glace et de neige, s'étendant et rétrécissant au fil des saisons. L'idée que cette planète était propice à la vie fut populaire jusqu'au début de xx^e siècle. Elle fut un temps soutenue par les hypothèses de Percival Lowell, convaincu qu'une civilisation martienne jadis brillante mais aujourd'hui sur le déclin menait une lutte désespérée pour amener l'eau des régions polaires jusqu'aux zones équatoriales en voie d'assèchement *via* un réseau de canaux... qui n'existait que dans l'imagination de certains observateurs, trompés par des instruments d'optique poussés à leur limite et la volonté sans doute inconsciente de percevoir ce qu'ils désiraient ardemment. Tout de suite, les astronomes émirent des doutes sérieux, confirmés par diverses études spectroscopiques et théoriques de l'atmosphère martienne : non seulement la pression et les températures étaient bien plus faibles que sur Terre mais la vapeur d'eau demeurait

indélectable – et elle le restera jusqu'en 1963. Le premier composant atmosphérique découvert, le dioxyde de carbone, le fut par Gérard Kuiper en 1947. On comprit également que les conditions physiques aux pôles étaient davantage compatibles avec la présence de glace de dioxyde de carbone qu'avec celle de glace d'eau. On sait désormais que les calottes polaires sont bel et bien composées principalement de glace carbonique. Toutefois, une calotte permanente de glace d'eau demeure autour du pôle Nord pendant l'été boréal alors qu'une petite calotte permanente de glace carbonique reposant sur un socle de glace d'eau subsiste au pôle Sud durant l'été austral. Le débat sur l'existence d'une vie martienne intelligente fut définitivement clos – mais en était-il encore besoin ? – avec l'arrivée de la sonde *Mariner 4* en 1965. Les photographies qu'elle envoya montrèrent une surface cratérisée très ancienne, où l'eau liquide n'avait sans doute pas joué de rôle d'agent érosif depuis des milliards d'années.

Dans la recherche contemporaine de l'eau cosmique, le Système solaire se taille bien évidemment une part de choix. Des planètes telluriques aux satellites glacés des planètes géantes et aux comètes, où que l'on porte le regard, l'eau est présente. Plus encore : son importance croît avec la distance au Soleil. On l'a ainsi successivement cherchée, et trouvée à partir des années 1960, dans les anneaux de Saturne, à la surface des satellites joviens Europe, Ganymède et Callisto, puis sur ceux de Saturne. Les années 1970 et 1980 ont vu la confirmation de l'intuition de Fred Whipple sur la nature des comètes, dont le modèle de 1950 fut popularisé sous le nom de « boule de neige sale » : derrière les longues queues de gaz et de poussières se cache un noyau très sombre de glace d'eau, de roches et de poussières agglomérées dont la taille n'excède pas la centaine de kilomètres.

C'est également dans les années 1960 que l'on a commencé à détecter dans notre galaxie, à la faveur d'une intense amplification naturelle de type maser, de la vapeur d'eau dans le milieu interstellaire et dans des régions de formation d'étoiles. La première observation d'une eau extragalactique eut lieu en 1977 et seulement trois décennies plus tard, on la détectait quasiment aux frontières de l'Univers observable.

Quelles sont les propriétés physiques et chimiques de l'eau ? Quel est son lien avec la vie et quels mécanismes président à sa formation à sa destruction ? C'est l'objet du premier chapitre de cet ouvrage. Le deuxième présente les techniques fondées essentiellement sur la spectroscopie et utilisées pour détecter l'eau, quelle que soit sa phase, sur les corps extraterrestres. Armés de ces techniques, les astronomes sont désormais en mesure de la

rechercher à travers tout l'Univers. Ce voyage dans l'espace et le temps nous entraîne jusqu'aux confins du cosmos. Dans le troisième chapitre, on répond à la question : où et sous quelle forme se cache-t-elle ? Les quatrième et cinquième chapitres font le point sur l'eau dans le Système solaire... à l'exception du cas martien, auquel le sixième et dernier chapitre est entièrement dédié. Aujourd'hui aride, la planète rouge semble avoir connu un passé très reculé où l'eau liquide a coulé en abondance. Comment est-on arrivé à cette conclusion ? Qu'est devenue cette eau ?



1

La molécule d'eau

Qu'est-ce que l'eau ?

Les briques élémentaires constituant la molécule d'eau, de formule chimique H_2O , sont l'hydrogène (H) et l'oxygène (O). L'hydrogène, dont le noyau possède un seul proton, est de loin l'élément le plus abondant de l'Univers : il représente plus de 90 % des atomes qui y sont présents, constituant près de 75 % de sa masse. L'oxygène, dont le noyau contient 8 protons, est lui le troisième élément par son abondance. Il représente environ 1 % de cette masse. Il fut formé bien après l'hydrogène, lors de réactions de fusion nucléaire à l'intérieur d'étoiles en fin de vie. Si la molécule d'eau n'existait donc pas lors des premières phases de l'évolution de l'Univers, son abondance est aujourd'hui élevée.

Il existe différents isotopes de l'hydrogène et de l'oxygène, c'est-à-dire des atomes possédant le même nombre de protons et d'électrons – donc ayant des propriétés chimiques similaires – mais un nombre de neutrons différent. Le tableau 1.1 présente les isotopes les plus communs de chacun de ces deux éléments chimiques, leur abondance dans l'Univers et leur durée de vie¹.

Tableau 1.1 – Abondance universelle des différents isotopes des éléments hydrogène et oxygène.

Isotope	Nombre de neutrons	Abondance	Période de demi-vie
1H	0	99,9885 %	Stable
2H	1	0,0115 %	Stable
3H	2	Traces	12,32 ans

Isotope	Nombre de neutrons	Abondance	Période de demi-vie
^{16}O	8	99,757 %	Stable
^{17}O	9	0,038 %	Stable
^{18}O	10	0,205 %	Stable

1. Précisons que les éléments H et O peuvent se trouver sous forme ionisée : ils peuvent gagner ou perdre des électrons. Par exemple, l'atome d'hydrogène se réduit à un proton de charge positive lorsqu'il perd son électron. Il peut également en gagner un, donnant naissance à l'ion H^- , source d'opacité importante dans l'atmosphère des étoiles de faible masse.

