



VOS OUTILS INTERACTIFS



Consultez votre MANUEL NUMÉRIQUE, qui vous donne accès aux animations, aux exercices et à la plateforme d'anatomie interactive.

▲ **Figure 3.1** En quoi la vie sur la Terre dépend-elle de la chimie de l'eau ?

CONCEPTS CLÉS

- 3.1** Les liaisons covalentes polaires dans les molécules d'eau permettent les liaisons hydrogène
- 3.2** Quatre propriétés émergentes de l'eau contribuent à maintenir l'environnement terrestre propice à la vie
- 3.3** Les conditions acides ou basiques influent sur les organismes vivants



▲ Les guillemots à miroir sont menacés par les changements climatiques.

La molécule qui permet toute forme de vie

La vie sur notre planète a débuté dans l'eau, et elle y a évolué pendant trois milliards d'années avant de s'établir sur la terre ferme. L'eau est la substance qui permet la vie telle que nous la connaissons sur Terre et probablement sur d'autres corps célestes aussi. Tous les organismes qui nous sont familiers sont principalement composés d'eau et vivent dans un environnement où elle est omniprésente.

L'eau recouvre les trois quarts de la surface de la Terre. Bien qu'elle existe surtout sous forme liquide, on la trouve aussi sous forme solide (glace) et gazeuse (vapeur d'eau). Dans l'environnement naturel, c'est la seule substance courante qui existe dans les trois états physiques de la matière. De plus, l'eau à l'état solide flotte sur celle qui se trouve à l'état liquide, une propriété particulière qu'explique la chimie de la molécule.

Les changements climatiques entraînent le réchauffement de la planète (voir le concept 1.1), de sorte que la proportion de glace par rapport à l'eau est en train de changer. La fonte des glaces et des glaciers de l'océan Arctique a des effets sur la vie partout autour. Dans l'Arctique, le réchauffement des eaux et l'amincissement de la banquise permettent au phytoplancton (organismes photosynthétiques microscopiques vivant dans l'eau) de proliférer momentanément, ce qui, vu de l'espace, peut donner à l'eau de mer l'apparence d'un ciel ennuagé, comme on peut le voir sur la **figure 3.1**. Contrairement au phytoplancton, les organismes qui dépendent des glaces de l'Arctique souffrent de cette situation. Par exemple, le réchauffement climatique et l'amincissement des glaces font en sorte que les ours polaires ont de la difficulté à se nourrir et qu'il y a de moins en moins de guillemots à miroir en Alaska.

Dans ce chapitre, vous apprendrez comment la structure d'une molécule d'eau rend possible son interaction avec d'autres molécules, y compris d'autres molécules d'eau. Cette capacité est à l'origine des propriétés émergentes particulières qui contribuent à maintenir un environnement propice à la vie sur la Terre.

CONCEPT 3.1

Les liaisons covalentes polaires dans les molécules d'eau permettent les liaisons hydrogène

L'eau fait tellement partie de notre existence qu'on ne réalise pas toujours qu'elle possède des qualités extraordinaires. Le concept de l'émergence nous permet d'expliquer son comportement unique d'après la structure et les interactions de ses molécules.

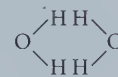
La molécule d'eau est très simple. Elle a la forme d'un V évasé et est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène unis par des liaisons covalentes simples. L'oxygène étant plus électronégatif que l'hydrogène, les électrons mis en commun dans les liaisons covalentes passent plus de temps aux environs de l'atome d'oxygène que de l'hydrogène; ce sont des **liaisons covalentes polaires** (voir la figure 2.11). Ce partage inégal des électrons et sa forme en V évasé font de l'eau une **molécule polaire**, ce qui signifie que sa charge globale est inégalement distribuée: dans l'eau, les deux régions de la molécule occupées par l'oxygène possèdent une charge partielle négative (δ^-), et les régions où se trouvent les atomes d'hydrogène ont une charge partielle positive (δ^+).

Les propriétés de l'eau résultent des attractions entre des atomes de charges opposées de différentes molécules d'eau: l'atome d'hydrogène (de charge partielle positive) d'une molécule subit l'attraction de l'atome d'oxygène (de charge partielle négative) de la molécule voisine. Il se forme alors une liaison hydrogène entre les deux molécules (**figure 3.2**). Dans l'eau, les

liaisons hydrogène bougent constamment. Elles se forment, se brisent et se reforment continuellement, chacune d'elles ne durant que quelques billionnièmes de seconde (10^{-12} s). Ainsi, à tout moment, un bon pourcentage de toutes les molécules d'eau sont liées à leurs voisines par des liaisons hydrogène. Ces liaisons, qui agencent les molécules en une structure plus ordonnée, donnent à l'eau ses qualités extraordinaires.

RETOUR SUR LE CONCEPT 3.1

- 1. FAITES DES LIENS** ► Qu'est-ce que l'électronégativité et comment influe-t-elle sur les interactions entre les molécules d'eau? (Revoyez la figure 2.11.)
- 2. HABILITÉS VISUELLES** ► Examinez la figure 3.2 et expliquez pourquoi la molécule d'eau au centre peut former des liaisons hydrogène avec *quatre* autres molécules d'eau (et non trois ou cinq autres molécules d'eau)?
- Pourquoi est-il improbable que deux molécules d'eau voisines s'associent ainsi?



- 4. ET SI ?** ► Quel serait l'effet sur les propriétés de la molécule d'eau si l'électronégativité de l'oxygène et celle de l'hydrogène étaient égales?

Voir les réponses proposées à l'appendice A.

CONCEPT 3.2

Quatre propriétés émergentes de l'eau contribuent à maintenir l'environnement terrestre propice à la vie

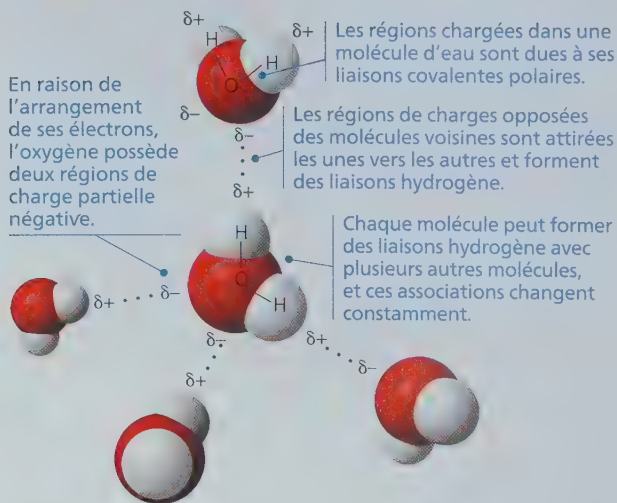
Nous nous pencherons ici sur quatre propriétés émergentes de l'eau qui contribuent à rendre l'environnement terrestre propice à la vie: la cohésion, la capacité de stabiliser la température (ou d'en réduire les écarts), la dilatation sous l'effet du gel et la polyvalence en tant que solvant.

La cohésion des molécules d'eau

Les liaisons hydrogène font en sorte que les molécules d'eau se maintiennent à proximité les unes des autres. Dans l'eau, de nombreuses molécules sont à tout moment unies de cette façon, ce qui rend l'eau plus structurée que la plupart des autres liquides. Prises collectivement, les liaisons hydrogène maintiennent ensemble les molécules d'eau, un phénomène appelé **cohésion**.

Dans les plantes, la cohésion assurée par les liaisons hydrogène contribue au transport de l'eau et des nutriments en solution en contrant la force gravitationnelle. Comme nous le verrons en détail au chapitre 36, l'eau atteint les feuilles en se déplaçant dans un réseau de cellules conductrices depuis les racines (**figure 3.3**). L'eau qui s'évapore d'une feuille est remplacée par l'eau des nervures. Grâce à la force des liaisons hydrogène, les molécules d'eau sortant des nervures attirent les

▼ **Figure 3.2** Des liaisons hydrogène entre des molécules d'eau.



FAITES UN DESSIN ► Dessinez les charges partielles de la molécule d'eau située complètement à gauche. Dessinez également trois autres molécules d'eau qui y sont associées par des liaisons hydrogène.

molécules d'eau voisines, et ainsi de suite jusqu'aux molécules situées plus bas. Cette traction vers le haut se transmet tout le long des cellules conductrices jusqu'à la racine. Quant à l'**adhérence**, issue de l'attraction mutuelle entre deux molécules polaires de substances différentes, elle joue aussi un rôle dans le transport de l'eau : grâce aux liaisons hydrogène, l'eau adhère à la paroi des cellules qui forment les vaisseaux conduisant la sève, ce qui lui permet de contrer la force gravitationnelle (voir la figure 3.3).

La **tension superficielle**, une force résultant de la cohésion, exprime la difficulté d'étirer ou de briser la surface d'un liquide. La tension superficielle est plus grande dans l'eau que dans la plupart des autres liquides ; seul le mercure a une valeur plus élevée. À la surface de l'eau, les molécules sont attirées par les molécules situées en dessous et de chaque côté d'elles (mais pas par l'air au-dessus) grâce aux liaisons hydrogène. Cette asymétrie donne à l'eau une tension superficielle particulièrement élevée, si bien qu'il se forme une sorte de pellicule invisible qui occupe la plus petite surface possible. Pour s'en rendre compte, il suffit de remplir un verre un peu plus qu'à ras bord (par exemple, en y ajoutant des pièces de monnaie une à une) : le volume d'eau qui dépasse le bord du verre prend la forme d'un dôme. C'est également la tension superficielle qui permet à l'araignée de la **figure 3.4** de se déplacer sur l'eau sans en briser la surface... et sans se noyer.



