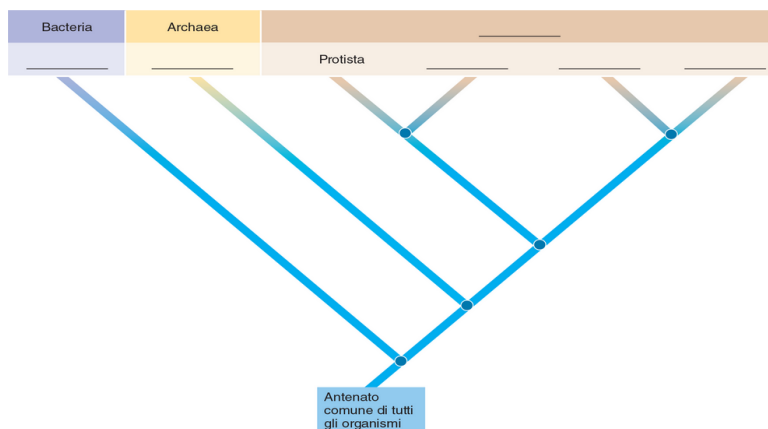


comunicazione di informazioni all'interno della cellula; (e) l'identificazione delle connessioni e delle interazioni dei neuroni per ottenere informazioni sul funzionamento del cervello.

13. Identificate il dominio e i regni scrivendo il nome di ciascuno sulle linee vuote.



PENSIERO CRITICO

1. Cosa accadrebbe se un meccanismo omeostatico fallisse? Descrivete un meccanismo omeostatico in atto nel vostro organismo (diverso dalla regolazione dei livelli di glucosio citata nel capitolo).
2. Confrontate l'approccio riduzionistico con la biologia dei sistemi. In che modo i due approcci sono complementari? Quale approccio è più adatto a considerare le proprietà emergenti?
3. Quali sono alcune caratteristiche di una buona ipotesi? Fornite un esempio.
4. Fate una predizione ed escogitate un adeguato esperimento controllato per testare ciascuna delle seguenti ipotesi: (a) Una varietà di muffa trovata nel vostro giardino non produce alcun antibiotico efficace. (b) Il tasso di crescita di un semenzale di fagioli è influenzato dalla temperatura. (c) Gli estrogeni alleviano i sintomi del morbo di Alzheimer nelle donne anziane.
5. CONNESSIONE EVOLUTIVA . In che modo l'evoluzione dipende dalla trasmissione dell'informazione? In che modo la trasmissione dell'informazione dipende dall'evoluzione?
6. CONNESSIONE EVOLUTIVA . In che modo la comprensione dei processi evolutivi potrebbe aiutare un biologo a svolgere ricerche: (a) sul Comportamento Animale, ad esempio sul comportamento di caccia dei leoni; (b) sullo sviluppo di un nuovo antibiotico per sostituirne uno a cui i batteri sono diventati resistenti; (c) sulla conservazione di una specifica pianta in una foresta pluviale?
7. ANALIZZARE I DATI . Paragonate i due grafici nella Figura 1-18 . Quale informazione mostra il secondo grafico? Quale possibile spiegazione puoi dare per le differenze mostrate tra i due grafici?
8. SCIENZA, TECNOLOGIA E SOCIETÀ . La nuova tecnologia sta consentendo agli scienziati di sviluppare efficaci terapie geniche per curare serie malattie. In futuro la terapia genica potrebbe essere utilizzata per curare condizioni come la dipendenza o il disordine bipolare. Cosa accadrebbe se la terapia genica potesse essere utilizzata per creare bambini con abilità atletiche o artistiche oppure un alto QI? Hai delle osservazioni riguardo alla eticità di queste possibilità? Se così, dove e come porresti il limite?

Articolo II. Atomi e molecole: la base chimica della vita 2

La conoscenza della chimica è essenziale per la comprensione degli organismi viventi e del loro funzionamento. Questo giaguaro e la vegetazione della foresta pluviale, così come i vari insetti e microrganismi non visibili, hanno in comune numerose proprietà fondamentali che riguardano sia la loro composizione chimica che i processi metabolici basilari. Queste similitudini chimiche sono la dimostrazione che tutti gli organismi si sono evoluti partendo da un antenato comune e spiegano perché buona parte di quello che i biologi apprendono dallo studio in laboratorio di batteri o ratti possa essere applicato ad altri organismi, uomo compreso. Inoltre, i principi fisici e chimici di base che regolano gli organismi non costituiscono una peculiarità degli esseri viventi, ma possono essere applicati anche ai sistemi non viventi.

Il successo del Progetto Genoma Umano e degli studi ad esso correlati si basa essenzialmente sulla biochimica e sulla biologia molecolare, la chimica e la fisica delle molecole che costituiscono la materia vivente. Un biochimico può studiare le precise interazioni fra gli atomi e le molecole cellulari che permettono il flusso di energia essenziale per la vita, e un biologo molecolare può studiare come le proteine interagiscono con il DNA

in modo da controllare l'espressione di determinatigeni. La comprensione della chimica è in ogni caso indispensabile per tutti i biologi. Un biologo evoluzionista può studiare le relazioni evolutive comparando il DNA di diversi tipi di organismi. Un ecologo può studiare come l'energia sia trasferita tra gli organismi che popolano un estuario o monitorare gli effetti biologici causati dal cambiamento di salinità dell'acqua. Un botanico può studiare i composti prodotti esclusivamente dalle piante e anche diventare un chimico quando cerca nuove fonti di agenti terapeutici.

In questo capitolo vengono forniti i principi fondamentali per comprendere come la struttura degli atomi determini il modo in cui questi formano legami chimici per dare origine a composti complessi. La maggior parte della trattazione sarà focalizzata su sostanze semplici e di piccole dimensioni dette composti inorganici. Tra i composti inorganici più importanti da un punto di vista biologico troviamo l'acqua, gli acidi, le basi e i sali semplici. Particolare attenzione verrà data all'acqua, il composto più abbondante negli organismi e sulla Terra, esaminando come le sue proprietà uniche possano influenzare sia gli organismi che l'ambiente. Nel Capitolo 3, la discussione verrà allargata ai composti organici, generalmente più complessi e di grandi dimensioni, che contengono sempre atomi di carbonio. In tutti i composti organici, eccetto quelli più semplici, due o più atomi di carbonio sono uniti tra loro per formare lo scheletro della molecola.

2.1 ELEMENTI E ATOMI

OBIETTIVO DI APPRENDIMENTO

1. Elencare i principali elementi chimici presenti negli esseri viventi e citare una funzione importante di ciascuno di essi.
1. Paragonare le proprietà fisiche (massa e carica) e la posizione di elettroni, protoni e neutroni. Fare una distinzione tra il numero atomico e il numero di massa di un atomo.
1. Definire i termini orbitale e guscio elettronico. Mettere in relazione i gusci elettronici con i livelli energetici principali.

Gli elementi sono sostanze che non possono essere scisse in sostanze più semplici mediante reazioni chimiche ordinarie. Gli scienziati hanno assegnato a ciascun elemento un simbolo chimico, di solito la prima o le prime due lettere del suo nome inglese o latino. Ad esempio, O è il simbolo dell'ossigeno, C del carbonio, H dell'idrogeno, N dell'azoto e Na del sodio (dal latino *natrium*). Sono solo quattro (ossigeno, carbonio, idrogeno ed azoto) gli elementi che costituiscono più del 96% della massa della maggior parte degli organismi. Altri, come calcio, fosforo, potassio e magnesio, sono anch'essi presenti, ma in quantità minore. Alcuni elementi, come iodio e rame, sono detti elementi in tracce in quanto sono richiesti in quantità minime. La TABELLA 2-1 elenca gli elementi che costituiscono gli organismi e spiega brevemente perché ciascuno di essi sia importante nelle piante e negli animali.

L'atomo è la più piccola porzione di un elemento che mantiene tutte le proprietà chimiche di quell'elemento. L'atomo è molto più piccolo di qualsiasi particella visibile al microscopio ottico. Gli studiosi, utilizzando particolari microscopi elettronici a scansione con ingrandimenti superiori a 5 milioni di volte, sono stati in grado di fotografare le posizioni di alcuni atomi di grandi dimensioni all'interno di molecole.

I componenti degli atomi sono minuscole particelle di materia (tutto ciò che ha una massa ed occupa spazio) note come particelle subatomiche. I fisici hanno scoperto un numero considerevole di particelle subatomiche, ma per i nostri scopi ne verranno considerate solo tre: elettroni, protoni e neutroni. Un elettrone è una particella che possiede una carica elettrica negativa unitaria, un protone possiede una carica positiva unitaria, un neutrone è una particella priva di carica. In un atomo elettricamente neutro, il numero di elettroni è uguale al numero di protoni.

L'insieme di protoni e neutroni costituisce il nucleo atomico. Gli elettroni non hanno una collocazione fissa e si muovono nello spazio che si trova intorno al nucleo atomico.

Ogni atomo viene identificato in maniera univoca dal numero dei suoi protoni

Ciascun elemento ha nel nucleo atomico un numero fisso di protoni. Tale numero, chiamato numero atomico, è scritto in basso a sinistra del simbolo chimico. Pertanto, 1 H indica che il nucleo dell'idrogeno contiene un protone e 8 O che il nucleo dell'ossigeno contiene 8 protoni. Il numero atomico identifica l'atomo e definisce l'elemento.

ha numero atomico 8 e una massa di 16 unità di massa atomica e viene indicato con il simbolo $^{16}_8\text{O}$. Le caratteristiche di protoni, elettroni e neutroni sono riassunte nella seguente tabella:

Particella	Carica	Massa approssimativa	Posizione
Protone	Positiva	1 uma	Nucleo
Neutrone	Neutra	1 uma	Nucleo
Elettrone	Negativa	Appross. 1/1800 uma	Al di fuori del nucleo

[1 Le tabelle delle unità di misura comunemente utilizzate per le misurazioni scientifiche sono riportate nella III di copertina]

2. Diversamente dal peso, la massa non dipende dalla forza di gravità. Tuttavia, per comodità, considereremo che massa e peso siano equivalenti. Il peso atomico ha lo stesso valore numerico della massa atomica, ma non le stesse unità di misura.]