Le *deutérium* ^2H (souvent noté *D*) est un produit de la nucléosynthèse primordiale, cette théorie qui tente de rendre compte de l'existence de certains éléments légers dont on ne peut expliquer l'abondance par les processus de fusion nucléaire à l'intérieur des étoiles. Les applications de cet isotope de l'hydrogène sont nombreuses. On l'utilise, entre autres, comme traceur en chimie, en biochimie et en sciences de l'environnement. Lorsqu'il se substitue aux atomes d'hydrogène dans la molécule d'eau, il donne naissance à l'*eau lourde* D_2O , indispensable au bon fonctionnement de certains réacteurs à fission nucléaire. Le *tritium* ^3H (aussi noté *T*), à la différence du deutérium, est radioactif. Il est produit, par exemple, dans les installations nucléaires, lors d'explosions nucléaires ou par spallation* des atomes d'azote ^{14}N de la haute atmosphère terrestre par les rayons cosmiques*. Deutérium et tritium seront utilisés dans les futurs réacteurs à fusion nucléaire contrôlée. Les isotopes de l'oxygène, eux, sont de véritables machines à remonter le temps. Les paléoclimatologues parviennent grâce à eux à estimer les températures terrestres des dernières centaines de millénaires, en comparant les rapports d'abondance des isotopes 16 et 18 de l'atome d'oxygène des molécules d'eau piégées dans les calottes polaires¹.

La composition isotopique moyenne de référence des océans actuels a été fixée en 1967. Toutefois, dans le but d'harmoniser les publications scientifiques, l'Agence internationale de l'énergie atomique a établi dès l'année suivante l'existence d'un matériau de référence, possédant la même composition isotopique que nos océans mais constitué d'eau pure ne contenant pas d'air. Cet étalon, connu sous le nom de VSMOW (pour Vienna Standard Mean Ocean Water), est caractérisé par les rapports d'abondance suivants :

- $^2\text{H} / ^1\text{H} = 155,76 \pm 0,1$ ppm (pour partie par million) ;
- $^3\text{H} / ^1\text{H} = 1,85 \pm 0,36 \times 10^{-11}$ ppm ;
- $^{18}\text{O} / ^{16}\text{O} = 2005,20 \pm 0,43$ ppm ;
- $^{17}\text{O} / ^{16}\text{O} = 379,9 \pm 1,6$ ppm.

Les données présentées ci-dessus et celles du tableau 1.1 sont cohérentes, sachant que les océans terrestres sont légèrement enrichis en deutérium et appauvris en ^{18}O . Finalement, la molécule H_2^{16}O est de loin l'isotope le plus abondant, suivi de H_2^{18}O , H_2^{17}O , HD^{16}O et HD^{18}O .

1. Les principes sur lesquels repose le travail des paléoclimatologues sont exposés sur le site internet *Planet-Terre*, « conçu pour rassembler des ressources utiles à l'enseignement des Sciences de la Terre au lycée (en relation avec les programmes officiels de l'Éducation nationale) et en premier cycle universitaire ». Voir le lien <https://planet-terre.ens-lyon.fr/>.

La nucléosynthèse

La nucléosynthèse décrit l'ensemble des processus à l'origine des éléments chimiques naturels. Il en existe trois types :

- la **nucléosynthèse primordiale**, qui se serait produite dans un Univers jeune, dense et chaud. Les noyaux présents à l'issue de cette phase, qui n'aurait duré que quelques minutes, sont très majoritairement l'hydrogène ^1H et l'hélium ^4He , avec une abondance sensiblement égale à leur abondance actuelle, à quelques pourcents près. On note également la présence de quelques noyaux légers produits par des réactions intermédiaires mais encore détectables aujourd'hui : deutérium, hélium ^3He , lithium ^7Li . Aucun élément plus complexe que le béryllium ($Z = 4$) n'a été synthétisé ;

- la **nucléosynthèse stellaire**, qui a lieu dans les étoiles et se divise en deux voies :

la *nucléosynthèse en phase calme*, qui voit les étoiles massives produire en leur cœur par fusion successive de l'hydrogène, de l'hélium, du carbone, du néon et du silicium, la plupart des éléments jusqu'au fer, puis une partie des éléments plus lourds que le fer (processus *s*). Les étoiles de type solaire s'arrêtent à la fusion du carbone ;

la *nucléosynthèse explosive*, où les éléments plus lourds que le fer ainsi que des isotopes non produits par le processus *s* sont créés par capture de neutrons et de protons lors d'explosions d'étoiles massives ;

- la **spallation**, qui prend place dans le milieu interstellaire lorsqu'un noyau lourd est bombardé par les rayons cosmiques, de haute énergie. Elle conduit à la formation d'éléments légers.

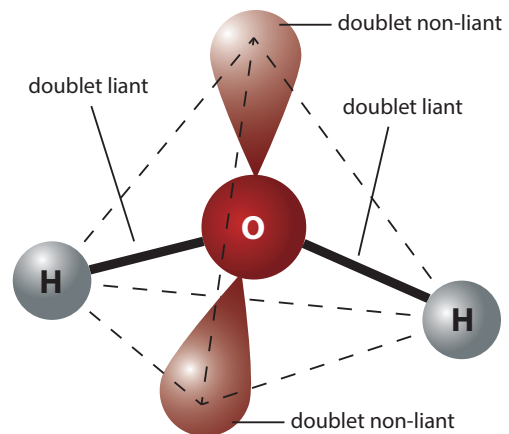
L'oxidaniumyl

Sous ce nom obscur se cache le cation H_2O^+ , que l'on a détecté par spectroscopie dans le milieu interstellaire grâce au télescope spatial européen *Herschel* dans l'infrarouge* lointain et à l'intérieur de la queue de plasma de quelques comètes (109P/Swift-Tuttle, 21P/Giacobini-Zinner, 1P/Halley) dans le visible. On pense que H_2O^+ se forme selon deux mécanismes principaux, impliquant la collision entre une molécule d'eau H_2O et un proton H^+ ou entre un radical chargé OH^+ et une molécule de dihydrogène H_2 . Ces deux réactions sont à l'œuvre dans les régions de formation stellaire.

Structure de la molécule

La configuration électronique de l'atome d'hydrogène est $1s^1$ (un électron sur la sous-couche 1s) et celle de l'oxygène est : $1s^2 2s^2 2p^4$ (deux électrons sur la sous-couche 1s, deux électrons sur la sous-couche 2s et quatre électrons sur la sous-couche 2p). La formation d'une liaison chimique s'accompagne d'une redistribution des électrons externes – dits de *valence* – des atomes impliqués. La théorie de la répulsion des paires électroniques des couches de valence (ou *VSEPR* pour Valence Shell Electron Pair Repulsion), dont la base physique est fournie par le principe d'exclusion de Pauli, permet de prédire la géométrie des molécules simples, en particulier celle de la molécule d'eau. L'hypothèse de base de cette théorie est que les atomes s'organisent de telle sorte que leur configuration minimise la répulsion mutuelle des paires électroniques dans la couche de valence de l'atome central d'oxygène, qui possède six électrons sur la couche $n = 2$. Dans la molécule d'eau, les atomes d'hydrogène sont ainsi liés par un doublet à l'atome d'oxygène : il se forme deux liaisons covalentes. Les deux doublets d'électrons de valence de l'oxygène non utilisés sont dits *non liants*. Cette molécule est donc du type AX_2E_2 où A représente l'atome central, X les doublets liants au nombre de deux et E les doublets non liants également au nombre de deux. La théorie de la VSEPR nous enseigne que les quatre paires électroniques pointent alors vers les sommets d'un tétraèdre (fig. 1.1) : la molécule d'eau est coudée.