▲ **Figure 3.4 Marcher sur l'eau.** La tension superficielle élevée de l'eau, une force résultant de la cohésion de l'eau (elle-même issue de l'ensemble des liaisons hydrogène établies entre les molécules), permet à la dolomède, ou araignée radeau (*Dolomedes fimbriatus*), de marcher sur un étang sans en briser la surface.

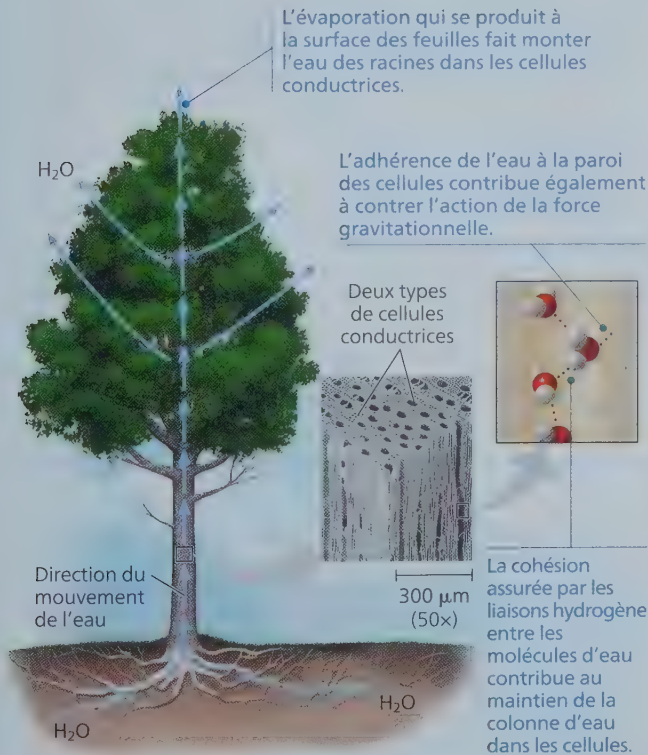
La stabilisation de la température par l'eau

L'eau stabilise la température atmosphérique en absorbant la chaleur de l'air plus chaud et en libérant sa propre chaleur dans l'air plus froid. Elle forme un réservoir thermique efficace : un léger changement dans sa propre température s'accompagne de l'absorption ou de la libération d'une quantité relativement grande de chaleur. Pour comprendre cette propriété, nous devons d'abord étudier brièvement les notions de température et de chaleur.

La température et la chaleur

Tout ce qui se déplace possède de l'**énergie cinétique**, soit l'énergie du mouvement. Les atomes et les molécules ont également de l'énergie cinétique, parce qu'ils bougent continuellement, bien qu'ils ne suivent aucune direction particulière. Plus une molécule se déplace rapidement, plus son énergie cinétique est grande. L'énergie cinétique associée aux mouvements aléatoires des atomes ou des molécules est appelée **énergie thermique**. L'énergie thermique et la température sont liées, mais il s'agit de deux notions distinctes. La **température** représente l'énergie cinétique *moyenne* des molécules d'un corps, indépendamment de son volume, alors que l'énergie thermique d'un corps est la quantité d'énergie cinétique *totale*, donc celle-ci dépend du volume de ce corps. Lorsqu'on chauffe de l'eau dans une cafetière, la vitesse moyenne des molécules augmente et le thermomètre indiquera une hausse de la température du liquide. Dans ce cas, la quantité totale d'énergie thermique augmente également. Notez toutefois que la température de l'eau de la cafetière peut être beaucoup plus élevée que celle d'une piscine, mais c'est cette dernière qui contient la plus grande quantité d'énergie thermique en raison de son volume plus grand.

Chaque fois que deux corps de températures différentes s'approchent l'un de l'autre, l'énergie thermique de celui qui est le plus chaud se transmet à celui qui est le plus froid, jusqu'à ce que les deux atteignent la même température. Les molécules du corps froid accélèrent donc leur mouvement au détriment de l'énergie cinétique du corps chaud. Ainsi, un glaçon refroidit une boisson non pas en lui donnant du froid, mais en absorbant l'énergie thermique du liquide à mesure que la glace fond. L'énergie thermique qui est transférée d'un corps à un autre est appelée **chaleur**.



▲ **Figure 3.3 Le transport de l'eau dans les plantes.** Grâce aux propriétés de cohésion et d'adhérence, les grands arbres peuvent faire monter l'eau à plus de 100 m, ce qui correspond à peu près aux tiers de la hauteur de la tour Eiffel.

L'unité de mesure servant à quantifier toute énergie est le **joule (J)**. Mais, dans les domaines de la médecine et de la diététique, notamment, l'usage de la calorie prend encore beaucoup de place. La **calorie (cal)** est une unité de mesure qui correspond à la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1 °C la température de 1 g d'eau et, réciproquement, à la quantité de chaleur libérée par 1 g d'eau quand sa température diminue de 1 °C. Une **kilocalorie (kcal)** – ou 1 000 cal – est la quantité de chaleur requise pour élever de 1 °C la température de 1 kg d'eau. (Les « calories » qu'on trouve sur les emballages d'aliments sont en fait des « kilocalories ».) Un joule équivaut à 0,239 calorie et une calorie équivaut à 4,184 joules.

La chaleur spécifique élevée de l'eau

La capacité de l'eau à stabiliser la température ambiante découle de sa chaleur spécifique relativement élevée. La **chaleur spécifique** d'une substance représente la quantité de chaleur absorbée ou perdue par 1 g de cette substance pour changer sa température de 1 °C. Nous connaissons déjà la chaleur spécifique de l'eau puisque nous avons défini la calorie comme étant la quantité d'énergie nécessaire pour augmenter de 1 °C la température de 1 g d'eau. La chaleur spécifique de l'eau correspond donc à 1 calorie par gramme par degré Celsius, qu'on écrit de façon abrégée 1 cal/g · °C. La chaleur spécifique varie selon les substances ; par exemple, l'éthanol contenu dans les boissons alcoolisées a une chaleur spécifique de 0,6 cal/g · °C, c'est-à-dire qu'il faut seulement 0,6 cal pour augmenter de 1 °C la température de 1 g d'éthanol.

L'eau ayant une chaleur spécifique plus élevée que la plupart des autres substances (l'ammoniaque liquide est la seule substance naturelle ayant une valeur plus élevée), sa température varie moins quand elle absorbe ou libère une certaine quantité de chaleur. Par exemple, la raison pour laquelle vous pouvez vous brûler les doigts sur la poignée métallique d'une casserole alors que l'eau dans le contenant est encore tiède, c'est que la chaleur spécifique de l'eau est 10 fois plus élevée que celle du fer : cela signifie qu'il faut apporter seulement 0,1 cal pour augmenter de 1 °C la température de 1 g de fer. Autrement dit, pour une même quantité de chaleur, la température de 1 g de fer s'élève beaucoup plus vite que celle de 1 g d'eau. On peut concevoir la chaleur spécifique d'une substance comme une mesure de sa résistance aux changements de température quand elle absorbe ou libère de la chaleur. L'eau résiste aux variations de température ; quand sa température change, elle absorbe ou perd une quantité de chaleur relativement grande pour chaque degré de changement.

Comme pour bon nombre de ses propriétés, ce sont les liaisons hydrogène de l'eau qui lui confèrent sa chaleur spécifique élevée. En effet, pour que celles-ci se brisent, il faut apporter de la chaleur ; inversement, il se produit un dégagement de chaleur lorsque ces liaisons se forment. Une quantité de chaleur de 1 cal provoque une variation relativement petite de la température de l'eau. Ce phénomène s'explique par le fait qu'une bonne partie de cette énergie thermique sert à rompre les liaisons hydrogène avant que le reste fournisse aux molécules d'eau l'énergie nécessaire pour qu'elles se mettent en mouvement et s'agitent plus intensément. De plus, lorsque la température de l'eau baisse légèrement, beaucoup d'autres liaisons hydrogène se forment, libérant une quantité considérable d'énergie sous forme de chaleur.

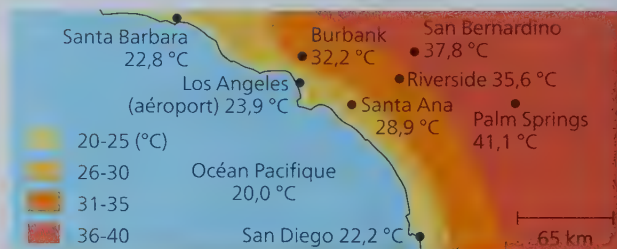
Quelle est l'importance de la chaleur spécifique élevée de l'eau pour la vie sur la Terre ? Une grande étendue d'eau peut absorber et emmagasiner une énorme quantité de chaleur solaire durant le jour et au cours de l'été, tout en se réchauffant de quelques degrés seulement. La nuit et au cours de l'hiver, elle se refroidit graduellement et peut réchauffer l'air. C'est pourquoi le climat des régions côtières est généralement plus doux qu'à l'intérieur des terres (**figure 3.5**). La chaleur spécifique élevée de l'eau tend également à stabiliser la température des océans, créant un environnement favorable à la vie marine. L'eau, qui recouvre la majeure partie de la surface de la Terre, permet en fait de maintenir la température des continents et des océans dans des limites compatibles avec la vie. De même, comme les organismes vivants se composent principalement d'eau, ils résistent plus facilement aux variations de température que s'ils étaient constitués d'un liquide possédant une chaleur spécifique plus faible.