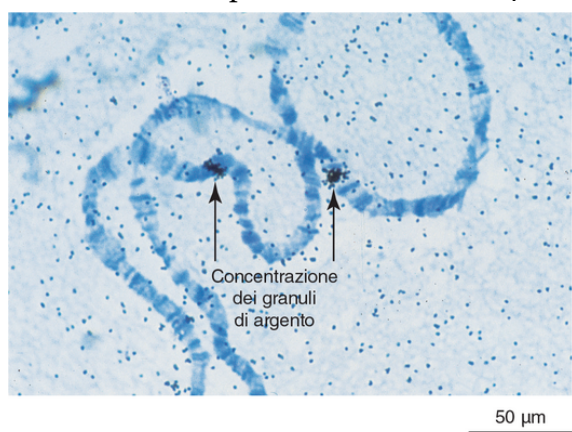
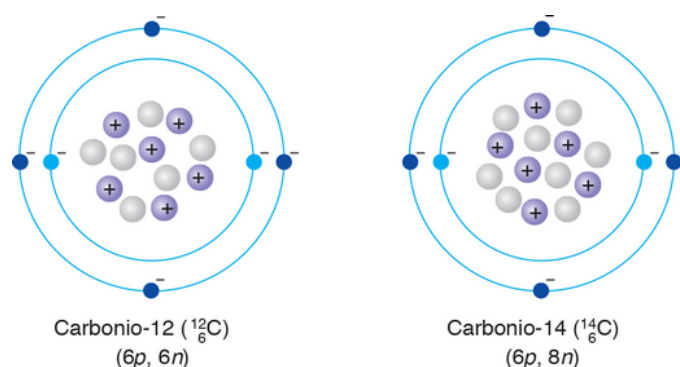
Gli isotopi di un elemento differiscono per il numero di neutroni

La maggior parte degli elementi è costituita da una miscela di atomi che hanno un numero diverso di neutroni e perciò massa differente. Tali atomi sono chiamati isotopi. Isotopi di uno stesso elemento hanno lo stesso numero di protoni ed elettroni, mentre differiscono per il numero di neutroni. I tre isotopi dell'idrogeno, ^1_1H (idrogeno comune), ^2_1H (deuterio) e ^3_1H (trizio), contengono rispettivamente 0, 1 e 2 neutroni.

Nella FIGURA 2-2 sono illustrati i modelli di Bohr dei due isotopi del carbonio, $^{12}_6\text{C}$ e $^{14}_6\text{C}$. La massa di un elemento viene espressa come la media delle masse dei suoi isotopi (pesata sulla loro naturale abbondanza relativa). Ad esempio, la massa atomica dell'idrogeno non corrisponde ad 1,0 uma ma ad 1,0079 uma, in quanto in natura sono presenti piccole quantità di deuterio e trizio, oltre al più abbondante idrogeno comune.

Dal momento che posseggono lo stesso numero di elettroni, tutti gli isotopi di un dato elemento hanno essenzialmente le stesse caratteristiche chimiche. Tuttavia, alcuni isotopi sono instabili e tendono a rompersi o a decadere verso un isotopo più stabile (divenendo solitamente un elemento diverso); tali radioisotopi emettono radiazioni quando decadono. Ad esempio, il decadimento radioattivo del $^{14}_6\text{C}$ comporta la decomposizione di un neutrone, che forma un protone ed un elettrone veloce, emesso dall'atomo sotto forma di radiazione e noto come particella beta (β). Il risultato è la conversione in un atomo stabile, che è la forma comune dell'azoto, $^{14}_7\text{N}$. Esistono strumenti estremamente sofisticati in grado di misurare questa ed altri tipi di radiazione. Il decadimento radioattivo può essere anche rivelato per mezzo della autoradiografia, in cui la radiazione provoca la comparsa di granuli di argento di colore scuro su una lastra fotografica (FIG. 2-3). Poiché i differenti isotopi di un dato elemento mostrano le stesse caratteristiche chimiche, nelle molecole essi sono sostanzialmente intercambiabili. Le molecole che contengono i radioisotopi nell'organismo sono normalmente metabolizzate e/o localizzate in modo simile alle controparti non radioattive, e quindi possono sostituirle. Per questo motivo, alcuni radioisotopi, come il ^3H (trizio), il ^{14}C ed il ^{32}P , costituiscono un mezzo molto utile per la datazione dei fossili (vedi Fig. 18-10), per seguire le vie metaboliche, per determinare la sequenza dell'informazione genetica nel DNA (vedi Fig. 15-10) e per comprendere il trasporto degli zuccheri nelle piante.

In medicina, i radioisotopi sono utilizzati sia per la diagnostica che per la terapia. La localizzazione e/o il metabolismo di un ormone o di un farmaco nel corpo umano possono essere seguiti marcando tali sostanze con radioisotopi come il carbonio-14 o il trizio. I radioisotopi sono utilizzati anche per valutare la funzionalità



della ghiandola tiroidea, per ottenere immagini del flusso nelle arterie che portano sangue al cuore e per studiare molti altri aspetti della fisiologia e della biochimica del corpo umano. Dal momento che le radiazioni possono interferire con la divisione cellulare, i radioisotopi sono stati utilizzati nel trattamento dei tumori (patologie caratterizzate da una rapida divisione cellulare).

FIGURA 2-3 Autoradiografia I cromosomi del moscerino della frutta (*Drosophila melanogaster*) mostrati in questa micrografia ottica sono stati coperti con una speciale pellicola fotografica dove i granuli di argento (macchie scure) vengono prodotti quando il trizio (^3H) incorporato nel DNA subisce un

decadimento radioattivo. La concentrazione dei granuli di argento (frecce) identifica la posizione di specifiche molecole di DNA.

Gli elettroni si muovono in orbitali corrispondenti ai livelli energetici

Gli elettroni si muovono rapidamente in quelle particolari regioni dello spazio 3-D dette orbitali . Ciascun orbitale contiene al massimo due elettroni. Poiché non è possibile conoscere la posizione di un dato elettrone in ogni dato momento, è più corretto rappresentare gli orbitali come “nubi elettroniche”, ovvero aree ombreggiate la cui densità è proporzionale alla probabilità che un elettrone sia presente in quel punto in ogni dato istante. L'energia di un elettrone dipende dall'orbitale che esso occupa. Elettroni posti in orbitali con energie simili si dice che hanno lo stesso livello energetico principale e costituiscono un guscio elettronico (FIG. 2-4).

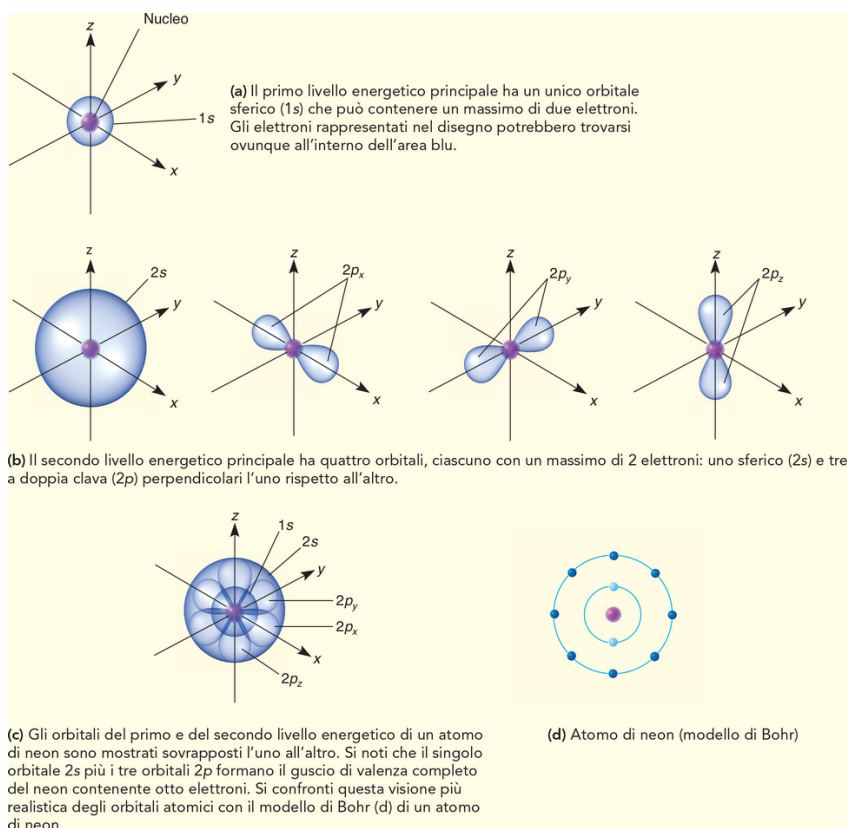
In generale, elettroni che occupano gusci elettronici distanti dal nucleo hanno maggiore energia di quelli che occupano gusci vicini al nucleo. Questo perché è necessaria energia per allontanare un elettrone carico negativamente dal nucleo che è carico positivamente. Gli elettroni con maggiore energia, noti come elettroni di valenza , occupano il guscio di valenza , che costituisce il cerchio più esterno del modello di Bohr. Come vedremo nei paragrafi seguenti, sono gli elettroni di valenza a giocare un ruolo chiave nelle reazioni chimiche.

PUNTO CHIAVE Gli elettroni occupano orbitali corrispondenti a livelli energetici.

Un elettrone, se riceve energia, può spostarsi verso un orbitale più esterno; viceversa, può rilasciare energia e scendere ad un livello energetico più basso, ovvero in un orbitale più vicino al nucleo. Le variazioni dei livelli energetici degli elettroni hanno un ruolo importante nelle trasformazioni energetiche che avvengono negli organismi. Nella fotosintesi, ad esempio, l'energia luminosa assorbita dalle molecole di clorofilla sposta gli elettroni ad un livello energetico più alto (vedi Fig. 9-3).

Verifica

- Il numero atomico è lo stesso per tutti gli atomi di un elemento? E la massa atomica?
- Che cos'è un radioisotopo? In che modo i radioisotopi possono essere utilizzati nella ricerca biologica?
- Che relazione c'è, in termini energetici, tra gli elettroni che occupano diversi orbitali dello stesso guscio elettronico?