Figure 1.1 – Géométrie de la molécule d'eau, qui, à l'échelle locale, présente une structure tétraédrique. La distance entre les atomes d'hydrogène et l'atome d'oxygène est de 95,84 pm, soit $9,584 \cdot 10^{-11}$ m.



La valeur de l'angle central d'un tétraèdre régulier est $\arccos\left(-\frac{1}{3}\right)$, soit environ $109^\circ 28'$. La mesure expérimentale de l'angle H–O–H donne un résultat proche de $104,5^\circ$. La différence s'explique par le fait que les doublets non liants possèdent une extension angulaire plus importante que celle des doublets liants.

Quelques propriétés remarquables¹

L'atome d'oxygène possédant une électronégativité* plus forte que l'atome d'hydrogène, il polarise fortement la liaison O–H. Une charge partielle $2\delta^-$ apparaît sur l'atome d'oxygène et deux charges partielles δ^+ font de même sur les atomes d'hydrogène. Or, la molécule d'eau étant coudée, le barycentre des charges positives ne coïncide pas avec la charge négative. La molécule d'eau présente donc un moment dipolaire permanent non négligeable ($6,17 \cdot 10^{-30}$ C·m en phase gazeuse, soit $1,85$ debye*). Les deux charges partielles δ^+ exercent une attraction sur un des deux doublets électroniques non liants de l'oxygène d'une molécule voisine. Aussi, des interactions attractives de nature électrostatique s'établissent entre les atomes d'hydrogène d'une molécule d'eau et les atomes d'oxygène de ses voisines (fig. 1.2). Elles portent le nom de *liaisons hydrogène* et sont du type dipôle-dipôle, dont l'intensité ($20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) est environ vingt fois plus faible qu'une liaison covalente classique ($460 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ pour une liaison O–H covalente). Chaque molécule d'eau est susceptible de se lier ainsi à quatre de ses voisines.

1. Les données thermochimiques, les moments dipolaires, les constantes diélectriques et la solubilité des gaz dans l'eau proviennent ou ont été calculés à partir de deux sources : le *CRC Handbook of Chemistry and Physics* 97^e édition, édité par W. M. Haynes, *CRC Press / Taylor and Francis Group*, Boca Raton, Floride, États-Unis (2017) et la page internet du WebBook de chimie du National Institute of Standards and Technology (NIST).

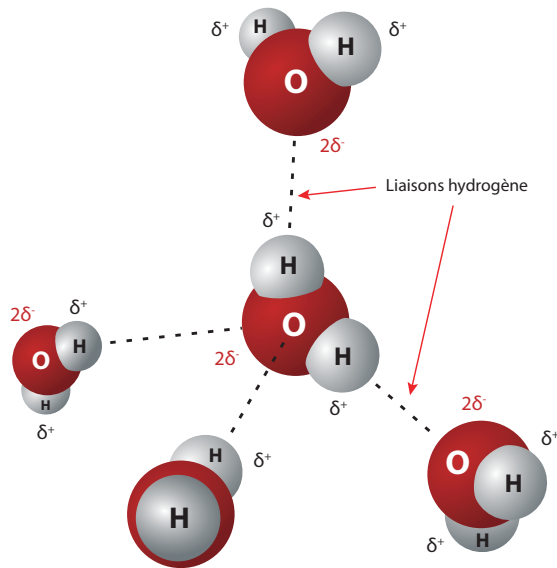


Figure 1.2 – Modélisation des liaisons hydrogène entre molécules d'eau.

Ces liaisons confèrent à l'eau liquide des propriétés tout à fait remarquables :

- un point d'ébullition élevé : 100 °C sous une pression d'un bar ;
- une capacité thermique massique* importante (tableau 1.2), qui lui permet d'amortir les variations de température sur Terre comme dans les cellules des êtres vivants ;
- une enthalpie de vaporisation* considérable (tableau 1.3), que notre corps met à profit pour abaisser sa température par l'intermédiaire de la transpiration ;
- un grand pouvoir de cohésion couplé à une forte adhérence entre elle et la paroi des tissus végétaux, qui facilite sa montée dans les tiges des plantes malgré la gravité (fig. 1.4) ;
- une tension superficielle importante (environ $72 \cdot 10^{-3} \text{ N} \cdot \text{m}^{-1}$ pour l'eau liquide à 25 °C en contact avec l'air), dont le bénéfice pour une membrane cellulaire réside dans la possibilité de retenir un plus grand volume d'eau pour une surface donnée ;
- une masse volumique plus faible à l'état solide qu'à l'état liquide : l'eau se dilate quand elle gèle (en toute rigueur, la densité de l'eau est maximale à 3,98 °C). Aussi la glace flotte-t-elle et en hiver, elle joue le rôle d'un isolant thermique empêchant le fond des rivières de geler et par là, préserve la vie.

Température d'ébullition et liaisons hydrogène

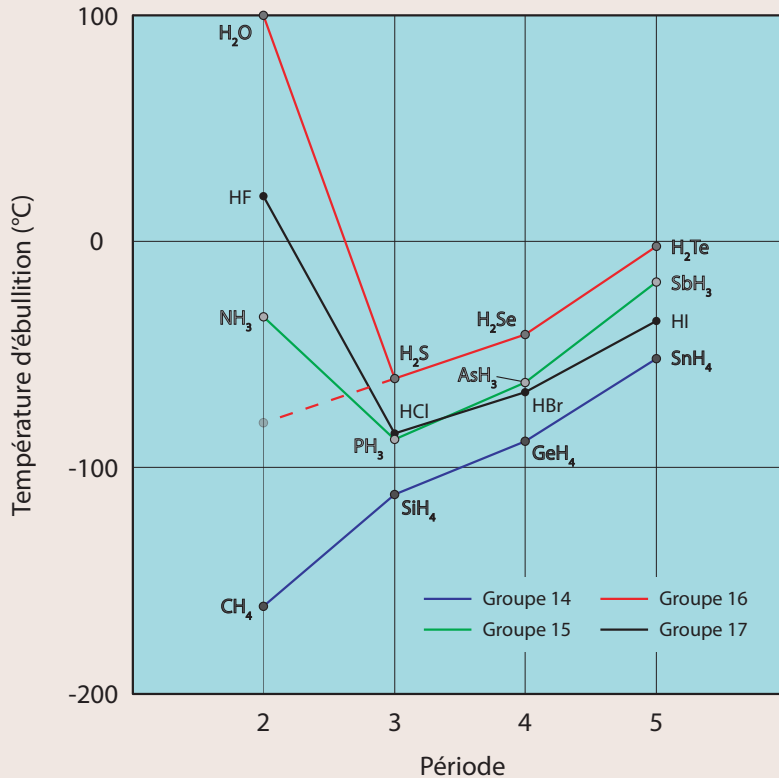


Figure 1.3 – Température d'ébullition de différents hydrures à liaison covalente, sous une pression de 1 bar. La ligne en pointillés rouge indique la température d'ébullition que pourrait avoir l'eau en l'absence de liaisons hydrogène.