Le refroidissement par évaporation

Dans tout liquide, les molécules demeurent groupées parce qu'elles s'attirent mutuellement. Celles qui se déplacent assez rapidement pour vaincre cette attraction peuvent s'échapper du liquide et se mélanger à l'air sous forme de gaz (vapeur). Ce passage de l'état liquide à l'état gazeux s'appelle *évaporation* (on peut utiliser aussi le terme vaporisation, lorsque cette transformation est associée à une ébullition). Rappelez-vous que la vitesse du mouvement moléculaire varie et que la température constitue une mesure de l'énergie cinétique *moyenne* des molécules. Même à une basse température, les molécules les plus rapides peuvent s'échapper dans l'air. Il se produit donc une évaporation, quelle que soit la température ; par exemple, l'eau contenue dans un verre placé à la température ambiante finit par s'évaporer complètement. Si l'on chauffe un liquide, l'énergie cinétique moyenne des molécules augmente et il s'évapore plus rapidement.

La **chaleur d'évaporation** est la quantité de chaleur qu'il faut apporter, à une température constante, à 1 g de liquide pour passer de l'état liquide à l'état gazeux. L'eau possède une chaleur d'évaporation plus élevée que la plupart des autres liquides, pour les mêmes raisons qu'elle possède une chaleur spécifique élevée. L'évaporation de 1 g d'eau à 25 °C exige 580 cal de chaleur, soit presque le double de la quantité nécessaire pour que s'évapore 1 g d'alcool ou d'ammoniac. C'est la force des liaisons hydrogène qui donne à l'eau une chaleur d'évaporation élevée ; celles-ci doivent être rompues avant que les molécules quittent le liquide sous forme de vapeur d'eau.

▼ **Figure 3.5** Les températures de l'océan Pacifique et du Sud de la Californie un jour du mois d'août.



INTERPRÉTEZ LES DONNÉES ► Expliquez les tendances des températures indiquées dans cette illustration.

La quantité élevée d'énergie nécessaire à l'évaporation de l'eau a des conséquences très variées. À l'échelle planétaire, cette chaleur d'évaporation élevée contribue à tempérer le climat de la Terre. Durant l'évaporation de l'eau de surface, une quantité considérable de la chaleur solaire absorbée par les mers tropicales est consommée et transférée à l'air. Puis, lors de son déplacement vers les pôles, l'air tropical humide libère cette chaleur en se condensant, et l'humidité retombe sous forme de pluie ou de neige. Chez les organismes, la chaleur d'évaporation élevée de l'eau explique la gravité des brûlures causées par la vapeur, car celle-ci libère beaucoup d'énergie calorifique quand elle se condense en liquide sur la peau.

Au cours de l'évaporation d'une substance, la surface du liquide résiduel refroidit (sa température diminue). Ce **refroidissement par évaporation** se produit parce que les molécules les plus « chaudes », celles qui possèdent l'énergie cinétique la plus grande, sont les plus susceptibles de s'échapper sous forme de gaz. C'est comme si on envoyait les 100 coureurs les plus rapides d'une école dans une autre ; la vitesse moyenne des élèves qui restent diminuerait.

Le refroidissement par évaporation contribue à stabiliser la température des lacs et des étangs. Il empêche également la surchauffe des organismes terrestres. Par exemple, l'évaporation de l'eau des feuilles d'une plante empêche les tissus des feuilles de devenir trop chauds au soleil. De même, par une chaude journée ou lors d'un exercice intense, l'évaporation de la sueur sur la peau d'une personne rafraîchit la surface du corps et aide à prévenir l'hyperthermie. Lorsque le taux d'humidité est élevé au cours d'une journée chaude, nous avons l'impression d'avoir plus chaud, parce que la vapeur d'eau contenue dans l'air empêche l'évaporation de la sueur à la surface de la peau.

La glace flotte à la surface de l'eau liquide

L'eau est une des rares substances qui possèdent une masse volumique plus petite à l'état solide qu'à l'état liquide. En d'autres termes, la glace flotte à la surface de l'eau liquide. Alors que d'autres substances se contractent en se solidifiant, l'eau se dilate. Ce comportement singulier résulte, encore une fois, des

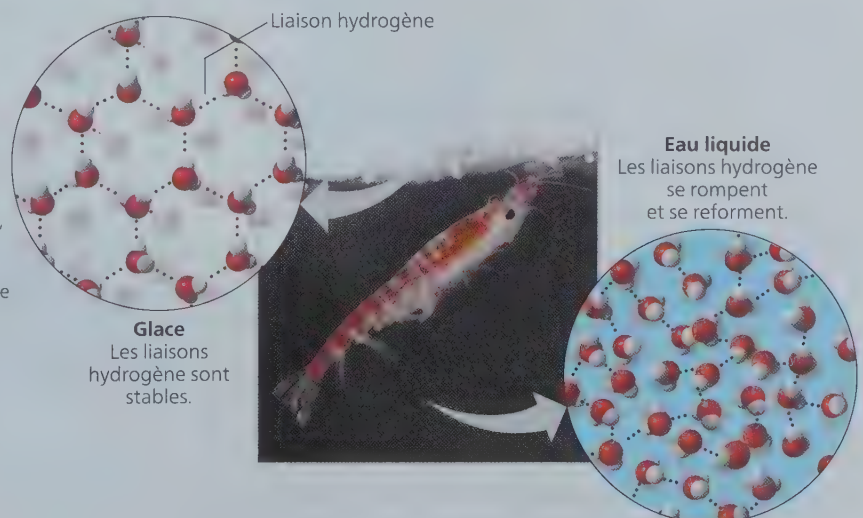
liaisons hydrogène. À des températures supérieures à 4 °C, l'eau se comporte comme les autres liquides : elle se dilate quand elle se réchauffe et elle se contracte lorsqu'elle refroidit. Cependant, lorsque la température passe de 4 °C à 0 °C, l'eau commence à geler parce qu'un nombre croissant de ses molécules se déplacent trop lentement pour briser leurs liaisons hydrogène. À 0 °C, l'eau forme alors un réseau cristallin, chacune de ses molécules demeurant liée à quatre de ses voisines par des liaisons hydrogène (**figure 3.6**). Les liaisons hydrogène gardent les molécules assez éloignées les unes des autres pour que la masse volumique de la glace soit inférieure d'environ 10% (il y a 10% moins de molécules pour un même volume) à celle de l'eau liquide à 4 °C. Lorsque la glace absorbe suffisamment de chaleur pour que sa température grimpe au-dessus de 0 °C, les liaisons hydrogène entre les molécules se rompent. À mesure que le cristal s'affaisse, la glace fond, il y a de moins en moins de liaisons hydrogène entre les molécules qui se rapprochent les unes des autres. L'eau atteint sa masse volumique maximale à 4 °C et commence à se dilater de nouveau en raison de la vitesse accrue de ses molécules. Même dans l'eau liquide, nombre de molécules sont maintenues ensemble par des liaisons hydrogène. Rappelons que ces liaisons hydrogène sont transitoires : elles se brisent et se reforment constamment.

La flottabilité de la glace due à sa masse volumique plus faible contribue grandement à rendre l'environnement propice à la vie. Si la glace ne flottait pas, les étangs, les lacs et même les océans gèleraient complètement à partir du fond ; la vie sur Terre telle que nous la connaissons n'existerait pas. En été, seuls quelques centimètres à la surface des océans dégèleraient, comme l'ont démontré des expériences effectuées sur des réservoirs d'eau. Au lieu de cela, quand une étendue d'eau profonde refroidit, la glace qui flotte isole l'eau liquide qui se trouve en dessous et l'empêche de geler, rendant possible l'existence de la vie sous la surface, comme le montre la photo de la figure 3.6. Si l'étendue d'eau était plutôt une étendue d'huile, elle finirait par geler entièrement, car l'huile n'a pas la flottabilité de l'eau à l'état solide. En plus d'isoler l'eau située en dessous, la glace fournit également un habitat solide pour certains animaux, comme les ours polaires et les phoques.

► **Figure 3.6** La glace : structure cristalline et barrière flottante.

Dans la glace, chaque molécule s'associe, par des liaisons hydrogène, à quatre molécules voisines, formant un cristal tridimensionnel poreux. Les molécules contenues dans un certain volume de glace sont moins nombreuses que celles qui se trouvent dans un volume égal d'eau liquide, parce que dans le solide, les liaisons hydrogène plutôt stables tiennent les molécules d'eau plus éloignées les unes des autres. Les cristaux étant relativement volumineux, la masse volumique est inférieure à celle de l'eau liquide, et c'est pourquoi la glace flotte à la surface de l'eau. Ce faisant, l'eau qui se trouve en dessous se trouve isolée de l'air froid. Cet animal, photographié sous la glace flottante dans l'océan Austral près de l'Antarctique, est un type de crevette appelé krill.