2.2 LE REAZIONI CHIMICHE

OBIETTIVO DI APPRENDIMENTO

1. Spiegare in che modo il numero degli elettroni di valenza di un atomo è correlato alle sue proprietà chimiche.
1. Fare una distinzione tra formule chimiche semplici, molecolari e di struttura.
1. Spiegare per quale motivo il concetto di mole è così utile per i chimici.

Il comportamento chimico di un atomo è determinato dal numero e dalla disposizione degli elettroni di valenza . Il guscio di valenza dell'idrogeno o dell'elio è completo, cioè stabile, quando contiene 2 elettroni. Il guscio di valenza di tutti gli altri atomi è completo se contiene 8 elettroni. Quando il guscio di valenza non è completo, l'atomo tende a cedere, acquisire o condividere elettroni per completare il guscio esterno. I gusci di valenza di tutti gli isotopi di uno stesso elemento sono uguali; è per questo che essi hanno proprietà chimiche simili e possono sostituirsi tra di loro nelle reazioni chimiche (ad esempio, il trizio può sostituire l'idrogeno comune).

Gli elementi che si trovano nella stessa colonna verticale, cioè nello stesso gruppo, della tavola periodica hanno proprietà chimiche simili, in quanto i loro gusci di valenza hanno tendenze simili a cedere, acquisire o condividere elettroni. Ad esempio, il cloro e il bromo, che fanno parte degli alogeni, sono molto reattivi. Poiché i loro gusci di valenza possiedono 7 elettroni, nelle reazioni chimiche essi tendono ad accettare un elettrone. Al contrario, l'idrogeno, il sodio e il potassio hanno un unico elettrone di valenza che essi tendono a cedere o a condividere con un altro atomo. L'elio (He) e il neon (Ne) sono "gas nobili". Si tratta di gas non reattivi in quanto i loro gusci di valenza sono completi. Notate in Figura 2-1 i gusci di valenza incompleti di alcuni elementi importanti negli organismi viventi (carbonio, idrogeno, ossigeno e azoto) e comparateli con il guscio di valenza completo del neon (FIG. 2-4d).

Gli atomi formano composti e molecole

Due o più atomi possono combinarsi chimicamente. Quando atomi di elementi *diversi* si combinano, il risultato è un composto chimico. Un composto chimico consiste di atomi di due o più elementi differenti combinati in un rapporto fisso. Per esempio, l'acqua è un composto chimico costituito da idrogeno e ossigeno in rapporto 2:1, mentre il comune sale da cucina, il cloruro di sodio, è un composto chimico costituito da sodio e cloro in rapporto 1:1.

Quando due o più atomi si combinano chimicamente, si formano unità chiamate molecole. Per esempio, quando si combinano due atomi di ossigeno, si forma una molecola di ossigeno. L'acqua è un composto molecolare, in cui ogni molecola è formata da due atomi di idrogeno e da uno di ossigeno. Però, come vedremo, non tutti i composti sono costituiti da molecole. Il cloruro di sodio è un esempio di composto non molecolare.

Formule chimiche semplici, molecolari e di struttura forniscono informazioni diverse

Una formula chimica è il modo più abbreviato per descrivere la composizione chimica di una sostanza. I simboli chimici identificano gli atomi presenti, e i numeri in pedice il rapporto tra gli atomi. Esistono diversi tipi di formule chimiche, ognuno dei quali fornisce specifiche informazioni.

In una formula semplice (anche nota come *formula empirica*), i numeri in pedice forniscono il più piccolo rapporto tra gli atomi presenti in un composto. Per esempio, la formula semplice per l'idrazina è NH_2 , ad indicare che esiste un rapporto 1:2 tra l'azoto e l'idrogeno. (Da notare che, quando è presente un singolo atomo di un tipo, il pedice 1 non viene mai riportato).

In una formula molecolare, i numeri in pedice indicano il numero reale di ogni tipo di atomo nella molecola. La formula molecolare dell'idrazina è N_2H_4 , ad indicare che ogni molecola di idrazina consiste di due atomi di azoto e di quattro atomi di idrogeno. La formula molecolare dell'acqua è H_2O , indicando che ogni molecola consiste di due atomi di idrogeno e di uno di ossigeno.

Una formula di struttura non mostra solamente il tipo e il numero degli atomi in una molecola, ma anche la loro organizzazione reciproca. Ad esempio, la formula di struttura dell'acqua è $\text{H}-\text{O}-\text{H}$. Come apprenderete nel Capitolo 3, accade frequentemente che molecole organiche complesse con differenti formule di struttura abbiano la stessa formula molecolare.

Una mole di qualsiasi sostanza contiene lo stesso numero di unità

La massa molecolare di un composto è la somma delle masse atomiche degli atomi che compongono ogni molecola; quindi, la massa molecolare dell'acqua, H_2O , corrisponde a (idrogeno: 2×1 uma) + (ossigeno: 1×16 uma), ovvero 18 uma. (A causa della presenza degli isotopi, i valori di massa atomica non sono mai numeri interi; tuttavia, per agevolare i calcoli, tutti i valori di massa atomica sono arrotondati). La massa molecolare del glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), composto chiave nel metabolismo cellulare, corrisponde a (carbonio: 6×12 uma) + (idrogeno: 12×1 uma) + (ossigeno: 6×16 uma), ovvero 180 uma.

La mole (mol) è la quantità di composto la cui massa in grammi è equivalente alla sua massa atomica o molecolare. Quindi, 1 mole di acqua è 18 grammi (g), e una mole di glucosio ha una massa di 180 grammi. Il concetto di mole è utile in quanto permette di paragonare tra loro atomi e molecole di massa molto diversa. Questo perché *una mole di ciascuna sostanza contiene sempre esattamente lo stesso numero di unità*, sia che si tratti di piccoli atomi che di grandi molecole. Il numero di unità in una mole, del fisico italiano Amedeo Avogadro che lo calcolò per primo. Così, una mole (180 grammi) di glucosio contiene $6,02 \times 10^{23}$ molecole, esattamente come una mole (2 grammi) di idrogeno molecolare (H_2). Anche se è impossibile contare uno ad uno gli atomi e le molecole, questo numero permette agli scienziati di calcolarne il numero semplicemente pesando il campione. I biologi molecolari generalmente hanno a che fare con valori più piccoli, come le millimoli (mmol, ovvero un millesimo di mole) o le micromoli (μmol , ovvero un milionesimo di mole).

Il concetto di mole permette anche di paragonare tra loro le soluzioni. Una soluzione 1 molare, indicata come 1 M, contiene 1 mole di una data sostanza sciolta in 1 litro di soluzione. Possiamo quindi confrontare 1 litro di una soluzione 1 M di glucosio con 1 litro di una soluzione 1 M di saccarosio (zucchero da tavola).

Queste soluzioni differiscono per la massa dello zucchero disciolto (rispettivamente 180 e 340 grammi), ma entrambe contengono $6,02 \times 10^{23}$ molecole di zucchero.

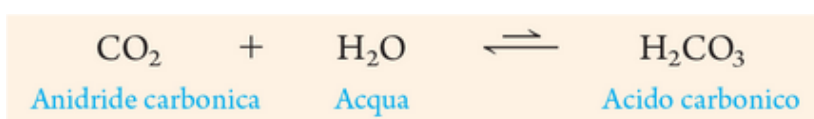
Le equazioni chimiche descrivono le reazioni chimiche

Durante ogni momento della vita di un organismo, sia esso un batterio, un fungo o una farfalla, avvengono molte e complesse reazioni chimiche. Le reazioni chimiche, come ad esempio quella tra glucosio e ossigeno, possono essere descritte utilizzando equazioni chimiche:

In un'equazione chimica, i reagenti (le sostanze che partecipano alla reazione) vengono scritti dalla parte sinistra dell'equazione, mentre i prodotti (le sostanze che si formano nella reazione) vengono scritti dal lato destro. La freccia significa "produce" ed indica la direzione nella quale la reazione tende a procedere.

Le singole specie chimiche reagiscono sempre in rapporti ben precisi tra loro. Il numero che precede il simbolo chimico o la formula (noto come coefficiente) indica il numero relativo di atomi o molecole che partecipano alla reazione. Ad esempio, 1 mole di glucosio, quando viene bruciata o metabolizzata, reagisce con 6 moli di ossigeno per dare 6 moli di anidride carbonica e 6 moli di acqua.

Molte reazioni chimiche possono procedere simultaneamente verso destra e, all'inverso, verso sinistra; all'equilibrio dinamico, le velocità di reazione nei due sensi sono uguali (vedi Cap. 7). Le reazioni reversibili sono indicate da una doppia freccia:



In questo esempio, le frecce hanno lunghezze differenti ad indicare che, all'equilibrio, ci sono più reagenti (CO_2 e H_2O) che prodotto (H_2CO_3).

Verifica

- Perché un radioisotopo può sostituire un atomo ordinario (non radioattivo) dello stesso elemento in una molecola?
- Quale tipo di formula chimica fornisce un maggior numero di informazioni?
- Quanti atomi sono contenuti in 1 grammo di atomi di idrogeno?

2.3 I LEGAMI CHIMICI

OBBIETTIVO DI APPRENDIMENTO

1. Fare una distinzione tra legami covalenti, legami ionici, legami a idrogeno ed interazioni di van der Waals. Paragonarli in base ai meccanismi con cui si formano e alle loro forze relative.

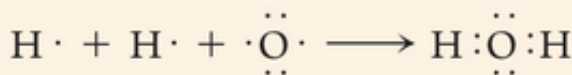
Gli atomi di una molecola sono tenuti insieme da forze attrattive chiamate legami chimici. Ciascun legame chimico rappresenta una certa quantità di energia chimica potenziale. L'energia di legame è l'energia necessaria per rompere tale legame. Gli elettroni di valenza definiscono quanti legami un determinato atomo può formare. I due principali tipi di legame chimico forte sono il legame covalente e il legame ionico.