La figure 1.3 présente la température d'ébullition de différents hydrures à liaison covalente. Une période désigne une ligne du tableau périodique des éléments, un groupe une colonne. En bleu, on trouve les éléments du groupe 14 (C, Si, Ge, Sn), en vert les éléments du groupe 15 (N, P, As, Sb), en rouge les éléments du groupe 16 (O, S, Se, Te) et en noir, les éléments du groupe 17 (F, Cl, Br, I). Les hydrures tétraédriques apolaires du groupe 14 possèdent une température d'ébullition qui augmente

régulièrement avec la masse molaire. Le comportement des hydrures des éléments les plus simples des groupes 15, 16 et 17 (tous polaires) est différent. Ils présentent une température d'ébullition étonnamment élevée. Cette « anomalie » est due aux liaisons hydrogène dont l'intensité importante s'explique par deux facteurs. Tout d'abord, les éléments les plus légers possèdent l'électronégativité la plus forte, ce qui conduit à une polarisation importante des liaisons X-H. Ensuite, les éléments les plus légers sont aussi les plus petits, ce qui permet un plus grand rapprochement des dipôles et, par-là même, une augmentation des forces intermoléculaires. Pour vaincre ces interactions attractives, il faut fournir une énergie anormalement grande : l'eau bout à haute température.



Figure 1.4 – La cohésion incite l'eau à former des gouttes, qui acquièrent une forme presque sphérique sous l'effet de la tension superficielle. L'adhésion les empêche de glisser vers le sol.

Tableau 1.2 – Valeur approchée de la capacité thermique massique (en $\text{J}\cdot\text{kg}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$) de différentes substances à pression constante (C_p). On la donne ici à 25°C sous une pression de 1 bar pour les phases liquide et vapeur et à 0°C pour la glace d'eau.

Molécule	H_2O	CO_2	CH_4	C_4H_{10}	NH_3	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	H_2
Nom	Eau	Dioxyde de carbone	Méthane	Butane	Ammoniac	Éthanol	Dihydrogène
Phase	Sol. Liq.	Vap. Vap.	Vap. Vap.	Vap. Vap.	Vap. Vap.	Liq.	Vap.
C_p	2090 4180	1910 845	2220	1700	2090	2440	14300

Tableau 1.3 – Enthalpie de fusion, enthalpie de vaporisation (exprimées en kJ/kg , sous une pression d'une atmosphère soit 1013,25 hPa) et températures associées à ces changements de phase.

Molécule	H_2O	CO_2	CH_4	C_4H_{10}	NH_3	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	H_2
Nom	Eau	Dioxyde de carbone ¹	Méthane	Butane	Ammoniac	Éthanol	Dihydrogène
Température de fusion $\Delta_{\text{fus}}H$ à t_{fus}	$0,0^\circ\text{C}$ 334	$-56,6^\circ\text{C}$ 205,0	$-182,5^\circ\text{C}$ 58,6	$-138,3^\circ\text{C}$ 80,2	$-77,7^\circ\text{C}$ 332	$-114,1^\circ\text{C}$ 107,0	$-259,2^\circ\text{C}$ 58,0
Température de vaporisation $\Delta_{\text{vap}}H$ à t_{vap}	$100,0^\circ\text{C}$ 2260	$-78,5^\circ\text{C}$ 571	$-161,5^\circ\text{C}$ 511	$-0,5^\circ\text{C}$ 386	$-33,3^\circ\text{C}$ 1370	$78,3^\circ\text{C}$ 837	$-252,8^\circ\text{C}$ 448

1. Le dioxyde de carbone n'est susceptible de présenter une phase liquide stable qu'à des pressions supérieures à 5,18 bar. La température correspondante à ce minimum de pression s'élève à $-56,6^\circ\text{C}$. Cet état caractérise d'ailleurs le point triple du CO_2 , où coexistent ses phases solide, liquide et gazeuse. La température d'ébullition normale est la température nécessaire pour obtenir une pression d'une atmosphère. Pour le dioxyde de carbone, elle s'élève à $-78,5^\circ\text{C}$. À cette pression, toutefois, nous avons vu que la phase liquide n'est pas stable : l'équilibre s'établit alors entre les phases solide et gazeuse.

L'eau liquide comme solvant

Un solvant est une substance, généralement liquide, ayant la propriété de dissoudre et de diluer d'autres substances sans provoquer leur modification chimique et sans elle-même se modifier. Les espèces dissoutes prennent le nom de «solutés». Nous savons d'expérience que l'eau est un excellent solvant : on peut y dissoudre du sucre, du sel de cuisine et de nombreux autres composés gazeux, liquides ou solides, certains – dont les molécules sont polaires – bien mieux que d'autres. Pourquoi, par exemple, l'eau liquide dissout-elle aussi bien les sels? Parce qu'elle interagit plus fortement avec les ions qui les constituent que ces ions n'interagissent entre eux. En effet, les sels se composent d'un nombre égal de charges positives (les cations) et de charges négatives (les anions) liés par l'interaction électromagnétique dans un réseau cristallin. L'électrostatique nous apprend que des charges plongées dans un milieu diélectrique, caractérisé par sa constante diélectrique ϵ , voient leur interaction coulombienne réduite en intensité d'un facteur ϵ par rapport à ce qui se produirait dans le vide. Autrement dit, plus la constante diélectrique d'un milieu est grande, plus la force entre les charges qui s'y trouvent diminue. Elle est donc une mesure de sa capacité à séparer des charges de signe opposé. Comme le montre le tableau 1.4, l'eau liquide possède une des plus grandes constantes diélectriques parmi les solvants liquides communs.

Tableau 1.4 – Constantes diélectriques ϵ_r (ou *permittivité relative*, c'est-à-dire la permittivité absolue divisée par la permittivité du vide $\epsilon_0 = 8,854187 \text{ F}\cdot\text{m}^{-1}$) de quelques solvants à 20 °C et moment dipolaire des molécules correspondantes exprimé en debye.