ET SI ? ► Si l'eau ne formait pas de liaisons hydrogène, qu'arriverait-il à l'habitat de la crevette, illustré ici ?



De nombreux scientifiques s'inquiètent du risque de disparition des grandes étendues glacées formées par les glaciers et les calottes polaires. Le réchauffement planétaire, causé par la présence dans l'atmosphère de dioxyde de carbone (CO₂) et d'autres gaz à effet de serre (voir la figure 56.28), influe profondément sur les environnements de glace autour de la Terre. Seulement depuis 1961, la température moyenne de l'air de l'Arctique a augmenté de 2,2 °C. Cet accroissement de la température a modifié l'équilibre saisonnier entre la glace de mer et l'eau liquide de l'Arctique : la glace se forme plus tard dans l'année, elle fond plus tôt et recouvre une plus petite surface. Le rythme auquel les glaciers et la glace de mer de l'Arctique disparaissent pose un défi extrême aux animaux dont la survie dépend de ce support (figure 3.7).

L'eau: le solvant fondamental de la vie

Si l'on met un cube de saccharose (sucre) dans un verre d'eau et que l'on remue un peu, il se dissout graduellement. Quand la dissolution est complète, on obtient un mélange homogène de saccharose et d'eau ; la concentration du saccharose dissous est la même dans tout le verre. Un liquide formé d'un mélange homogène de deux ou de plusieurs substances s'appelle **solution**. L'agent dissolvant d'une solution est le **solvant**, et la substance dissoute, le **soluté**. Dans l'exemple ci-dessus, l'eau

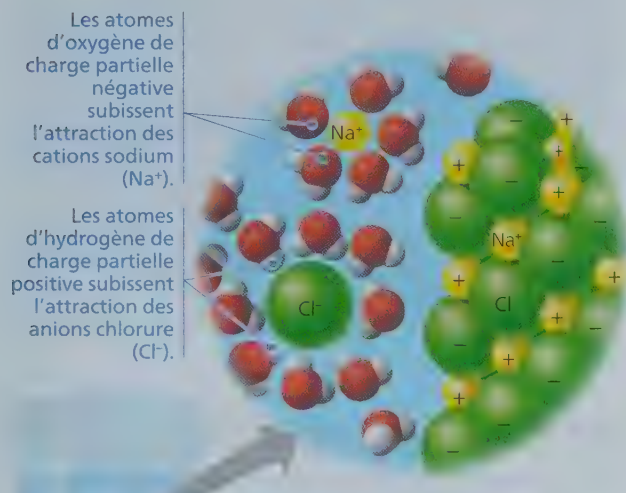
constitue le solvant, et le saccharose, le soluté. Une **solution aqueuse** est une solution dont l'eau est le solvant.

L'eau est un solvant très polyvalent grâce à la polarité de ses molécules. Supposons, par exemple, que nous placions dans l'eau une cuillerée de sel de table, le chlorure de sodium (NaCl), un composé ionique (figure 3.8). Les ions sodium et chlorure qui se trouvent à la surface de chaque grain, ou cristal, sont exposés au solvant. Ces ions et les régions partiellement chargées des molécules d'eau sont mutuellement attirés en raison de leurs charges opposées. Les régions de charge partielle négative de l'atome d'oxygène des molécules d'eau s'associent aux cations sodium, tandis que les régions de charge partielle positive des atomes d'hydrogène subissent l'attraction des anions chlorure. Résultat : les molécules d'eau entourent chacun des ions sodium et chlorure, les séparant les uns des autres et formant un écran entre eux. L'enveloppe de molécules d'eau qui entoure chaque ion dissous s'appelle **couche d'hydratation**. L'eau pénètre petit à petit à l'intérieur de chaque cristal de sel et finit par dissoudre tous les ions. La solution qui en résulte est formée de deux solutés, les cations sodium et les anions chlorure, mélangés de façon homogène avec l'eau, le solvant. D'autres composés ioniques sont solubles dans l'eau. L'eau de mer, par exemple, contient une grande variété d'ions en solution, à l'instar des cellules vivantes.



▲ **Figure 3.7** Les effets des changements climatiques sur l'Arctique. En raison de l'augmentation des températures dans l'Arctique, une plus grande quantité de glace de mer fond en été, ce qui affecte plusieurs espèces.

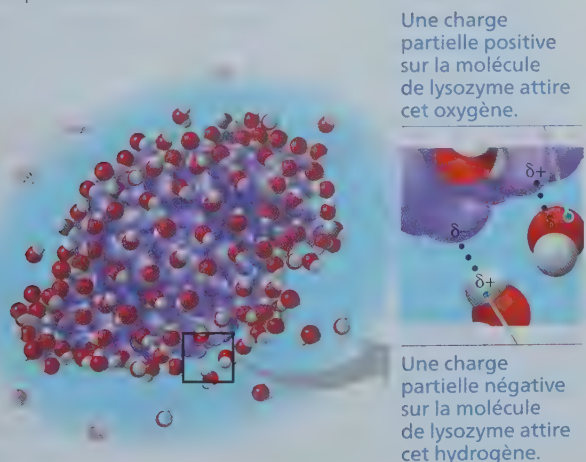
Un composé n'a pas besoin d'être ionique pour se dissoudre dans l'eau; beaucoup de composés formés de molécules polaires, comme le cube de saccharose mentionné plus haut, sont aussi hydrosolubles. Ils se dissolvent quand les molécules d'eau entourent chacune de leurs molécules, en établissant avec elles des liaisons hydrogène. Même les grosses molécules, comme certaines protéines, peuvent se dissoudre dans l'eau si leur surface présente des régions ioniques et polaires (figure 3.9). De nombreux types de composés polaires se dissolvent (en même



▲ **Figure 3.8** Des cristaux de sel se dissolvant dans l'eau. Une enveloppe de molécules d'eau que l'on appelle couche d'hydratation entoure chaque ion du soluté.

ET SI ? ► Qu'arriverait-il si l'on chauffait cette solution pendant longtemps ?

▼ **Figure 3.9** Une protéine hydrosoluble. Le lysozyme humain est une protéine qui est présente dans les larmes et la salive et qui possède une activité antibactérienne (voir la figure 5.16). Ce modèle illustre une molécule de lysozyme (violet) dans un milieu aqueux. Les régions ioniques et polaires à la surface d'une protéine attirent les molécules d'eau.



temps que des ions) dans l'eau contenue dans le sang, la sève ou le liquide intracellulaire, ce qui fait de l'eau un excellent agent de transport entre les différentes parties d'un organisme ou d'une cellule. L'eau est le solvant fondamental de la vie.

Les substances hydrophiles et les substances hydrophobes

Toute substance ayant une affinité avec l'eau est dite **hydrophile** (du grec *hudôr*, « eau », et *philos*, « qui aime »). Certaines molécules sont hydrophiles sans pour autant se dissoudre dans l'eau. Par exemple, certaines molécules des cellules sont très volumineuses, de sorte qu'elles ne se dissolvent pas. C'est le cas du coton, une substance végétale hydrophile, mais qui ne se dissout pas. Constitué de molécules géantes de cellulose, ce composé comporte de nombreuses régions de charges partielles positives et négatives qui peuvent former des liaisons hydrogène avec l'eau. L'eau adhère aux fibres de cellulose. C'est pourquoi une serviette de coton fait très bien l'affaire pour se sécher après la douche, sans pour autant se dissoudre dans la machine à laver. La cellulose est aussi un composant de la paroi des cellules conductrices des plantes où l'eau circule; nous avons vu au début du chapitre que l'eau adhère à ces parois hydrophiles et que cette propriété l'aide à monter dans la plante contre la force gravitationnelle.

Évidemment, il existe des substances qui n'ont aucune affinité avec l'eau. En fait, celles qui ne sont ni ioniques ni polaires (ou encore qui ne peuvent pas former de liaisons hydrogène) semblent repousser l'eau; elles sont dites **hydrophobes** (du grec *phobos*, « qui craint »). C'est le cas de l'huile, qu'il est impossible de mélanger à l'eau. Le comportement hydrophobe des molécules d'huile résulte de la prédominance des liaisons covalentes très peu polaires unissant le carbone et l'hydrogène, qui se répartissent presque également les électrons. Certaines molécules apparentées aux huiles sont des constituants importants des membranes cellulaires hydrophobes. (Imaginez ce qui arriverait à une cellule si sa membrane se dissolvait dans les milieux aqueux extracellulaires et intracellulaires !)

Les concentrations des solutés dans les solutions aqueuses

La plupart des réactions chimiques qui se produisent chez les êtres vivants mettent en jeu des solutés dissous dans de l'eau. Si l'on veut comprendre ces réactions, il faut connaître le nombre d'atomes et de molécules en question et apprendre à calculer les concentrations des solutés en solution aqueuse (le nombre de molécules de soluté dans un certain volume de solution).