Nei legami covalenti gli elettroni vengono condivisi

I legami covalenti comportano la condivisione degli elettroni tra gli atomi, in modo tale che ogni atomo abbia un guscio di valenza completo. Una molecola è costituita da atomi uniti mediante legami covalenti. Un semplice esempio di legame covalente è quello che unisce due atomi di idrogeno nell'idrogeno molecolare, H_2 . Ogni atomo di idrogeno ha un solo elettrone, ma per completare il suo guscio di valenza ne sono necessari due. Gli atomi di idrogeno hanno la stessa capacità di attrarre elettroni, quindi nessuno dei due condivide i loro unici elettroni in modo tale che essi vengano attratti dai due protoni presenti nei nuclei dei due atomi di idrogeno. Di conseguenza, i due elettroni ruotano intorno ad entrambi i nuclei, tenendo uniti i due atomi. Allo stesso modo, anche atomi diversi possono essere uniti da legami covalenti a formare molecole; il composto che ne risulta è un composto covalente.

Un modo semplice per rappresentare gli elettroni che si trovano nel guscio di valenza di un atomo è quello di usare dei puntini sistemati intorno al simbolo chimico dell'elemento. Una tale rappresentazione è chiamata **struttura di Lewis** dell'atomo, in onore di G.N. Lewis, il chimico americano che ideò questo tipo

di notazione. In una molecola di acqua, due atomi di idrogeno sono legati in modo covalente ad un atomo di ossigeno:



L'ossigeno ha 6 elettroni di valenza; condividendo i suoi elettroni con due atomi di idrogeno, può completare il suo livello più esterno con 8 elettroni; allo stesso tempo, ciascun atomo di idrogeno completa il suo livello esterno con due elettroni. (Da notare che nella formula di struttura H—O—H ciascuna linea rappresenta un doppietto di elettroni condiviso. Nella formula di struttura non vengono di solito rappresentati gli elettroni non condivisi).

L'atomo di carbonio ha nel guscio più esterno 4 elettroni disponibili per legami covalenti:



Quando un atomo di carbonio e 4 atomi di idrogeno condividono i loro elettroni, si forma una molecola di metano, CH₄:



L'atomo di azoto ha 5 elettroni nel guscio di valenza. È opportuno ricordare che ciascuno orbitale può contenere al massimo due elettroni. Generalmente, due elettroni vanno ad occupare un unico orbitale, lasciandone tre disponibili per essere condivisi con altri atomi:



Quando un atomo di azoto condivide i suoi elettroni con tre atomi di idrogeno, si forma l'ammoniaca, NH₃



Quando un doppietto di elettroni viene condiviso tra due atomi, si forma un legame covalente semplice (FIG. 2-5a). Due atomi di ossigeno raggiungono la stabilità formando legami covalenti tra di loro. Ciascun atomo di ossigeno ha 6 elettroni nel guscio esterno e, per divenire stabile, i due atomi condividono due paia di elettroni formando l'ossigeno molecolare (FIG. 2-5b). Quando due doppietti di elettroni vengono condivisi in questo modo, si forma un doppio legame covalente , che viene rappresentato con due linee continue parallele. Allo stesso modo, un triplo legame covalente (rappresentato da tre linee continue parallele) si forma quando vengono condivise tre coppie di elettroni.

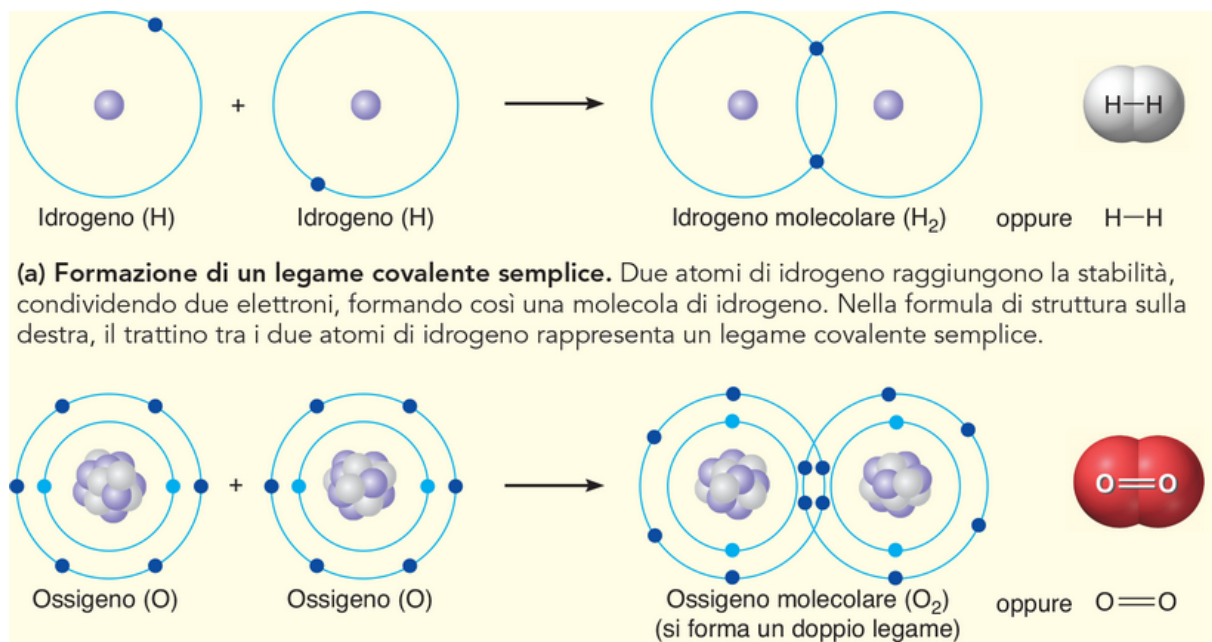
Il numero di legami covalenti che si vengono generalmente a formare tra atomi normalmente presenti nelle molecole importanti da un punto di vista biologico è riassunto nella tabella affianco.

Atomo	Simbolo	Legami covalenti
Idrogeno	H	1
Ossigeno	O	2
Carbonio	C	4
Azoto	N	3
Fosforo	P	5
Zolfo	S	2

La funzione di una molecola dipende dalla sua forma

Oltre ad essere composta da atomi con determinate proprietà, ogni molecola ha dimensioni e forma caratteristiche. Sebbene una molecola possa, entro certi limiti, cambiare configurazione, le funzioni delle molecole nelle cellule viventi dipendono in largam misura dalla loro forma geometrica. Ad esempio, una molecola formata da due atomi può essere considerata lineare, mentre le molecole formate da più di due

atomi possono avere forme più complicate. La forma geometrica fa sì che all'interno di una molecola si abbia tra gli atomi la distanza ottimale per controbilanciare la repulsione dei doppietti elettronici.



PUNTO CHIAVE

I legami covalenti si formano quando gli atomi condividono gli elettroni.

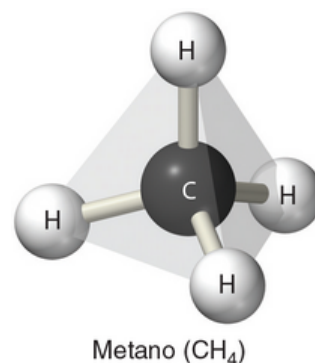
FIGURA 2-5
Condivisione degli elettroni nei composti covalenti

(a) Formazione di un legame covalente semplice. Due atomi di idrogeno raggiungono la stabilità, condividendo due elettroni, formando così una molecola di idrogeno. Nella formula di struttura sulla destra, il trattino tra i due atomi di idrogeno rappresenta un legame covalente semplice.

(b) Formazione di un doppio legame covalente. Due atomi di ossigeno condividono due coppie di elettroni per formare l'ossigeno molecolare, dotato di un doppio legame covalente. I trattini paralleli nella formula di struttura rappresentano un doppio legame covalente.

FIGURA 2-6 Ibridazione degli orbitali nel metano →

I quattro atomi di idrogeno sono situati ai vertici di un tetraedro a causa dell'ibridazione degli orbitali del guscio di valenza del carbonio.



Quando un atomo si lega covalentemente con altri atomi, si può avere un riarrangiamento degli orbitali del guscio di valenza in un processo conosciuto come ibridazione degli orbitali e ciò determina la forma della molecola che ne deriva. Quando 4 atomi di idrogeno si combinano con un atomo di carbonio per dare una molecola di metano (CH₄), gli orbitali del guscio di valenza del carbonio vengono ibridati dando origine ad una struttura geometrica a tetraedro con un atomo di idrogeno ad ognuno dei 4 vertici (FIG. 2-6 ; vedi Fig. 3-2a).

Analizzeremo in maggior dettaglio l'importanza della forma molecolare nel Capitolo 3 e nella discussione sulle proprietà dell'acqua in questo capitolo.

I legami covalenti possono essere polari o apolari

Gli atomi di elementi diversi differiscono per la loro affinità per gli elettroni. L' elettronegatività è la misura dell'attrazione di un atomo per gli elettroni all'interno dei legami chimici. Atomi molto elettronegativi, come ossigeno, azoto, fluoro e cloro, sono definiti "avididi elettroni". Se gli atomi di una molecola hanno elettronegatività uguale, gli elettroni sono condivisi in maniera equivalente e il legame covalente viene detto apolare . Ad esempio, i legami covalenti dell'idrogeno molecolare, dell'ossigeno molecolare e del metano sono apolari.

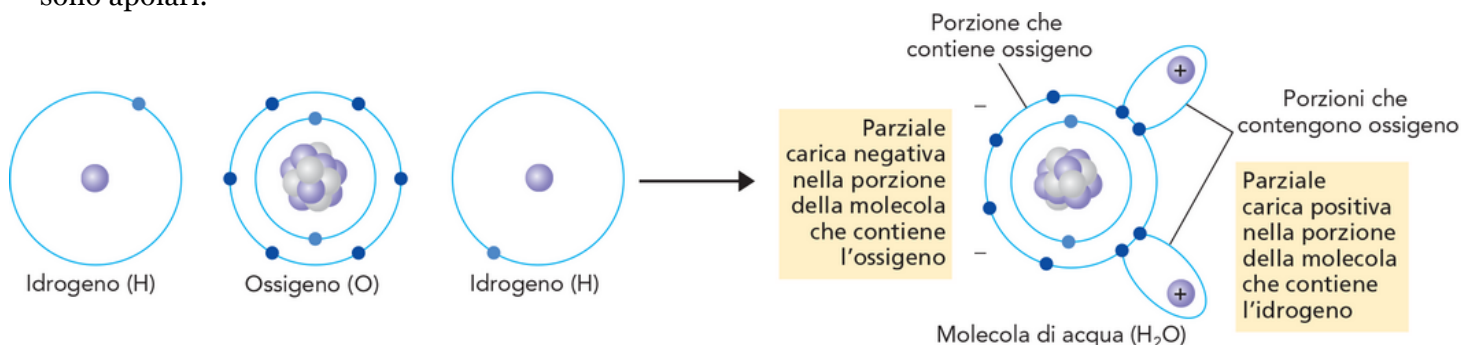


FIGURA 2-7 L'acqua, una molecola polare

È da notare che gli elettroni tendono a stare più vicini al nucleo dell'ossigeno che non a quelli dell'idrogeno. Questo dà luogo ad una parziale carica negativa sulla parte della molecola contenente l'ossigeno e una parziale carica positiva

sulla parte in cui si trova l'idrogeno. Sebbene l'acqua sia una molecola nel complesso elettricamente neutra, la si può definire un composto covalente polare.