Solvant	Constante diélectrique	Moment dipolaire (D)
Formamide (CHONH ₂)	111,0	3,73 ± 0,07
Eau	80,100	1,8546 ± 0,0040
Diméthylsulfoxyde (CH ₃ SOCH ₃)	47,24	3,96 ± 0,04
Méthanol (CH ₃ OH)	33,0	1,70 ± 0,02
Éthanol (C ₂ H ₅ OH)	25,3	1,69 ± 0,03
Acétone ou <i>propan-2-one</i> (CH ₃ COCH ₃)	21,01	2,88 ± 0,03
Acide éthanoïque (CH ₃ COOH)	6,20	1,70 ± 0,03
Chloroforme ou <i>trichlorométhane</i> (CHCl ₃)	4,8069	1,04 ± 0,02
Benzène (C ₆ H ₆)	2,2825	0
Hexane (C ₆ H ₁₄)	1,8865	0

Quels sont les mécanismes de la dissolution au niveau microscopique ? Dans un premier temps, le cristal ionique se dissocie à cause de la polarité des molécules d'eau, sous l'effet d'interactions du type ion – dipôle permanent. En effet, immergé dans l'eau, un cation attire les atomes d'oxygène, porteurs d'une charge partielle négative, des molécules d'eau environnantes. Inversement, les anions attirent les atomes d'hydrogène (fig. 1.5). Chaque ion du soluté se trouve ainsi entouré de plusieurs couches concentriques de molécules d'eau orientées; cette deuxième étape porte le nom d'«hydratation».

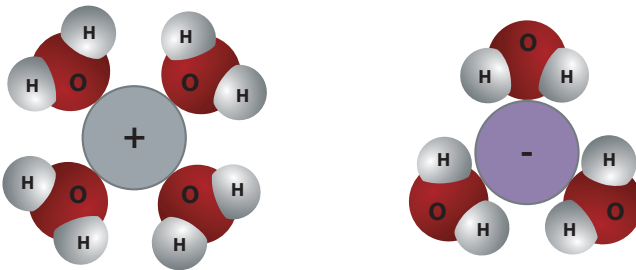


Figure 1.5 – Hydratation d'ions par des molécules d'eau.

Le champ électrique créé par le moment dipolaire des molécules d'eau s'oppose à celui créé par les ions du sel¹ avec, en conséquence, une répartition des charges sur l'ensemble du complexe solvaté et donc une diminution de l'attraction entre les anions et les cations. La troisième et dernière étape est la dispersion des ions hydratés au sein du liquide sous l'action de l'agitation thermique. Il reste une interrogation : pourquoi la constante diélectrique de l'eau liquide est-elle si élevée² ? Malgré l'agitation thermique qui tend à les réorienter aléatoirement, les liaisons hydrogène H...O maintiennent l'orientation des molécules d'eau autour des ions avec, à la clé, une meilleure répartition des charges.

De manière générale, l'eau a la capacité de dissoudre les substances polaires selon un mécanisme similaire, où sont désormais à l'œuvre des interactions dipôle permanent – dipôle permanent (dites *forces de Keesom*) et non plus ion – dipôle permanent. La solubilité de ces substances se trouve augmentée si elles sont porteuses d'un groupe fonctionnel pouvant établir des liaisons

1. On parle d'*écranage* du champ électrique créé par les ions du sel.
 2. Beaucoup plus élevée, en tout cas, que celle que l'on serait en droit d'attendre si nous fondions notre réflexion uniquement sur la valeur du moment dipolaire de la molécule d'eau isolée (tableau 1.4).

hydrogène avec les molécules d'eau, comme les groupes hydroxyle $-OH$, carboxyle $-COOH$ ou amine $-NH_2$. À l'inverse, les substances non polaires ou très faiblement polaires comme les graisses et les hydrocarbures sont relativement peu solubles dans l'eau. En effet, il est énergétiquement plus favorable pour une molécule d'eau d'établir des liaisons hydrogène avec ses congénères que d'engager des interactions intermoléculaires avec les molécules non polaires voisines. L'eau et l'huile ne se mélangent pas...

L'eau liquide possède donc également la capacité de dissoudre les gaz. Le dioxygène (O_2) dissous dans les milieux aquatiques terrestres est extrait par les organismes – les poissons entre autres – utilisant le mode de respiration aérobie. Mais comment une molécule non polaire comme O_2 (et cela s'applique à N_2 , CO_2 et tout autre molécule apolaire¹) peut-elle être soluble dans l'eau ? Suivons une molécule d'eau à la trace : en s'approchant d'une molécule de dioxygène, elle perturbe le nuage électronique de celle-ci qui était, à l'origine, distribué symétriquement autour des deux atomes d'oxygène (fig. 1.6). Le nuage se déforme et la molécule de dioxygène se polarise. Il s'établit alors une interaction attractive dipôle permanent – dipôle induit (dite *force de Debye*) faible mais suffisante pour assurer la solubilité partielle de O_2 dans l'eau.

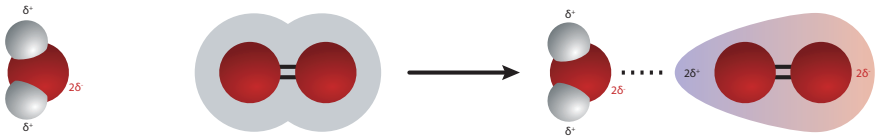


Figure 1.6 – L'approche d'une molécule d'eau déforme le nuage électronique de la molécule de dioxygène. Il apparaît une petite interaction attractive entre le dipôle permanent et le dipôle induit, expliquant la solubilité des gaz apolaires comme le dioxygène.

La solubilité des gaz dans l'eau est généralement une fonction décroissante et non linéaire de la température. La loi de Henry établit que la quantité de gaz dissous dans un volume de liquide donné, en équilibre avec une atmosphère contenant ce gaz, est proportionnelle à la pression partielle* de ce dernier. Elle permet d'expliquer le comportement des boissons gazeuses et les accidents de décompression tant redoutés des plongeurs sous-marins. Ces deux exemples sont développés dans l'encadré suivant.

1. Remarquons que le dioxyde de carbone est davantage soluble dans l'eau que le dioxygène. En effet, les deux atomes d'oxygène terminaux de la molécule de dioxyde de carbone (portant une charge partielle négative) établissent en plus des liaisons hydrogène avec l'eau.