Lorsqu'on réalise des expériences, on utilise la masse pour calculer le nombre de molécules. On calcule d'abord la **masse moléculaire**, c'est-à-dire la somme des masses de tous les atomes dans une molécule. Par exemple, calculons la masse moléculaire d'un glucide granulé (saccharose; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en multipliant le nombre d'atomes par la masse atomique de chaque élément (voir le tableau périodique dans l'appendice B à la fin du manuel). Si on arrondit les nombres d'unités de masse atomique, la masse d'un atome de carbone est 12, celle d'un atome d'hydrogène est 1 et celle d'un atome d'oxygène est 16. Le saccharose a donc une masse moléculaire de $(12 \times 12) + (22 \times 1) + (11 \times 16) = 342$ daltons. Comme on ne peut pas peser de petites quantités de molécules, on quantifie habituellement les substances en unités appelées

moles. Tout comme une douzaine signifie 12 objets, une **mole** (mol) représente un nombre exact d'objets, soit $6,02 \times 10^{23}$, appelé nombre d'Avogadro. À cause de la façon dont le nombre d'Avogadro et les unités de masse atomique ont été définis au départ, il y a $6,02 \times 10^{23}$ daltons dans 1 g. Après avoir déterminé la masse moléculaire d'une molécule comme le saccharose, on peut utiliser le même nombre (342) mais l'exprimer en **grammes** pour représenter la masse de $6,02 \times 10^{23}$ molécules, ou 1 mol de saccharose. On appelle parfois ce nombre la **masse molaire**. Par conséquent, pour obtenir 1 mol de saccharose, on en pèse 342 g.

Le grand intérêt d'utiliser des moles pour mesurer des substances chimiques découle du fait que 1 mol d'une substance donnée possède exactement le même nombre de molécules que 1 mol d'une autre substance. Si la masse moléculaire d'une substance A est de 342 daltons, et celle d'une substance B, de 10 daltons, 342 g de A contiendront le même nombre de molécules que 10 g de B. Une mole d'éthanol (C_2H_6O) contient également $6,02 \times 10^{23}$ molécules, mais elle ne pèse que 46 g, parce que ses molécules sont plus petites que celles du saccharose. La mesure en moles permet également aux scientifiques travaillant dans des laboratoires de combiner des substances en respectant des proportions définies de molécules.

Comment préparer 1 litre (L) d'une solution formée de 1 mol de saccharose dissous dans de l'eau ? Il faut d'abord peser 342 g de saccharose, puis ajouter graduellement de l'eau dans le contenant tout en agitant celui-ci jusqu'à dissolution complète du glucide. On verse par la suite suffisamment d'eau pour amener le volume total de la solution à 1 L. À ce stade, on a une solution de saccharose de 1 mol/L. La **concentration molaire volumique** (c), soit le nombre de moles de soluté par litre de solution, est l'unité de concentration la plus couramment employée en biologie dans le cas de solutions aqueuses. On peut aussi exprimer la concentration en pourcentage masse/volume (g/100 mL) pour faciliter la préparation des solutions. Ainsi, une solution de saccharose à 1 mol/L correspondrait à une solution de 34,2% (ce qui nous indique que, pour l'obtenir, il faut peser 34,2 g de saccharose et les dissoudre dans un volume total de 100 mL).

L'apparition possible de la vie sur d'autres planètes

ÉVOLUTION Les biologistes qui cherchent la présence de vie ailleurs dans l'Univers (appelés *exobiologistes*) ont concentré leurs recherches sur les planètes susceptibles de contenir de l'eau. À ce jour, on a découvert plus de 800 planètes hors de notre système solaire et démontré la présence d'eau sur une ou deux d'entre elles. Dans notre propre système solaire, les exobiologistes s'intéressent surtout à la planète Mars. Comme la Terre, Mars possède une calotte glaciaire aux deux pôles. Des images prises par une sonde spatiale envoyée sur Mars ont montré que de la glace est présente juste sous la surface de la planète et que l'atmosphère martienne contient suffisamment de vapeur d'eau pour qu'il se forme du givre. En 2015, des scientifiques ont découvert des signes d'écoulement d'eau sur Mars (**figure 3.10**), tandis que d'autres études donnent à penser que cette planète a déjà connu des conditions vraisemblablement propices à la vie de microorganismes. La prochaine étape de la recherche de signes de vie sur

Mars consistera peut-être à forer le sol. Si on y découvre des formes de vie ou des fossiles, leur étude éclairera le processus de l'évolution dans une perspective entièrement nouvelle.

▼ Figure 3.10 Des indices de la présence d'eau liquide sur Mars.

L'eau semble avoir contribué à former ces traînées sombres qui descendent des hauteurs sur Mars au cours de l'été. Les chercheurs de la NASA ont également constaté la présence de sels hydratés, ce qui indique qu'il y aurait de l'eau sur Mars. (Cette photo traitée numériquement a été prise par la sonde spatiale Reconnaissance Orbiter.)



RETOUR SUR LE CONCEPT 3.2

1. Décrivez comment les propriétés de l'eau contribuent à la faire monter à l'intérieur d'un arbre.
2. Expliquez cette expression populaire: «Ce n'est pas la chaleur, c'est l'humidité qui est pénible à supporter!»
3. Expliquez comment la roche peut se casser sous l'action du gel.
4. **ET SI ?** ► Le gerris, plus connu sous le nom de patineur (*Gerris paludium*), se déplace rapidement à la surface de l'eau grâce à ses pattes recouvertes d'une substance hydrophobe. Quel en est l'avantage ? Qu'arriverait-il si la substance était hydrophile ?
5. **INTERPRÉTEZ LES DONNÉES** ► La concentration de la ghréline, une hormone qui stimule l'appétit, est d'environ $1,3 \times 10^{-10}$ mol/L chez une personne à jeun. Combien y a-t-il de molécules de ghréline dans 1 L de sang ?

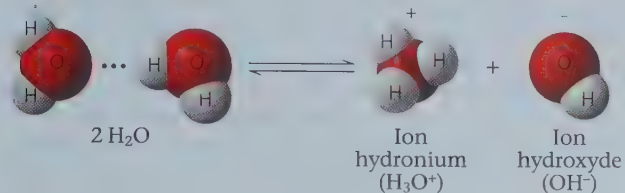
Voir les réponses proposées à l'appendice A.

CONCEPT 3.3

Les conditions acides ou basiques influent sur les organismes vivants

Il arrive parfois qu'un atome d'hydrogène participant à une liaison hydrogène entre deux molécules d'eau se déplace d'une molécule à l'autre. Lorsque cela se produit, l'atome d'hydrogène abandonne son électron, et l'élément transféré est un seul proton portant une charge de $1+$, ou **ion hydrogène** (H^+). La molécule d'eau qui perd un proton devient un **ion hydroxyde** (OH^-), dont la charge est de $1-$. Le proton se lie à l'autre molécule

d'eau, formant ainsi un **ion hydronium** (ou ion oxonium, H_3O^+). On peut représenter cette réaction chimique de la façon suivante:



Dans ce manuel, nous suivons la convention selon laquelle H^+ (l'ion hydrogène) représente H_3O^+ (l'ion hydronium). Notez bien cependant que H^+ n'existe pas seul dans une solution aqueuse. Il est toujours associé avec une molécule d'eau sous la forme H_3O^+ .

Comme l'indique la flèche double, il s'agit d'une réaction réversible. Celle-ci atteint un état d'équilibre dynamique lorsque l'eau se dissocie à la même vitesse qu'elle se reforme à partir de H^+ et de OH^- . Au point d'équilibre, la concentration des molécules d'eau excède énormément celles de H^+ et de OH^- . Dans l'eau pure, seulement une molécule d'eau sur 555 millions se dissocie; la concentration molaire volumique de H^+ et de OH^- contenus dans de l'eau pure est donc de 10^{-7} mol/L (à 25 °C). Cela signifie que 1 L d'eau pure contient 1 dix-millionième de mole de protons et un nombre égal d'ions hydroxyde (ce qui fait tout de même une énorme quantité de chacun de ces ions dans 1 L d'eau pure: plus de 6×10^{16} , soit 60 000 millions de millions!).

Bien qu'elle soit réversible et rare sur le plan statistique, la dissociation de l'eau joue un rôle crucial dans la chimie de la vie. H^+ et OH^- sont très réactifs. Une variation de leur concentration peut affecter dramatiquement les protéines et les autres molécules complexes d'une cellule. Comme nous l'avons vu, les concentrations de H^+ et de OH^- sont égales dans l'eau pure, mais l'ajout d'acides ou de bases perturbe cet équilibre. On utilise une échelle de pH pour décrire le degré d'acidité ou de basicité (alcalinité) d'une solution. Dans cette dernière partie du chapitre, vous en apprendrez davantage sur les acides, les bases et le pH; vous saurez également pourquoi une variation du pH peut porter atteinte aux organismes vivants.

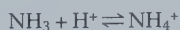
Les acides et les bases

Qu'est-ce qui peut provoquer un déséquilibre dans les concentrations des ions H^+ et OH^- en solution aqueuse? Lorsqu'ils se dissolvent dans de l'eau, les acides augmentent le nombre des ions H^+ . Un **acide** est une substance qui accroît la concentration des protons d'une solution. Par exemple, quand on met du chlorure d'hydrogène (HCl) – aussi nommé acide chlorhydrique – dans de l'eau, les protons et les ions chlorure se dissocient:

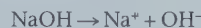


Cette deuxième source de H^+ (la dissociation de l'eau en est la première) fournit un plus grand nombre d'ions H^+ que d'ions OH^- .