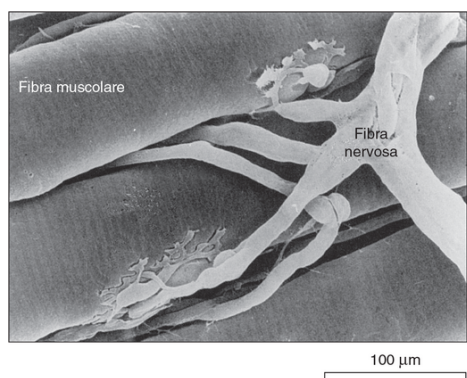
Nel legame covalente tra due elementi differenti, ad esempio H – ossigeno ed idrogeno, l'elettronegatività degli atomi può essere diversa. Gli elettroni sono attratti dal nucleo atomico dell'elemento che ha per essi maggior affinità (in questo caso l'ossigeno). Il legame covalente tra atomi con elettronegatività diversa viene chiamato legame covalente polare. Tale legame ha due estremità (o poli) diverse, una con parziale carica positiva e l'altra con parziale carica negativa. Nell'acqua, entrambi i legami covalenti sono polari a causa della parziale carica positiva addensata sull'idrogeno e della parziale carica negativa addensata sull'ossigeno, dove è più probabile trovare gli elettroni "condivisi".

I legami covalenti differiscono nel loro grado di polarità, andando da quelli in cui gli elettroni sono equamente condivisi (come nella molecola dell'idrogeno) a quelli in cui gli elettroni sono molto più vicini ad un atomo rispetto all'altro (come nella molecola dell'acqua). L'ossigeno è abbastanza elettronegativo e forma legami covalenti polari con carbonio, idrogeno e molti altri atomi. L'azoto è anch'esso elettronegativo, pur essendolo meno dell'ossigeno.

Una molecola con uno o più legami covalenti polari può essere definita polare, sebbene sia nel complesso elettricamente neutra. Una molecola polare ha un'estremità con una carica parziale positiva e l'altra con una carica parziale negativa. Un esempio è dato dall'acqua (FIG. 2-7). Dal momento che gli atomi sono disposti a forma di "V" piuttosto che linearmente, l'estremità dell'ossigeno costituisce il polo negativo, mentre l'estremità contenente i due idrogeni costituisce il polo positivo.

I legami ionici si formano tra anioni e cationi

Alcuni atomi o gruppi di atomi non sono elettricamente neutri. Una particella con una o più unità di carica elettrica è detta ione. Quando un atomo accetta o perde uno o più elettroni, diventa uno ione. Se un atomo ha 1, 2 o 3 elettroni nel guscio di valenza, tende a cederli ad altri atomi. Di conseguenza, tale atomo diventa carico positivamente, poiché il numero di protoni nel nucleo è superiore al numero di elettroni che vi orbitano intorno. Questi ioni carichi positivamente vengono detti cationi. Gli atomi che hanno 5, 6 o 7 elettroni di valenza tendono ad accettare elettroni da altri atomi e a diventare anioni carichi negativamente. È importante capire che gli ioni hanno proprietà alquanto diverse da quelle dell'atomo elettricamente neutro dal quale derivano. Ad esempio, pur essendo il cloro un veleno, gli ioni cloruro (Cl^-) sono essenziali per la vita (vedi Tabella 2-1). Cationi ed anioni, grazie alle loro cariche elettriche che sono alla base di molte interazioni, sono coinvolti nelle trasformazioni energetiche che avvengono nelle cellule, nella trasmissione degli impulsi nervosi, nella contrazione muscolare ed in molti altri processi vitali (FIG. 2-8).



sono essenziali per la contrazione.

FIGURA 2-8 Gli ioni e i processi biologici
Gli ioni sodio, potassio e cloruro sono ioni essenziali alla fibra nervosa per stimolare la fibra muscolare alla contrazione. Gli ioni calcio nella fibra muscolare

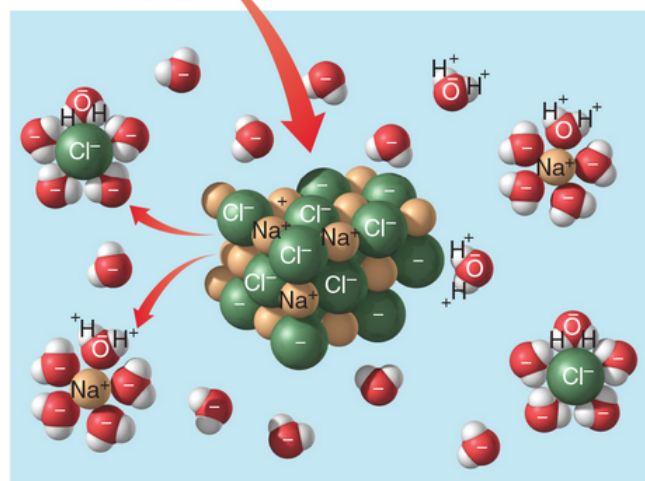


FIGURA 2-8 Legame ionico
Donando il suo unico elettrone di valenza al cloro, che ha sette elettroni di valenza, il sodio si trasforma nello ione sodio a carica positiva. Con questo elettrone in più, il cloro completa il suo guscio esterno trasformandosi nello ione cloruro a carica negativa. Questi ioni si attraggono l'un l'altro a causa delle loro cariche elettriche opposte, formando il cloruro di sodio, che è un composto ionico.

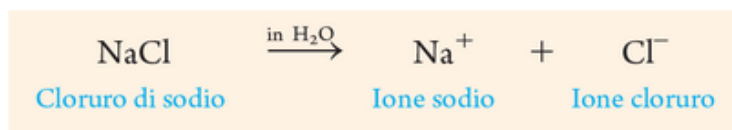
FIGURA 2-10 Idratazione di un composto ionico.
Quando il cristallo di NaCl viene messo in acqua, gli ioni

sodio e cloruro si separano. Quando l'NaCl si sarà sciolto, ciascuno ione Na^+ e Cl^- sarà circondato da molecole di acqua elettricamente attratte da esso.

Anche un gruppo di atomi legati covalentemente può diventare uno ione (ione poliatomico). Diversamente da un atomo, un gruppo di atomi può perdere o accettare protoni (derivati dagli atomi di idrogeno) così come elettroni; pertanto, esso può divenire un catione se perde uno o più elettroni o se guadagna uno o più protoni, mentre si trasforma in un anione se acquista uno o più elettroni oppure se perde uno o più protoni. Un legame ionico si viene a formare come conseguenza dell'attrazione tra la carica positiva di un catione e la carica negativa di un anione. Un composto ionico è una sostanza costituita da cationi ed anioni legati mediante le loro cariche di segno opposto. Un buon esempio di come si formano i legami ionici è l'attrazione tra ioni sodio e cloruro. Un atomo di sodio ha un elettrone nel guscio di valenza; esso non può quindi completare il guscio più esterno acquistando da altri atomi 7 elettroni, perché avrebbe una carica negativa troppo sbilanciata. Invece, cede l'unico elettrone di valenza ad un atomo molto elettronegativo, come il cloro, che agisce da accettore di elettroni (FIG. 2-9). Il cloro non può cedere tutti e sette gli elettroni che si trovano nel guscio di valenza, perché altrimenti avrebbe una carica positiva troppo grande. Invece, può sottrarre un elettrone ad un donatore, in questo esempio il sodio, per completare il suo guscio di valenza.

Quando il sodio reagisce con il cloro, il suo elettrone di valenza viene trasferito completamente al cloro. Il sodio diviene così un catione con carica positiva unitaria (Na^+), mentre il cloro diventa un anione con carica negativa unitaria (Cl^-). Questi ioni si attraggono l'un l'altro grazie alle loro cariche opposte e sono tenuti insieme da questa attrazione elettrica propria dei legami ionici per formare NaCl, cloruro di sodio, il comune sale da cucina.

Il termine molecola non spiega adeguatamente le proprietà dei composti ionici come NaCl. Quando NaCl è un cristallo allo stato solido, ciascuno ione è in effetti circondato da sei ioni di carica opposta. La formula semplice NaCl indica che gli ioni sodio e gli ioni cloruro sono presenti in un rapporto 1:1, ma nel cristallo reale non sono presenti singole molecole costituite da uno ione Na^+ e da uno ione Cl^- . Se posti in acqua, i composti tenuti insieme da legami ionici, come il cloruro di sodio, hanno la tendenza a dissociarsi nei loro singoli ioni:



In un composto ionico nella sua forma solida, cioè in assenza di acqua, i legami ionici sono molto forti. L'acqua, però, è un eccellente solvente ; come liquido, è in grado di sciogliere molte sostanze, e in particolare le sostanze polari o ioniche, grazie alla sua polarità. Le cariche parziali positive (localizzate sugli atomi di idrogeno) e le cariche parziali negative (sull'atomo di ossigeno) di ciascuna molecola di acqua attraggono e circondano cationi ed anioni presenti sulla superficie di un solido ionico. Di conseguenza, il solido si scioglie. Una sostanza disciolta è detta anche soluto . In soluzione, ciascun catione ed anione del composto ionico è circondato dalle estremità delle molecole di acqua con carica opposta. Questo processo è noto come idratazione (FIG.2-10). Gli ioni idratati interagiscono tra loro in una certa misura, ma i legami ionici transitori che si formano sono molto più deboli rispetto a quelli del cristallo solido.