Applications pratiques de la loi de Henry

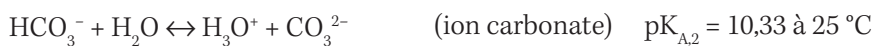
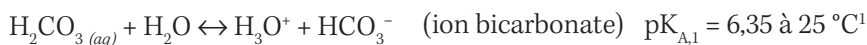
Considérons en premier lieu une bouteille ou une canette de boisson gazeuse avant son ouverture. Le gaz surmontant le liquide est du dioxyde de carbone porté à une pression supérieure à la pression atmosphérique. L'ouverture de la bouteille ou de la canette provoque l'échappement d'une partie du gaz, à l'origine d'un *pschitt* ou d'un *pop* caractéristique. Le liquide se retrouve alors en contact avec l'atmosphère, dont la pression partielle en dioxyde de carbone s'élève à moins de 40 Pa : la solubilité du gaz dissous chute. Le gaz s'échappe sous forme de bulles jusqu'à ce que sa concentration en solution atteigne celle imposée par la loi de Henry : la boisson est alors dite «plate». Suivons maintenant un plongeur sous-marin sous les eaux. L'oxygène vital lui est fourni par une bouteille d'air comprimé. Tout au long de la descente, le détendeur de plongée adapte la pression de l'air fourni à la pression environnante, qui augmente d'un bar tous les dix mètres environ. Notre plongeur en eau profonde est donc amené à respirer de l'air – dont on peut dire grossièrement qu'il est composé à 79 % en volume de diazote (N_2) et à 21 % en volume de dioxygène (O_2) – porté à plusieurs bars. La loi de Henry nous apprend que la quantité de gaz dissous dans le sang augmente en proportion. Le dioxygène ne pose pas de problème parce qu'il se fixe très majoritairement dans le sang en se liant de manière réversible à l'hémoglobine contenue dans les globules rouges pour former l'oxyhémoglobine. Le diazote, lui, est inerte et se retrouve dissous dans le sang. Intéressons-nous à la phase de remontée du plongeur. Si elle s'effectue lentement, l'azote dissous dans l'organisme reprend sa forme gazeuse sous la forme de microbulles, évacuées par le système sanguin vers les poumons puis par la respiration. Si la remontée est trop rapide, le dégazage est anarchique. Les microbulles voient leur nombre et leur taille augmenter avec la baisse de pression et, ne pouvant plus être évacuées par des poumons dépassés par le rythme, elles repartent dans la circulation sanguine et la ralentissent ou stationnent hors du système sanguin au niveau des articulations, de l'oreille interne, de la moelle épinière ou du cerveau. Les accidents de décompression peuvent entraîner des dégâts neurologiques gravissimes et même la mort. Pour minimiser les risques, il est impératif de respecter des paliers lors de la remontée. Il est également possible d'augmenter la teneur de l'air comprimé en oxygène (mélange connu sous le nom de *nitrox*) ou de remplacer le diazote par un autre gaz moins soluble dans le sang comme l'hélium (*héliox*).

La loi de Henry s'exprime généralement selon l'équation $P_i = k_{i,T} c_i$ où P_i est la pression partielle du gaz considéré, c_i sa concentration dans l'eau liquide et $k_{i,T}$ une constante de proportionnalité dépendante du gaz et de la température. Le tableau 1.5 présente la valeur de cette constante pour quelques gaz à trois températures. Plus elle est faible, plus le gaz est soluble dans l'eau.

Tableau 1.5 – Valeur approchée de la constante de Henry de cinq gaz à 15 °C, 20 °C et 25 °C exprimée en L·atm·mol⁻¹.

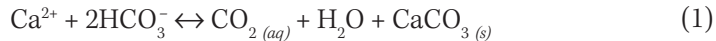
	15 °C	20 °C	25 °C
O ₂	620	690	760
CO ₂	23	26	30
N ₂	1330	1430	1540
He	2530	2560	2600
CH ₄	540	600	660

Quel est le devenir des gaz dissous? Certains ne voient pas leur structure modifiée (N₂, O₂), d'autres réagissent chimiquement avec l'eau, compliquant par-là l'établissement d'une loi de Henry universelle régissant leur concentration. Tel est le cas de l'ammoniac, un composé extrêmement soluble dans l'eau en raison de sa polarité élevée et de sa capacité à former des liaisons hydrogène avec elle. En solution aqueuse, l'ammoniac est une base faible qui capte les protons H⁺ de l'eau et conduit à la formation d'ions ammonium NH₄⁺ et hydroxyde HO⁻ selon l'équilibre NH_{3(aq)} + H₂O ↔ NH₄⁺ + HO⁻ (pK_B = 9,25 à 25 °C). Tel est également le cas du dioxyde de carbone, qui se lie à la molécule d'eau pour former l'acide carbonique H₂CO₃ selon l'équilibre CO_{2(aq)} + H₂O ↔ H₂CO_{3(aq)} (pK_H = 2,8 à 25 °C). À l'équilibre, seule une petite fraction donc – moins de 1 % – du CO₂ dissous est convertie en H₂CO₃. Cet acide faible se dissocie en deux étapes :



1. Par souci de simplification, on rencontre souvent dans la littérature le pK_{A,1} donné ici. Il faut garder à l'esprit qu'il représente en fait le pK_A d'un mélange à l'équilibre de CO₂ (aqueux) et d'acide carbonique. L'acide carbonique est en réalité un acide plus fort, avec un vrai pK_{A,1} proche de 3,6.

Les concentrations en HCO_3^- et CO_3^{2-} dépendent de l'acidité de l'eau et de sa température. Les anions ainsi créés peuvent interagir avec les cations déjà présents dans l'eau pour former des minéraux appelés *carbonates*. À titre d'exemple, la réaction avec l'ion calcium Ca^{2+} , qui provient de l'altération de roches comme le basalte ou le gneiss, donne un précipité de carbonate de calcium CaCO_3 selon l'équation bilan¹ :



Il existe plusieurs variétés cristallines de CaCO_3 , les plus communes étant la calcite, qui cristallise dans un système trigonal à réseau rhomboédrique, et l'aragonite, qui cristallise dans un système orthorhombique. Dans un environnement marin, lacustre ou fluvial, les carbonates en suspension se déposent par gravité au fond de l'eau en couches successives. Sous l'effet de leur propre poids, ces couches de sédiments deviennent plus compactes. L'eau est chassée : le dépôt devient une roche sédimentaire, le calcaire. D'autres processus mènent à sa synthèse :

- le dégazage d'une eau souterraine arrivant à l'air libre. Considérons une source souterraine sous pression jaillissant après avoir circulé dans une roche calcaire. L'eau est chargée en calcaire dissous et donc riche en Ca^{2+} ainsi qu'en HCO_3^- . Son arrivée à l'air libre fait chuter la quantité de CO_2 dissous d'après la loi de Henry, déplace la réaction (1) vers la droite et conduit à la précipitation localisée des carbonates sous la forme de concrétions calcaires (fig. 1.7);
- l'action des êtres vivants. En effet, certains organismes marins, comme les coraux ou les mollusques bivalves et gastéropodes, utilisent les ions Ca^{2+} et HCO_3^- présents dans l'eau pour fabriquer leur squelette ou leur coquille de carbonate de calcium. Lorsqu'ils meurent, les coquilles et squelettes s'accumulent dans des dépôts sédimentaires qui se transformeront en calcaire.

1. Avec l'ion Mg^{2+} , on obtient des carbonates de magnésium anhydre (magnésite MgCO_3) ou hydratés comme la lansfordite ($\text{MgCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) et l'artinite ($\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$). L'incorporation de Mg^{2+} dans la structure cristalline d'un carbonate de calcium donne la dolomite, un carbonate double de calcium et de magnésium de formule $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$. Avec l'ion ferreux Fe^{2+} se forme la sidérite (FeCO_3).



Figure 1.7 – La fontaine pétrifiante de Réotier (Hautes-Alpes). L'eau chargée en calcaire dissous provient d'un système de failles associées à la Durance.