Inversement, une substance qui réduit la concentration des protons d'une solution est une **base**. Certaines bases réduisent la concentration des ions H^+ en les acceptant directement. Par exemple, l'ammoniac (NH_3) agit comme une base quand le doublet d'électrons libres du dernier niveau énergétique de l'azote attire un proton de la solution, ce qui donne un ion ammonium (NH_4^+):



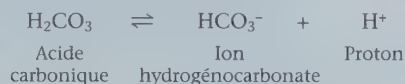
D'autres bases réduisent indirectement la concentration des protons en se dissociant pour former des ions hydroxyde. Ces derniers se combinent avec les protons de la solution pour former de l'eau. L'hydroxyde de sodium (NaOH) est une base qui agit de cette façon; elle se dissocie en ions dans l'eau:



Dans les deux cas, la base fait diminuer la concentration de H^+ . Une solution dont la concentration de OH^- est plus élevée que celle de H^+ est dite basique. Une solution dont les concentrations molaires volumiques de H^+ et de OH^- s'équivalent est dite neutre.

Remarquez le type et le sens des flèches indiquant le sens dans lequel se déroulent les réactions. Les flèches simples dans les réactions où interviennent HCl et NaOH indiquent que ces composés se dissocient complètement quand on les mélange à de l'eau. Donc, le chlorure d'hydrogène est un acide *fort*, et l'hydroxyde de sodium, une base *forte*. Par contre, les flèches doubles de la réaction avec NH_3 indiquent que la liaison ou la libération du proton sont réversibles: l'ammoniac est une base relativement *faible*. En conséquence, à l'équilibre, le rapport entre NH_4^+ et NH_3 est constant.

Les acides faibles sont des acides qui libèrent puis acceptent à nouveau des protons. L'acide carbonique en est un exemple:



L'équilibre favorise tellement la réaction vers la gauche que, lorsqu'on ajoute de l'acide carbonique à de l'eau, seulement 1 % de ses molécules se dissocient. Cela suffit pourtant à déplacer l'équilibre des ions H^+ et OH^- du point de neutralité.

L'échelle de pH

Dans toute solution aqueuse à 25 °C, le *produit* des concentrations molaires volumiques de H^+ et de OH^- est toujours de 10^{-14} . Il peut s'écrire ainsi:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ (mol/L)}^2$$

(Les crochets indiquent la concentration molaire volumique.) Comme nous l'avons déjà mentionné, dans une solution neutre à 25 °C, $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ mol/L et $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ mol/L. Donc, le produit de $[\text{H}^+]$ et $[\text{OH}^-]$ dans une solution neutre à 25 °C est $10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$ (mol/L)². Si l'on ajoute suffisamment d'acide à la solution pour porter $[\text{H}^+]$ à 10^{-5} mol/L, $[\text{OH}^-]$ diminue par un facteur équivalent, jusqu'à atteindre 10^{-9} mol/L ($10^{-5} \times 10^{-9} = 10^{-14}$). Cette relation constante explique le comportement des acides et des bases dans une solution aqueuse. Un acide ne fait pas qu'ajouter des protons à une solution; il enlève également des ions hydroxyde en raison de la tendance de H^+ à se combiner avec OH^- pour former de l'eau. Une base produit l'effet opposé: elle augmente la concentration molaire volumique de OH^- tout en réduisant la concentration molaire volumique de H^+ par la formation d'eau. Si l'on ajoute assez de base à une solution pour porter la concentration molaire volumique de OH^- à 10^{-4} mol/L, il s'ensuit une diminution de celle de H^+ à 10^{-10} mol/L. Quand on connaît la concentration molaire volumique de H^+ dans une solution aqueuse, on peut déduire la concentration molaire volumique de OH^- , et inversement.

Étant donné que les concentrations molaires volumiques de H^+ et de OH^- peuvent varier d'un facteur pouvant atteindre 100 billions (10^{14}), les scientifiques ont conçu une échelle de pH (figure 3.11) beaucoup plus commode à manipuler que les moles par litre pour exprimer ce changement. Elle réduit la plage des concentrations molaires volumiques de H^+ et de OH^- au moyen de logarithmes. Le **pH** (« potentiel hydrogène ») d'une solution se définit comme le logarithme négatif, en base 10, de la concentration molaire volumique des protons :

$$pH = -\log [H^+]$$

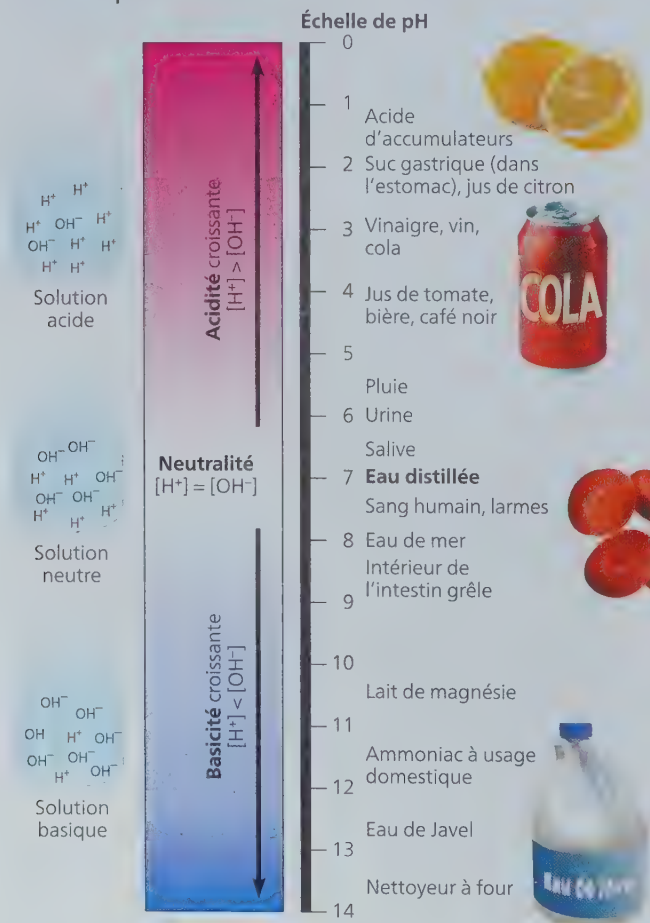
Par ailleurs, on peut transformer le logarithme en exposant, de sorte que $[H^+] = 10^{-pH}$. Comme un exposant ne comporte jamais d'unité, toutes les valeurs de pH apparaissent sans unité. Une augmentation (ou une diminution) de « 1 » dans la valeur du pH correspond à des concentrations de protons $[H^+]$ 10 fois plus faibles ou 10 fois plus élevées.

Dans le cas d'une solution neutre, $[H^+]$ égale 10^{-7} mol/L, ce qui donne :

$$pH = -\log 10^{-7} = -(-7) = 7$$

Remarquez que le pH *diminue* à mesure que la concentration molaire volumique de H^+ *augmente* (voir la figure 3.11). Notez également que, même si elle se base sur la concentration molaire

▼ **Figure 3.11** L'échelle de pH et les valeurs de pH de quelques solutions aqueuses.



volumique de H^+ , l'échelle de pH reflète également celle de OH^- . Une solution dont le pH est 10 possède une concentration molaire volumique de protons de 10^{-10} mol/L et une concentration molaire volumique d'ions hydroxyde de 10^{-4} mol/L.

Le pH d'une solution neutre est 7 à 25 °C, ce qui correspond au milieu de l'échelle de pH. Une valeur inférieure à ce chiffre désigne une solution acide; plus cette valeur est faible, plus la solution est acide. Le pH d'une solution basique est supérieur à 7. Le pH de la plupart des liquides biologiques se situe entre 6 et 8. Il existe toutefois quelques exceptions, comme le suc gastrique de l'estomac humain, fortement acide : son pH est d'environ 2.

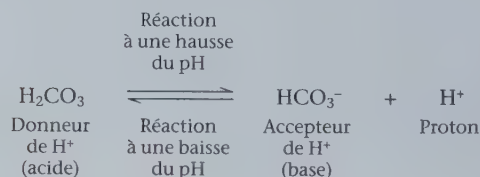
Rappelez-vous qu'une variation d'une « unité » dans la valeur du pH représente une différence d'un facteur de 10 dans les concentrations molaires volumiques de H^+ et de OH^- . C'est cette propriété mathématique qui permet de condenser l'échelle de pH. Ainsi, une solution de pH 3 n'est pas 2 fois, mais 1 000 fois ($10 \times 10 \times 10$) plus acide qu'une autre de pH 6. Lorsque le pH d'une solution change légèrement, les concentrations molaires volumiques de H^+ et de OH^- varient de façon importante.

Les solutions tampons

Le pH de la plupart des cellules se situe autour de 7. Le moindre changement de leur pH peut s'avérer dommageable, parce que leurs processus chimiques sont très sensibles aux variations des concentrations des protons et des ions hydroxyde. Le pH du sang humain est très près de 7,4, ou légèrement basique. Une personne ne peut survivre plus de quelques minutes si le pH de son sang chute à 7 (neutre) ou grimpe à 7,8; c'est pourquoi il existe plusieurs systèmes chimiques chargés de maintenir constant le pH du sang. Si l'on ajoute 0,01 mol d'un acide fort dans 1 L d'eau pure, le pH diminue de 7,0 à 2,0. Par contre, si on ajoute la même quantité d'acide à 1 L de sang, le pH diminue seulement de 7,4 à 7,3. Pourquoi l'addition d'un acide a-t-elle un effet beaucoup plus faible sur le pH du sang que sur celui de l'eau ?