I legami a idrogeno sono attrazioni deboli

Il legame a idrogeno è un altro tipo di legame importante dal punto di vista biologico. Quando l'idrogeno si combina con l'ossigeno (o con un altro atomo relativamente elettronegativo, come l'azoto), su di esso si accumula una carica positiva parziale, in quanto il suo elettrone si va a posizionare più vicino all'atomo di ossigeno. I legami a idrogeno si formano tra un atomo con una parziale carica negativa ed un atomo di idrogeno legato covalentemente all'ossigeno o all'azoto (FIG. 2-11). Gli atomi coinvolti possono far parte della stessa molecola oppure essere in due molecole diverse. Le molecole di acqua interagiscono tra loro dando origine a legami a idrogeno.

I legami a idrogeno si formano e si rompono rapidamente. Sebbene ogni legame sia relativamente debole, se presenti in gran numero, i legami a idrogeno sono nel loro insieme forti. Inoltre, essi hanno lunghezza e orientamento specifici. Come vedremo nel Capitolo 3 , queste caratteristiche rivestono un ruolo molto importante nel determinare la struttura tridimensionale di molecole di grandi dimensioni, quali il DNA e le proteine.

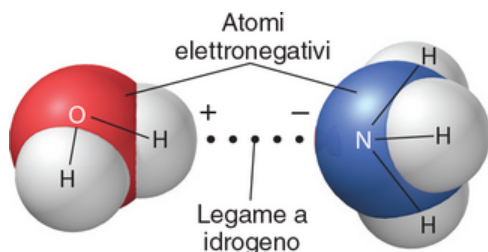


FIGURA 2-11 *Legame a idrogeno*

Un legame a idrogeno (linea tratteggiata) si può formare tra due molecole che presentano regioni con cariche parziali di segno opposto. In questo esempio, l'atomo di azoto della molecola di ammoniaca è legato all'atomo di idrogeno della molecola d'acqua per mezzo di un legame a idrogeno.

Le interazioni di van der Waals sono forze deboli

Anche le molecole apolari, elettricamente neutre, possono sviluppare in modo transiente regioni con deboli cariche positive e negative. Tali cariche lievi si sviluppano in conseguenza del fatto che gli elettroni sono in costante movimento. Una regione con un eccesso temporaneo di elettroni avrà una debole carica negativa, mentre una regione con un difetto temporaneo di elettroni avrà una debole carica positiva. Molecole adiacenti possono pertanto interagire mediante regioni con carica temporanea opposta. Tali forze attrattive, dette interazioni di van der Waals , agiscono su distanze molto brevi e sono più deboli e meno specifiche degli altri tipi di interazioni che abbiamo considerato. Risultano importanti principalmente quando sono presenti in gran numero e quando la forma delle molecole consente uno stretto contatto tra gli atomi. Benché una singola interazione sia estremamente debole, la forza di legame di un gran numero di esse nell'insieme può essere significativa.

Verifica

- Tutti i composti sono costituiti da molecole? Spiegate.
- In che modo un atomo o una molecola può diventare un anione o un catione?
- Qual è la differenza tra legame ionico e covalente?
- In quali circostanze forze deboli come i legami a idrogeno e le interazioni di van der Waals giocano un ruolo significativo nei sistemi biologici?

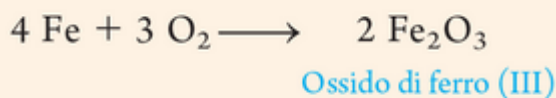
2.4 LE REAZIONI REDOX

OBIETTIVO DI APPRENDIMENTO

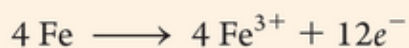
1. Fare una distinzione tra i termini *ossidazione e riduzione* , e mettere in relazione questi processi con il trasferimento di energia.

Molte delle trasformazioni energetiche che avvengono nella cellula coinvolgono reazioni in cui un elettrone viene trasferito da una sostanza ad un'altra. Questo avviene perché il trasferimento di un elettrone implica anche il trasferimento dell'energia ad esso associata. Tale trasferimento elettronico è detto ossido-riduzione o reazione redox . Ossidazione e riduzione sono due processi che avvengono sempre insieme. L'ossidazione è un processo chimico nel quale un atomo, ione o molecola perde elettroni. La riduzione è un processo chimico nel quale un atomo, ione o molecola acquista elettroni. (Il termine fa riferimento al fatto che il guadagno di un elettrone determina una riduzione di una qualsiasi carica positiva presente).

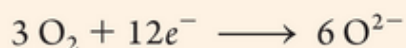
La formazione della ruggine, che è la combinazione di ferro (simbolo Fe) con ossigeno, è un esempio molto comune di reazione di ossido-riduzione:



Nella formazione della ruggine, ogni atomo di ferro si ossida perdendo 3 elettroni.



Il simbolo e^{-} rappresenta un elettrone, mentre l'apice $+$ in Fe^{3+} indica il deficit di elettroni. (Quando un atomo perde un elettrone, acquisisce 1 unità di carica positiva dovuta al fatto che ha un protone in eccesso. Nel nostro esempio, ciascun atomo di ferro perde 3 elettroni ed acquisisce 3 unità di carica positiva). Ricordate che l'atomo di ossigeno è molto elettronegativo ed è in grado di rimuovere elettroni da altri atomi. In questa reazione, l'ossigeno si riduce accettando elettroni dal ferro.



Ossidazione e riduzione avvengono sempre contemporaneamente, perché una sostanza deve accettare gli elettroni che sono allontanati dall'altra. In una reazione redox, l'agente ossidante accetta uno o più elettroni, riducendosi. Esistono altri agenti ossidanti oltre all'ossigeno, ma l'ossigeno è così comune da aver dato il nome a questo processo. L'altro composto che partecipa alla reazione, l'agente riducente, cede uno o più elettroni, ossidandosi. Nel nostro esempio, si è avuto un trasferimento completo di elettroni dal ferro (l'agente riducente) all'ossigeno (l'agente ossidante). Similmente, in Figura 2-9, un elettrone è stato trasferito dal sodio (l'agente riducente) al cloro (l'agente ossidante).

Gli elettroni non vengono allontanati dai composti covalenti con molta facilità, a meno che non venga rimosso un atomo intero. Quasi sempre, nelle cellule viventi l'ossidazione comporta la perdita di un atomo di idrogeno (un elettrone più un protone che lo segue); il contrario avviene per la riduzione (Capitolo 7).

Verifica

- Perché ossidazione e riduzione devono avvenire simultaneamente?
- Perché le reazioni redox sono importanti in taluni trasferimenti di energia?

2.5 L'ACQUA

OBIETTIVO DI APPRENDIMENTO

1. Spiegare in che modo i legami a idrogeno tra molecole di acqua adiacenti governano molte delle proprietà dell'acqua.

La maggior parte degli organismi è costituita soprattutto da acqua. Nei tessuti umani, la sua percentuale va dal 20% delle ossa all'85% delle cellule cerebrali. Circa il 70% del nostro peso corporeo è dovuto all'acqua, e può arrivare al 95% nelle meduse e in alcune piante acquatiche. Dall'acqua, attraverso la fotosintesi, si genera l'ossigeno dell'aria che respiriamo e i suoi atomi di idrogeno sono incorporati in molti composti organici. L'acqua è anche il solvente nel quale avviene la maggior parte delle reazioni biologiche e partecipa a molte reazioni chimiche sia come reagente che come prodotto.

L'acqua non solo è un importante costituente degli organismi, ma è anche uno dei principali fattori ambientali che ne influenzano l'esistenza (FIG. 2-12). Sono molti, infatti, gli organismi che vivono nel mare, nei laghi, nei fiumi e negli stagni. Le particolari proprietà chimiche e fisiche dell'acqua hanno consentito la comparsa degli esseri viventi sulla Terra, la loro sopravvivenza e la loro evoluzione.

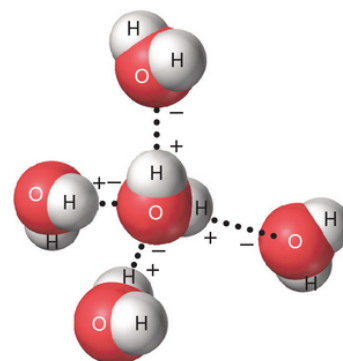
Tra le molecole d'acqua si formano legami a idrogeno

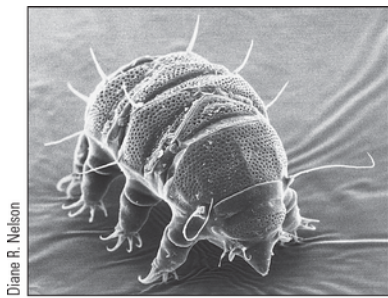
Le molecole d'acqua sono polari, hanno cioè un'estremità con una carica parziale positiva e l'altra con una carica parziale negativa (FIG. 2-7). Nello stato liquido e nello stato solido (ghiaccio), le molecole di acqua sono tenute insieme da legami a idrogeno. L'atomo di idrogeno di ogni singola molecola d'acqua, con la sua carica parziale positiva, viene attratto dall'atomo di ossigeno, con parziale carica negativa, di una molecola vicina: si viene a formare così il legame a idrogeno. L'atomo di ossigeno in una molecola di acqua presenta due addensamenti di parziale carica negativa, mentre ciascuno dei due atomi di idrogeno possiede una parziale carica positiva. Ciascuna molecola d'acqua può formare legami a idrogeno con un massimo di 4 molecole di acqua circostanti (FIG. 2-13).

Le molecole d'acqua, grazie alla presenza di legami a idrogeno, hanno una forte tendenza ad attaccarsi le une alle altre, sono cioè coesive. A causa della natura coesiva delle molecole di acqua, qualsiasi forza esercitata su una parte di una colonna di acqua sarà trasmessa a tutta la colonna. Il principale meccanismo del movimento di acqua nelle piante dipende da ciò (vedi Capitolo 35). Le molecole di acqua sono anche adesive, cioè si attaccano anche ad una grande quantità di altre sostanze (cioè tutte quelle sostanze che presentano delle cariche sugli atomi e sulle molecole che si trovano sulle loro superfici). Queste forze di adesione spiegano come l'acqua possa bagnare le superfici.