Le processus inverse à la formation du calcaire existe puisque cette roche, comme d'autres roches sédimentaires, est soluble dans l'eau¹. La dissolution des roches est favorisée dans un milieu aqueux acide (l'ion H_3O^+ provenant de la dissolution du CO_2 déplace l'équation bilan (1) vers la gauche) et froid (la solubilité des gaz dans l'eau est généralement une fonction décroissante de la température). Les paysages karstiques, aux nombreuses cavités souterraines, sont des structures représentatives d'une telle érosion hydrochimique (fig. 1.8).

Les caractéristiques de cette solubilité en milieu aqueux présentent au moins deux intérêts fondamentaux pour la planétologie et nous reviendrons sur ces sujets d'actualité brûlants dans les chapitres 4 à 6.

1. Citons la dolomie, composée d'au moins 50 % de dolomite et les évaporites, roches constituées de minéraux ayant précipité à la suite d'une augmentation de leur concentration dans une saumure (solution aqueuse d'un sel), comme le gypse (un sulfate hydraté de formule $CaSO_4 \cdot 2H_2O$) ou l'anhydrite ($CaSO_4$).



Figure 1.8. – Vue partielle du causse de Minerve, un plateau calcaire karstifié s'étendant sur une soixantaine de kilomètres carrés dans l'Hérault.

D'abord, cela légitime la quête des carbonates sur Mars. En effet, de nombreux indices laissent penser que de l'eau a coulé en abondance à la surface de la planète rouge il y a plusieurs milliards d'années, sous une atmosphère bien plus chargée en CO_2 beaucoup qu'aujourd'hui. Dans ces conditions, il semble logique que d'immenses dépôts de carbonates se soient formés et leur découverte, Graal des exobiologistes, fournirait alors la preuve définitive de l'existence d'une telle période humide. La recherche a toutefois longtemps été infructueuse et il a fallu attendre 2008 pour que quelques affleurements carbonatés soient découverts depuis l'orbite martienne et *in situ*. Les aréologues avancent plusieurs explications à cette carence relative : les dépôts existent mais ils sont enterrés ; une activité volcanique plus tardive, avec émission de dioxyde de soufre (SO_2), a conduit à des pluies riches en acide sulfurique (H_2SO_4) et mené à la dissolution des carbonates formés antérieurement... s'ils l'ont jamais été.



Ensuite, la présence d'un soluté abaisse, parfois significativement, la température de solidification de l'eau, qui demeure liquide à des températures inférieures à 0°C . Ainsi, l'eau de mer, dont la salinité moyenne s'élève à 35 g/L , ne se solidifie qu'à $-1,8^{\circ}\text{C}$. L'eutectique* eau – chlorure de sodium peut rester liquide jusqu'à $-21,1^{\circ}\text{C}$ lorsque la fraction massique de NaCl vaut $0,233$. Avec le chlorure de calcium (CaCl_2), on descend à $-51,6^{\circ}\text{C}$. Il est possible d'atteindre des eutectiques se solidifiant à des températures encore plus basses. On sait, par exemple, que l'ion perchlorate ClO_4^- abonde à la surface de Mars, sans doute associé aux ions sodium, magnésium et calcium sous des formes plus ou moins hydratées de $\text{NaClO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($0 \leq n \leq 2$), $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($0 \leq n \leq 6$) et $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($0 \leq n \leq 8$). L'origine du perchlorate est encore sujette à débat. Quoiqu'il en soit, les sels de perchlorate sont extrêmement hygroscopiques (ils absorbent l'humidité de l'air), très solubles et, en solution aqueuse, ils peuvent former des eutectiques liquides jusqu'à -37°C , -67°C et -77°C respectivement. Des telles saumures à basse température pourraient donc exister sur Mars aujourd'hui, d'autant plus qu'elles se montrent plus stables que l'eau pure en s'évaporant

dix fois plus lentement¹. Elles fourniraient une explication aux lignes de pente récurrentes, ces mystérieuses zébrures larges de 0,5 à 5 m que l'on décèle sur les pentes abruptes de quelques cratères de l'hémisphère austral. Apparaissant dès la fin du printemps sur les versants exposés au Soleil et s'écoulant vers le centre des cratères en été, les lignes de pente récurrentes s'évanouissent à la saison froide. Examinons enfin la solution aqueuse d'ammoniac, l'ammoniaque. Elle produit trois eutectiques où les fractions massiques de NH_3 sont de 0,334, 0,571 et 0,805 avec des températures associées de $-100,3\text{ }^\circ\text{C}$, $-86,0\text{ }^\circ\text{C}$ et $-92,5\text{ }^\circ\text{C}$, sous une pression d'un bar. La présence d'ammoniac dissous pourrait rendre compte, au moins partiellement, de l'existence hautement suspectée d'océans profondément enfouis sous les surfaces des gros satellites glacés de Jupiter (Europe, Ganymède et Callisto), de Saturne (Titan) et de Neptune (Triton)².

Diagramme de phases

Sur Terre, l'eau existe sous forme solide, liquide et gazeuse. Sa phase est uniquement définie par les conditions de pression et de température. Sous une pression d'un bar, l'eau bout à $100\text{ }^\circ\text{C}$, mais au sommet de l'Everest, où la pression mesurée n'est plus en moyenne que de 0,336 bar soit 336 hPa, l'eau bout déjà théoriquement à $71\text{ }^\circ\text{C}$. À l'inverse, le point d'ébullition se déplace vers les hautes températures lorsque la pression augmente, jusqu'à atteindre le *point critique* où la transition de phase entre l'eau

1. Des solutions aqueuses de sulfates (MgSO_4 et FeSO_4) et de chlorures (FeCl_3 , MgCl_2 et CaCl_2) présentent un comportement tout à fait similaire à celui des solutions de sels de perchlorates. D'ailleurs, des dépôts de sulfates de magnésium monohydratés (kiesérite $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$), polyhydratés (epsomite $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), de sulfates de fer hydratés (szomolnokite $\text{Fe}^{2+}\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, rozénite $\text{Fe}^{2+}\text{SO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$) et de sulfates de fer et de potassium hydroxylés (jarosite $\text{KFe}^{3+}_3(\text{OH})_6(\text{SO}_4)_2$) ont été identifiés par spectroscopie sur des sites emblématiques comme Meridiani Planum, Valles Marineris et Margaritifer Sinus par les sondes européenne *Mars Express* et américaine *Mars Reconnaissance Orbiter*.