C'est grâce à la présence de substances appelées tampons que le pH des liquides biologiques demeure à peu près constant malgré l'ajout d'un acide ou d'une base. Une **solution tampon** contient des solutés qui réduisent au minimum la variation des concentrations de H^+ et de OH^- . Les solutions tampons fonctionnent de la façon suivante : elles acceptent des protons quand la solution en renferme trop, et elles en donnent quand il n'y en a plus assez. La plupart d'entre elles se composent d'un acide faible et de son sel (une base), ce dernier se combinant de façon réversible aux protons.

Il existe plusieurs solutions tampons qui contribuent à stabiliser le pH du sang et de nombreux autres liquides biologiques. L'une d'elles est l'acide carbonique (H_2CO_3) qui se forme quand le CO_2 réagit avec l'eau dans le plasma sanguin. Comme nous l'avons mentionné, l'acide carbonique se dissocie pour produire un ion hydrogénocarbonate (ou ion bicarbonate, HCO_3^-) et un proton (H^+).



L'équilibre chimique entre l'acide carbonique et l'ion hydrogénocarbonate agit comme un régulateur de pH. La réaction se déplace vers la gauche ou la droite lorsque d'autres processus qui ont lieu dans la solution ajoutent ou enlèvent des protons. Si la concentration de H^+ dans le sang se met à baisser (c'est-à-dire si le pH augmente), la réaction se déplace vers la droite : l'acide carbonique se dissocie et libère des protons. Par contre, lorsque la concentration de H^+ dans le sang augmente (donc, quand le pH diminue), la réaction se déplace vers la gauche : HCO_3^- agit alors comme une base et enlève les protons dans la solution pour former H_2CO_3 . En fait, la solution tampon acide carbonique-hydrogénocarbonate se compose d'un acide et d'une base à l'état d'équilibre. La plupart des autres solutions tampons sont aussi des paires acide-base.

L'acidification: une menace pour nos océans

L'utilisation des combustibles fossiles qui libèrent des composés gazeux dans l'atmosphère constitue une des nombreuses menaces que l'activité humaine fait peser sur la qualité de l'eau. L'accroissement du taux de CO_2 atmosphérique qui en résulte contribue au réchauffement planétaire et à d'autres aspects des changements climatiques (voir le concept 56.4). De plus, les océans absorbent environ 25 % du CO_2 attribuable à l'activité humaine. Malgré l'énorme volume d'eau des océans, les scientifiques s'inquiètent des conséquences de cette absorption massive de CO_2 sur les écosystèmes marins.

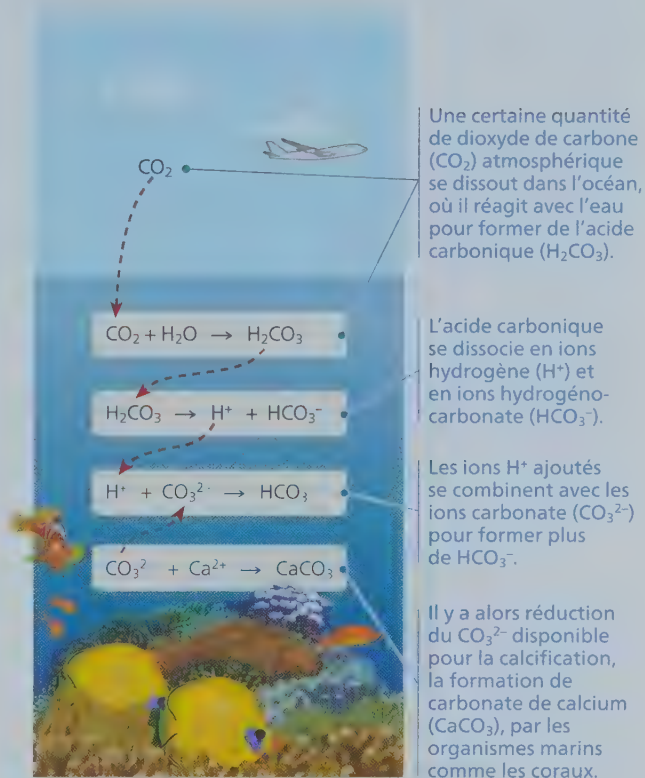
Des données récentes ont montré que ces craintes sont bien fondées. Lorsque le CO_2 se dissout dans les océans, il réagit avec l'eau de mer pour former l'acide carbonique, ce qui diminue le pH des océans. Ce processus, appelé **acidification des océans**, ébranle le fragile équilibre des conditions propices à la vie dans les océans (figure 3.12). En se basant sur des mesures de taux de CO_2 dans des bulles d'air emprisonnées dans la glace depuis des milliers d'années, les scientifiques ont calculé que le pH des océans est aujourd'hui inférieur de 0,1 unité de pH, une variation d'une ampleur jamais subie depuis 420 000 ans. Selon des études récentes, le pH diminuera encore de 0,3 à 0,5 unité d'ici la fin du siècle.

Quand l'eau de mer s'acidifie, les ions hydrogène supplémentaires se combinent avec les ions carbonate (CO_3^{2-}) pour former des ions hydrogénocarbonate (HCO_3^-), ce qui réduit la concentration des ions carbonate (figure 3.12). Les scientifiques estiment que, vers l'année 2100, l'acidification des océans réduira la concentration d'ions carbonate de 40%. C'est un grave problème, car les ions carbonate sont nécessaires à la calcification, la production de carbonate de calcium ($CaCO_3$) par de nombreux organismes marins, dont les coraux qui construisent des récifs et les animaux qui élaborent des coquilles. Dans la rubrique **Habilités scientifiques**, vous aurez l'occasion de travailler avec les données d'une expérience qui a permis à des chercheurs d'observer les effets de la concentration d'ions carbonate sur les récifs coralliens. Les récifs coralliens sont des écosystèmes fragiles qui abritent une grande variété d'organismes marins. La disparition de leurs écosystèmes serait une lourde perte pour la diversité biologique.

Nous possédons heureusement une meilleure connaissance de ce qui influe sur les équilibres chimiques fragiles des océans, lacs et rivières. Un progrès soutenu ne peut se réaliser que grâce à des personnes bien renseignées, comme vous, qui

se préoccupent de la qualité de l'environnement. Une partie essentielle de l'éducation devrait porter sur la compréhension du rôle crucial qu'une eau saine joue dans le maintien de la vie sur Terre.

▼ **Figure 3.12** Le CO_2 atmosphérique attribuable à l'activité humaine et son devenir dans l'océan.



HABILITÉS VISUELLES ► Examinez les équations chimiques ci-dessus et résumez comment un excès de CO_2 dans les océans se répercuterait sur le processus de calcification dans la dernière équation.

RETOUR SUR LE CONCEPT 3.3

1. Une solution acide dont le pH est 4 possède _____ fois plus de protons (H^+) qu'une solution de même volume, mais dont le pH est 9.
2. HCl est un acide fort qui se dissocie dans l'eau: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$. Quel est le pH d'une solution de HCl à 0,01 mol/L ?
3. L'acide acétique (CH_3COOH) peut former une solution tampon, de la même façon que l'acide carbonique. Écrivez la réaction de dissociation et identifiez l'acide, la base, l'accepteur de H^+ et le donneur de H^+ .
4. **ET SI ?** ► De façon générale, que deviendrait le pH de 1 L d'eau pure et de 1 L d'une solution d'acide acétique si on ajoutait dans chacun des récipients 0,01 mol d'un acide fort ? Utilisez l'équation de la réaction de la question 3 pour expliquer le résultat.

Voir les réponses proposées à l'appendice A.

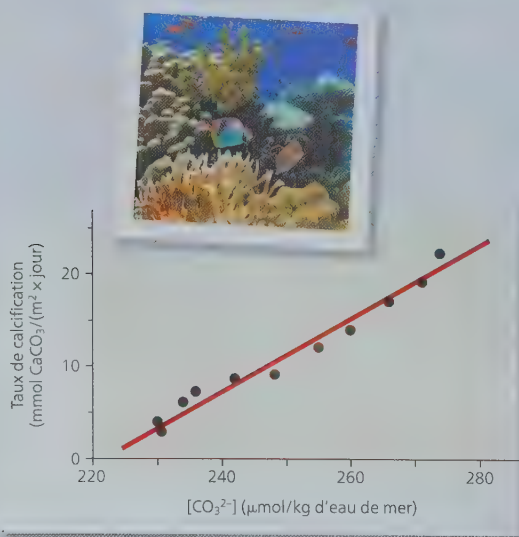
Interpréter un diagramme de dispersion à l'aide d'une droite de régression

■ COMMENT LA CONCENTRATION D'IONS CARBONATE DE L'EAU DE MER INFLUE-T-ELLE SUR LE TAUX DE CALCIFICATION D'UN RÉCIF CORALLIEN ? ■

Les scientifiques estiment que l'acidification des océans causée par l'augmentation du CO_2 atmosphérique réduira la concentration d'ions carbonate dissous que les coraux vivants utilisent pour élaborer les récifs de carbonate de calcium. Dans cet exercice, vous analyserez les données d'une expérience contrôlée qui a permis à des chercheurs d'observer l'influence de la concentration d'ions carbonate ($[\text{CO}_3^{2-}]$) sur les dépôts de carbonate de calcium, un processus appelé calcification.