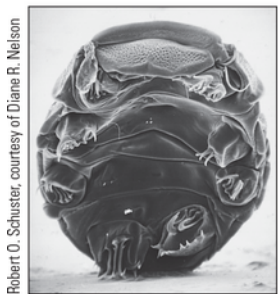
FIGURA 2-13 *Legami a idrogeno tra molecole di acqua*
Ciascuna molecola di acqua può formare legami a idrogeno (linee punteggiate) con quattro molecole di acqua vicine.

Le forze di adesione e di coesione sono alla base dell'azione capillare dell'acqua, la tendenza cioè a risalire all'interno di tubi molto stretti persino contro la forza di gravità (FIG. 2-14). Grazie all'azione capillare, l'acqua riesce anche a passare negli spazi microscopici esistenti tra le particelle di terreno e a penetrare nelle radici delle piante.





(a) Comunemente conosciuti come "orsi d'acqua", i tardigradi, come questi che appartengono al genere *Echiniscus*, sono piccoli animali (meno di 1,2 mm di lunghezza) che normalmente vivono negli ambienti umidi, come può esserlo uno strato sottile di acqua sul muschio.



(b) Se sottoposti ad essiccazione, i tardigradi assumono una forma a barile e rimangono in questo stato senza muoversi, ma vivi, per periodi lunghi fino a 100 anni. Quando vengono reidratati, riassumono aspetto ed attività consueti.

molecole di acqua. (b) In un tubo di diametro più grande, una percentuale minore di molecole d'acqua riveste le pareti di vetro del tubo. Di conseguenza, le forze adesive non sono forti abbastanza da superare le forze coesive tra le molecole di acqua sottostanti, pertanto il livello dell'acqua nel tubo sale di poco.

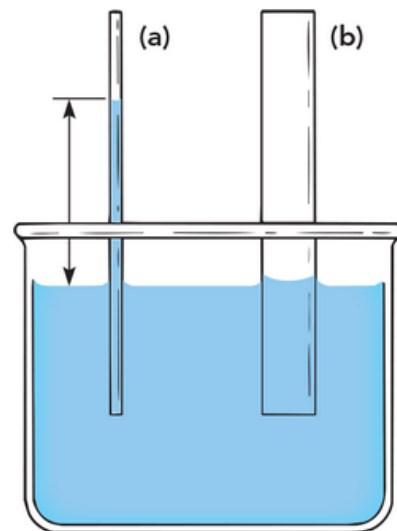
← FIGURA 2-12 Gli effetti dell'acqua su un organismo

L'acqua ha un alto grado di tensione superficiale grazie alla coesività delle sue molecole, le quali presentano un maggior grado di attrazione le une con le altre piuttosto che con le molecole che si trovano nell'aria. Di conseguenza, le molecole d'acqua che sono in superficie si stringono tra di loro formando uno strato piuttosto resistente, in quanto ricevono una spinta verso il basso dovuta all'attrazione delle altre molecole di acqua che si trovano sotto di esse (FIG. 2-15).

FIGURA 2-14 →

Azione capillare

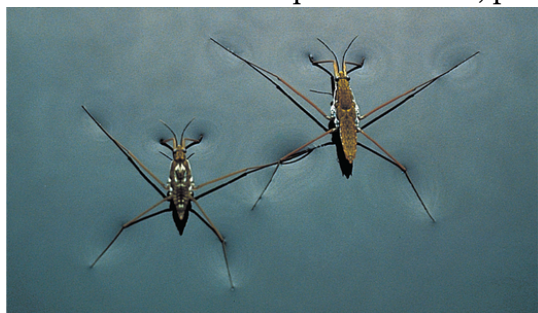
(a) In un tubo stretto, si verifica adesione tra le molecole d'acqua e la parete di vetro del tubo. Altre molecole di acqua vengono così "tirate su" dalle forze coesive che sono dovute alla presenza dei legami a idrogeno tra le



← FIGURA 2-15

Tensione superficiale dell'acqua

I legami a idrogeno tra le molecole di acqua sono responsabili della tensione superficiale dell'acqua, che determina l'aspetto a fossette della superficie mentre questi insetti (Gerris) vi camminano sopra. Sottili peli alle estremità delle zampe di questi insetti creano dei "cuscinetti" d'aria altamente idrorepellenti.

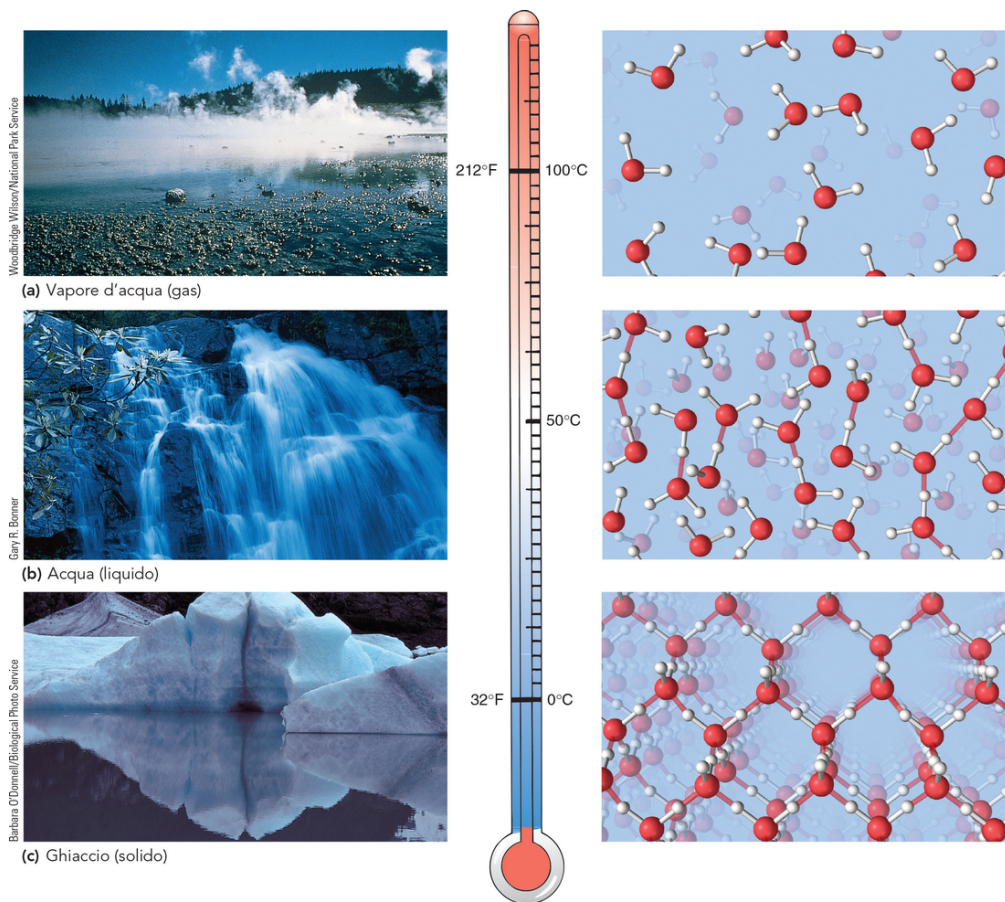


Le molecole d'acqua interagiscono con le sostanze idrofiliche mediante la formazione di legami a idrogeno

A causa della polarità delle sue molecole, l'acqua è un ottimo solvente in grado di sciogliere molti tipi di composti, soprattutto quelli ionici e quelli polari. Si è già discusso di come le molecole di acqua, grazie alla loro polarità, siano in grado di far dissociare i composti ionici (vedi FIG. 2-10). A causa delle sue proprietà di solvente e della tendenza degli atomi di alcuni composti a formare ioni una volta in soluzione, l'acqua svolge un ruolo molto importante nel facilitare le reazioni chimiche. Le sostanze che interagiscono rapidamente con l'acqua sono dette idrofiliche ("che amano l'acqua"); ad esempio, lo zucchero da tavola (saccarosio, composto polare) e il sale da tavola (NaCl, composto ionico) si sciolgono rapidamente in acqua. Tuttavia, negli organismi non tutte le sostanze sono idrofiliche. Molte sostanze idrofobiche ("che temono l'acqua") che si trovano negli esseri viventi sono particolarmente importanti per la loro capacità di formare strutture che non si sciolgono in acqua. Tra gruppi di molecole apolari si stabiliscono interazioni idrofobiche. Tali molecole sono insolubili in acqua e tendono a raggrupparsi. Questo non è dovuto alla formazione di legami tra le molecole apolari, ma piuttosto al fatto che le molecole d'acqua unite mediante legami a idrogeno tendono ad escludere le molecole apolari e, in un certo senso, a farle raggruppare. Le interazioni idrofobiche forniscono la spiegazione del perché l'olio tenda a formare agglomerati quando aggiunto all'acqua. Esempi di sostanze idrofobiche includono gli acidi grassi ed il colesterolo, discussi nel Capitolo 3.

L'acqua contribuisce a mantenere costante la temperatura

La presenza di legami a idrogeno fornisce una spiegazione del modo in cui l'acqua risponde alle variazioni di temperatura. L'acqua esiste in tre forme, che differiscono per il grado di formazione di legami a idrogeno: gas (vapore), liquido e ghiaccio, un solido cristallino (FIG. 2-16). I legami a idrogeno si rompono e si formano ogniqualevolta l'acqua passa da uno stato all'altro.



← FIGURA 2-16
Le tre forme dell'acqua
 (a) Quando l'acqua bolle, come in questa sorgente calda del Parco Nazionale di Yellowstone, molti legami a idrogeno si spezzano, causando la formazione del vapore, che consiste di minuscole gocce d'acqua. Se successivamente la maggior parte dei rimanenti legami a idrogeno si rompe, le molecole iniziano a muoversi più liberamente come vapore d'acqua (gas). (b) Le molecole di acqua allo stato liquido formano, rompono e riformano continuamente legami a idrogeno. (c) Nel ghiaccio, ogni molecola di acqua forma quattro legami a idrogeno con le molecole adiacenti, dando luogo ad una struttura cristallina regolare.