2. Les valeurs numériques que nous donnons ici sont valables sous une pression de 1 bar. Les pressions que l'on s'attend à rencontrer dans ces océans hypothétiques sont bien plus élevées et se chiffrent en milliers de bars. L'augmentation de pression déplace à la fois les fractions massiques et les températures associées mais ne modifie pas fondamentalement les conclusions.

liquide et la vapeur d'eau est impossible, la masse volumique des deux phases étant la même. Pour l'eau, le point critique a pour coordonnées ($t = 373,946^\circ\text{C}$ et $P = 220,64\text{ bar}$). Le choix du mot *coordonnées* n'est pas dû au hasard, puisqu'en thermodynamique, il est courant de représenter dans un diagramme bi- ou tridimensionnel les domaines de l'état physique d'un composé en fonction de variables choisies pour faciliter la compréhension du phénomène étudié. Le diagramme présenté en figure 1.9 indique les phases stables de l'eau pure, la température étant en abscisse et la pression en ordonnée.

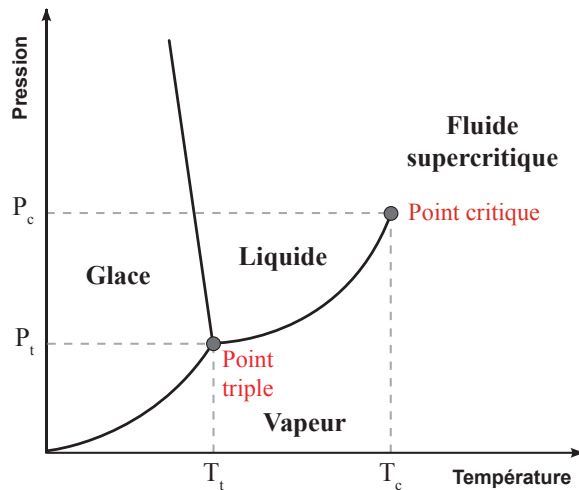


Figure 1.9 – Diagramme de phases de l'eau. Attention aux échelles, loin d'être linéaires ! Le point triple a pour coordonnées ($0,01^\circ\text{C}$; $611,657\text{ Pa}$) et le point critique ($373,946^\circ\text{C}$; $22,064\text{ MPa}$).

Le point triple correspond à la coexistence des trois phases et lui aussi est défini de manière unique : $0,01^\circ\text{C}$ et $611,657\text{ Pa}$, soit à peine 6 mbar . Quelle que soit la température, l'eau n'est pas stable à l'état liquide en dessous de cette pression. *Dans le milieu interstellaire, extrêmement ténu, et à la surface de la plupart des objets du Système solaire, l'eau liquide n'existe donc pas.* Les conditions physiques moyennes que l'on trouve sur Mars (-60°C et 6 mbar) font que l'eau pure liquide ne peut subsister que de façon très marginale en surface.

Quelle est la différence entre évaporation et ébullition ?

La pression de vapeur saturante de l'eau est un concept fondamental en climatologie, qu'elle soit terrestre ou extraterrestre¹. On la définit comme la pression à laquelle la vapeur d'eau est en équilibre avec l'eau liquide ou la glace d'eau, s'il existe un volume libre au-dessus de la phase condensée. Il s'agit d'un équilibre dynamique : à tout instant, il y a autant de molécules passant de la phase gazeuse à la phase condensée que de molécules passant de la phase condensée à la phase gazeuse. La pression de vapeur saturante de l'eau est une fonction croissante de la température. Nous disposons de différentes méthodes de calcul pour la déterminer : formule de Duperray, de Dupré, d'Antoine, de Rankine, formule issue de la relation de Clapeyron, tables de données, etc. Sur le diagramme de phases de la figure 1.9, la pression de vapeur saturante représente la frontière entre les phases *vapeur* et *glace* à des pressions inférieures à celle du point triple, prolongée par la frontière entre les phases *vapeur* et *liquide* depuis le point triple jusqu'au point critique.

Lorsque la pression partielle de la vapeur dans le gaz est inférieure à la pression de vapeur saturante, celle-ci étant elle-même inférieure à la pression totale, une partie des molécules situées à la surface de la phase condensée passent à la phase gazeuse : c'est l'évaporation, c'est-à-dire une vaporisation progressive. Supposons qu'une bulle de vapeur d'eau apparaisse au sein du liquide, caractérisé par une température inférieure à la température de changement de phase (100°C pour une pression d'un bar). La pression dans ce liquide est supérieure à la pression de vapeur saturante : notre hypothétique bulle, thermodynamiquement instable, sera très rapidement retransformée en liquide.

L'ébullition est, au contraire, un phénomène violent et volumique qui accompagne le passage d'un corps de l'état liquide à l'état gazeux. Il consiste en la formation dans la masse du liquide de bulles de vapeur, thermodynamiquement stables, qui viennent crever à la surface. Ce n'est donc que lorsque la température de changement de phase est atteinte que des bulles de vapeur peuvent exister durablement au sein du liquide.

1. La notion de pression de vapeur saturante s'applique à tous les composés condensables.

Transitions de phases

Le point d'ébullition de l'eau est la température à laquelle sa pression de vapeur saturante est égale à la pression extérieure totale, *quelle que soit la source de cette pression extérieure*. À titre d'exemple, à 10°C, la pression de vapeur saturante de l'eau liquide s'élève à 12,3 mbar. Dans ce cas, l'eau liquide à 10°C est stable vis-à-vis de l'ébullition si la pression totale vaut 12,3 mbar ou plus. Cette pression totale, dans le cas martien, peut être fournie par le CO₂. La vapeur n'a même pas besoin d'être présente pour stabiliser la phase liquide. Cependant, il est important de noter que, même si l'eau liquide est stable vis-à-vis de l'ébullition et de la solidification, elle reste susceptible de s'évaporer. Si la pression réelle de vapeur d'eau dans l'atmosphère est inférieure à la pression de vapeur saturante de l'eau liquide en surface, cette dernière s'évapore jusqu'à ce que l'air soit saturé en vapeur... ou jusqu'à ce que la source de liquide soit tarie.

Les atmosphères de la Terre et de Mars n'étant pas généralement saturées en vapeur d'eau, l'eau liquide n'est pas stable à la surface de ces planètes vis-à-vis de l'évaporation¹. Le passage direct de la phase solide à la phase gazeuse s'appelle la sublimation. La transformation inverse est la condensation. La glace d'eau est susceptible de se sublimer si on la chauffe à une pression inférieure à celle de son point triple. Inversement, la vapeur d'eau peut condenser directement en glace si on la refroidit à faible pression. Ainsi, le schéma général de circulation de l'eau sur Mars fait intervenir la sublimation estivale de la glace d'eau présente au pôle Nord et sa condensation en hiver.

1. Sur Terre, le cycle de l'eau (voir chapitre 5.3.2) est un équilibre dynamique entre évaporation et précipitations. L'évaporation des océans, des sols, des rivières et des lacs ainsi que l'évapotranspiration des végétaux sont contrebalancées par les précipitations sur les océans et sur les terres et le retour aux océans par les systèmes fluviaux de surface ou souterrains. Sur Mars, qui possède un réservoir d'eau beaucoup plus limité, l'essentiel de l'eau se retrouve piégée sous forme de calottes glaciaires au niveau des pôles.