■ **MÉTHODE** ■ Les chercheurs ont étudié l'acidification des océans sur une période de plusieurs années, dans un grand aquarium de récifs coralliens du site expérimental Biosphere 2 en Arizona. Ils ont mesuré le taux de calcification des organismes de ce récif et observé comment le taux de calcification variait selon différentes quantités d'ions carbonate dissous dans l'eau de mer.

■ **RÉSULTATS** ■ Les points noirs sur le graphique forment une droite diffuse (nuage de points). Le trait rouge représente le meilleur lissage, une fonction de régression linéaire.



Source des données: C. Langdon et coll., Effect of calcium carbonate saturation state on the calcification rate of an experimental coral reef, *Global Biogeochemical Cycles* 14: 639-654 (2000).

INTERPRÉTEZ LES DONNÉES ▼

- Lorsqu'on doit analyser un diagramme de données expérimentales, la première chose à faire est de déterminer ce que chaque axe représente. (a) Expliquez ce que représente l'axe des x. Assurez-vous d'indiquer les unités. (b) Que représente l'axe des y (indiquez les unités)? (c) Quelle variable est la variable indépendante, c'est-à-dire la variable que les chercheurs ont *manipulée*? (d) Quelle variable est la variable dépendante, c'est-à-dire la variable qui variait en fonction du traitement et que les chercheurs ont *mesurée*? (Pour plus d'information sur les diagrammes, consultez l'appendice F à la fin du manuel.)
- À partir des données du diagramme, décrivez la relation entre la concentration d'ions carbonate et le taux de calcification.
- (a) Si la concentration d'ions carbonate de l'eau de mer est de $270 \mu\text{mol/kg}$, quel est le taux de calcification approximatif, et environ combien de jours faudrait-il à 1 m^2 de récif pour accumuler 30 mmol de carbonate de calcium (CaCO_3)? (b) Si la concentration d'ions carbonate de l'eau de mer est de $250 \mu\text{mol/kg}$, quel est le taux de calcification approximatif, et environ combien de jours faudrait-il à 1 m^2 de récif pour accumuler 30 mmol de carbonate de calcium (CaCO_3)? (c) Si la concentration d'ions carbonate diminue, comment le taux de calcification variera-t-il et quel en sera l'effet sur le temps de croissance du corail?
- (a) Examinez les équations de la figure 3.12 et indiquez quelle étape du processus on mesure dans l'expérience effectuée en Arizona. (b) Les résultats de cette expérience concordent-ils avec l'hypothèse selon laquelle l'augmentation de la concentration du CO_2 atmosphérique ralentira la croissance de récifs coralliens? Expliquez pourquoi.

RÉVISION DU CHAPITRE 3



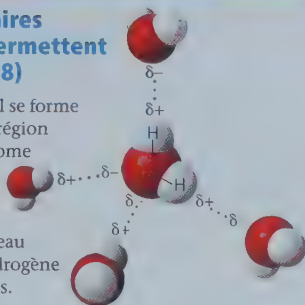
Consultez votre MANUEL NUMÉRIQUE, qui vous donne accès aux animations, aux exercices et à la plateforme d'anatomie interactive.

Résumé des concepts clés

CONCEPT 3.1

Les liaisons covalentes polaires dans les molécules d'eau permettent les liaisons hydrogène (p. 48)

- L'eau est une **molécule polaire**. Il se forme une liaison hydrogène quand une région de charge partielle négative de l'atome d'oxygène d'une molécule d'eau subit l'attraction d'un des atomes d'hydrogène de charge partielle positive d'une molécule voisine. L'eau tient ses propriétés des liaisons hydrogène qui s'établissent entre ses molécules.



FAITES UN DESSIN ► Sur cette figure représentant cinq molécules d'eau, identifiez une liaison hydrogène et une liaison covalente polaire. Une liaison hydrogène est-elle une liaison covalente? Expliquez votre réponse.

CONCEPT 3.2

Quatre propriétés émergentes de l'eau contribuent à maintenir l'environnement terrestre propice à la vie (p. 48 à 54)

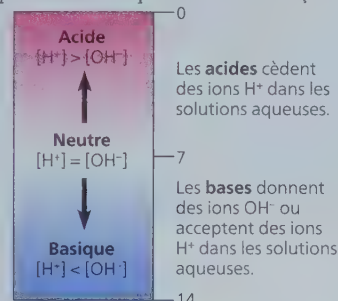
- Les molécules d'eau sont maintenues ensemble grâce à des liaisons hydrogène, ce qui confère à l'eau sa **cohésion**. Les liaisons hydrogène expliquent également le fait que l'eau ait une **tension superficielle** élevée.
- L'eau a une **chaleur spécifique** élevée: elle absorbe de la chaleur lorsque les liaisons hydrogène se brisent, et en libère lorsqu'elles se forment. Ce phénomène maintient les **températures** relativement stables, dans des limites compatibles avec la vie. Le **refroidissement par évaporation** se fait grâce à la **chaleur d'évaporation** élevée de l'eau. La perte d'énergie liée à l'évaporation des molécules d'eau refroidit la surface où se déroule le phénomène.
- La glace flotte parce que sa masse volumique est inférieure à celle de l'eau. Cette propriété permet à la vie d'exister sous les surfaces gelées des lacs et des eaux polaires.
- L'eau est un **solvant** polyvalent, ses molécules polaires subissant l'attraction des ions et des substances polaires, qui peuvent former des liaisons hydrogène. Les substances **hydrophiles** attirent l'eau, alors que les substances **hydrophobes** la repoussent. On utilise habituellement la **concentration molaire volumique**, soit le nombre de moles de **soluté** par litre de **solution**, comme mesure de concentration. Une **mole** correspond à un nombre constant de molécules, quelle que soit la nature de la molécule. La masse d'une mole d'une substance en grammes est la même que sa **masse moléculaire** en unités de masse atomique (daltons).
- Les propriétés émergentes de l'eau permettent la vie sur la Terre et pourraient rendre possibles d'éventuelles formes de vie sur d'autres planètes.

? Décrivez comment différents types de solutés se dissolvent dans l'eau. Expliquez ce qu'est une solution.

CONCEPT 3.3

Les conditions acides ou basiques influent sur les organismes vivants (p. 54 à 57)

- Une molécule d'eau peut transférer un H^+ à une autre molécule d'eau pour former H_3O^+ (symbolisé simplement par H^+) et OH^- .
- Le **pH** exprime la concentration de H^+ ; $pH = -\log [H^+]$. Une **solution tampon** est constituée d'une paire acide-base qui se combine de façon réversible avec les protons, ce qui lui permet de résister aux variations de pH.
- L'utilisation des combustibles fossiles augmente la quantité de CO_2 dans l'atmosphère. Une partie du CO_2 se dissout dans les océans, ce qui provoque l'**acidification des océans**, laquelle risque de nuire gravement aux organismes marins qui dépendent de la calcification.



? Expliquez ce qui arrivera à la concentration d'ions hydrogène d'une solution aqueuse si vous ajoutez une base et augmentez ainsi la concentration de OH^- à 10^{-3} ? Quel sera le pH de la solution?

Évaluation

NIVEAU 1: CONNAISSANCES ET COMPRÉHENSION

- Laquelle des substances suivantes est hydrophobe?
a) Le papier. c) La cire.
b) Le sel de table. d) Le saccharose.
- Nous savons avec certitude que 1 mol de saccharose et 1 mol de vitamine C ont:
a) la même masse. c) le même nombre d'atomes.
b) le même volume. d) le même nombre de molécules.
- Des mesures montrent que le pH d'un lac est 4,0. Quelle est la concentration molaire volumique des protons dans ce lac?
a) 4,0 mol/L. c) 10^{-4} mol/L.
b) 10^{-10} mol/L. d) 10^4 mol/L.
- Quelle est la concentration molaire volumique des ions hydroxyde dans le lac de la question précédente?
a) 10^{-10} mol/L. c) 10^{-7} mol/L.
b) 10^{-4} mol/L. d) 10,0 mol/L.

NIVEAU 2: APPLICATION ET ANALYSE

- Une pointe de pizza renferme 500 kcal. Si on brûlait la pizza et utilisait toute la chaleur pour chauffer un récipient d'eau de 50 L, quelle serait l'augmentation approximative de la température de l'eau? (*Remarque*: 1 L d'eau froide pèse environ 1 kg.)
a) 50 °C. b) 5 °C. c) 100 °C. d) 10 °C.
- FAITES UN DESSIN** ► Dessinez les couches d'hydratation qui se forment autour de l'ion potassium et de l'ion chlorure lorsque le chlorure de potassium (KCl) se dissout dans l'eau. Identifiez les charges positives, négatives et partielles sur les atomes.

NIVEAU 3 : SYNTHÈSE ET ÉVALUATION

7. Les agriculteurs suivent attentivement les prévisions météorologiques. Quand on prévoit qu'il va geler pendant la nuit, ils arrosent d'eau leurs cultures pour protéger les plants. À partir des propriétés de l'eau, expliquez le bien-fondé de cette pratique. Prenez soin de mentionner le rôle des liaisons hydrogène dans ce phénomène.
8. **FAITES DES LIENS** ► Qu'ont en commun le réchauffement climatique (voir le concept 1.1 et le concept 3.2) et l'acidification des océans ?

Voir les réponses proposées à l'appendice A.