L'aumento di temperatura di una sostanza comporta un

apporto di energia termica che fa muovere le sue molecole con maggiore velocità, cioè ne aumenta l'energia di movimento, detta energia cinetica (vedi Capitolo 7). Il termine calore si riferisce alla quantità totale di energia cinetica in un campione di sostanza; la temperatura è una misura dell'energia cinetica media delle particelle. Alcuni dei legami a idrogeno che tengono insieme le molecole di acqua devono essere rotti per permettere alle molecole di muoversi più liberamente. Molta dell'energia fornita al sistema viene utilizzata per rompere i legami a idrogeno e solo una parte dell'energia termica è disponibile per accelerare il movimento delle molecole di acqua, e quindi per l'aumento di temperatura. All'inverso, quando l'acqua liquida diventa ghiaccio, si devono formare legami a idrogeno addizionali, rendendo le molecole meno libere di muoversi e liberando così nell'ambiente una gran quantità di calore.

Il calore di evaporazione, la quantità di energia termica necessaria per far passare 1 grammo di una sostanza dallo stato liquido a quello gassoso, è espresso in unità chiamate calorie. Una caloria (cal) è la quantità di energia termica (equivalente a 4,184 joule [J]) necessaria per innalzare di 1 grado Celsius (C) la temperatura di 1 grammo di acqua. L'acqua ha un elevato calore di evaporazione (540 cal) poiché le sue molecole sono tenute insieme dai legami a idrogeno. Il calore di evaporazione della maggior parte delle comuni sostanze liquide è molto più basso. Quando un campione di acqua viene riscaldato, alcune molecole si muovono più velocemente rispetto alle altre (hanno più energia termica). Queste molecole in rapido movimento tendono ad abbandonare la fase liquida più facilmente per entrare nella fase di vapore (vedi FIG. 2-16a). Quando ciò avviene, esse portano con sé la loro energia termica, abbassando quindi la temperatura del campione, un processo chiamato raffreddamento per evaporazione. Per questo motivo, il corpo umano può dissipare l'eccesso di calore sotto forma di sudore che evapora dalla pelle, e le foglie posson mantenersi fresche sotto il sole cocente grazie all'evaporazione di acqua dalla loro superficie.

I legami a idrogeno sono responsabili anche del fatto che l'acqua possiede un elevato calore specifico; questo significa che è necessaria una quantità piuttosto grande di energia per innalzare la temperatura dell'acqua. Il calore specifico dell'acqua è 1 cal/g di acqua per grado Celsius. La maggior parte delle altre sostanze comuni, come i metalli, il vetro e l'alcol etilico, ha valori di calore specifico molto più bassi. Per esempio, il calore specifico dell'alcol etilico è di 0,59 cal/g/1°C (2,46 J/g/1°C).

Poiché per innalzare la temperatura dell'acqua è necessario l'apporto di così tanto calore (così come l'abbassamento di temperatura determina la perdita di molto calore), gli oceani e tutte le altre grandi masse di acqua hanno una temperatura relativamente costante. Di conseguenza, gli organismi che vivono negli oceani usufruiscono di un ambiente a temperatura abbastanza costante. Le proprietà dell'acqua sono

fondamentali per stabilizzare la temperatura terrestre. Sebbene l'acqua superficiale sia solo uno strato sottile in relazione al volume della Terra, la quantità è enorme se comparata alla massa di terra esposta. Tale massa di acqua limita sia l'eccessivo riscaldamento provocato dal calore sia il raffreddamento dovuto alle basse temperature.

I legami a idrogeno conferiscono al ghiaccio caratteristiche uniche con conseguenze ambientali importanti. L'acqua si espande quando congela perché i legami a idrogeno che legano le molecole di acqua nella struttura cristallina tengono le molecole ad una distanza tale da conferire al ghiaccio una densità di circa il 10% inferiore rispetto alla densità dell'acqua in forma liquida (FIG. 2-16c). Quando il ghiaccio viene riscaldato in modo che la sua temperatura salga al di sopra di 0°C (32°F), i legami a idrogeno si rompono, permettendo alle molecole di avvicinarsi. La densità dell'acqua è massima a 4°C; al di sopra di questo valore, l'acqua comincia ad espandersi di nuovo, all'aumentare della velocità delle sue molecole. Di conseguenza, il ghiaccio galleggia sull'acqua fredda, più densa.

Questa peculiare proprietà dell'acqua è stata importante per l'evoluzione della vita. Se il ghiaccio avesse una densità maggiore dell'acqua, esso affonderebbe; col tempo, tutti i bacini, i laghi e persino gli oceani gelerebbero dal fondo alla superficie, rendendo impossibile la vita. Quando una massa profonda di acqua si raffredda, si ricopre di ghiaccio galleggiante. Il ghiaccio isola l'acqua sotto di esso, rallentando il congelamento e permettendo quindi ad una varietà di organismi di sopravvivere sotto la superficie ghiacciata.

L'alto contenuto di acqua degli organismi consente loro di mantenere una temperatura interna relativamente costante. Tale minimizzazione delle variazioni di temperatura è importante in quanto le reazioni biologiche avvengono solo all'interno di piccoli intervalli di temperatura.

Verifica

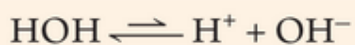
- Perché l'acqua può formare legami a idrogeno?
- Quali proprietà dell'acqua sono determinate dai legami a idrogeno? In che modo tali proprietà contribuiscono a fare dell'acqua un componente essenziale degli organismi?
- Come possono delle forze deboli, come i legami a idrogeno, avere effetti significativi sugli organismi?

2.6 ACIDI, BASI E SALI

OBIETTIVO DI APPRENDIMENTO

10. Confrontare gli acidi e le basi ed illustrarne le proprietà.
11. Ricavare il valore di pH di una soluzione dalla concentrazione degli ioni idrogeno (in moli per litro) e spiegare in che modo i tamponi contribuiscono a minimizzare le variazioni di pH.
12. Illustrare la composizione dei sali e spiegare perché essi sono importanti all'interno degli organismi.

Una caratteristica delle molecole d'acqua è la loro bassa tendenza a ionizzarsi, ovvero a dissociarsi in ioni idrogeno (H^+) e ioni idrossido (OH^-). L' H^+ si combina immediatamente con la regione carica negativamente di una molecola d'acqua per dare lo ione idronio (H_3O^+). Tuttavia, per convenzione si usa H^+ anziché il più corretto H_3O^+ . Nell'acqua pura, si ionizza solo un piccolissimo numero di molecole; inoltre, la tendenza dell'acqua a dissociarsi viene controbilanciata dalla tendenza degli ioni idrogeno e degli ioni idrossido a ricombinarsi per ridare acqua:



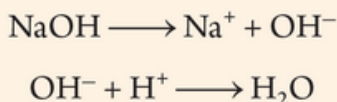
Poiché ogni molecola di acqua si scinde in uno ione idrogeno e uno ione idrossido, le concentrazioni di questi due ioni nell'acqua pura sono esattamente uguali ($0,0000001$ o 10^{-7} moli per litro per ciascuno ione). Questo tipo di soluzione è detta neutra, né acida né basica (alcalina).

Un acido è una sostanza che in soluzione si dissocia producendo ioni H^+ ed anioni.

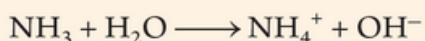


Un acido è quindi un **donatore** di protoni. (È opportuno ricordare che lo ione idrogeno non è altro che un protone). L'acido cloridrico (HCl) è un comune acido inorganico.

Una base è un **accettore** di protoni. La maggior parte delle basi è rappresentata da sostanze che, sciolte in acqua, si dissociano cedendo uno ione OH⁻ ed un catione.



Uno ione idrossido può agire come base combinandosi con un protone per formare acqua. L'idrossido di sodio (NaOH) è una comune base inorganica. Alcune basi non si dissociano dando direttamente ioni idrossido. L'ammoniaca (NH₃), ad esempio, si comporta come una base accettando un protone dall'acqua, dando così origine allo ione ammonio (NH₄⁺) e rilasciando uno ione idrossido.



Il pH è una misura conveniente dell'acidità

Il grado di acidità di una soluzione viene generalmente espresso in termini di pH, definito come il logaritmo negativo (in base 10) della concentrazione degli ioni idrogeno (espressa in moli/litro):

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+]$$

Le parentesi quadre significano concentrazione; pertanto, il termine [H⁺] indica “la concentrazione degli ioni idrogeno” espressa in moli/litro, in quanto ci interessa il numero di ioni idrogeno per litro. Dato che l'intervallo dei valori di pH possibili è molto ampio, la scala logaritmica (con una differenza di 10 volte tra unità successive) è più conveniente rispetto alla scala lineare.

Le concentrazioni di ioni idrogeno sono quasi sempre inferiori ad una mole/litro. Un grammo di ioni idrogeno sciolti in un litro di acqua (soluzione 1 molare) non sembra essere una quantità particolarmente alta, tuttavia tale soluzione sarebbe estremamente acida. Il logaritmo di un numero inferiore ad 1 è un numero negativo; perciò, il logaritmo negativo corrisponde a valori di pH positivi. (Si possono produrre soluzioni con valori di pH inferiori a zero, ma non sono riscontrabili nelle condizioni biologiche).

I valori di pH, se numeri interi, sono facili da calcolare. Consideriamo, ad esempio, l'acqua pura, che ha una concentrazione di ioni idrogeno pari a 0,0000001 (10⁻⁷ moli/litro). Il logaritmo in questo caso è -7, il logaritmo negativo è 7 e quindi il pH è 7. La TABELLA 2-2 illustra il modo in cui si possono calcolare i valori di pH dalle concentrazioni degli ioni idrogeno, e viceversa. Per confronto, la tabella include anche le concentrazioni degli ioni idrossido, che possono essere calcolate in base al fatto che il prodotto delle concentrazioni di ioni idrogeno e di ioni idrossido è 1 × 10⁻¹⁴:

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Nell'acqua pura, la concentrazione di ioni idrogeno è 10⁻⁷, pertanto anche la concentrazione di ioni idrossido è 10⁻⁷. Tale soluzione, in cui le concentrazioni sono uguali, è neutra. Le soluzioni acide (con un eccesso di ioni idrogeno) hanno valori di pH inferiori a 7. La concentrazione di ioni idrogeno di una soluzione a pH 1 è dieci volte maggiore di quella di una soluzione a pH 2. Le soluzioni basiche (con un eccesso di ioni idrossido) hanno valori di pH maggiori di 7.

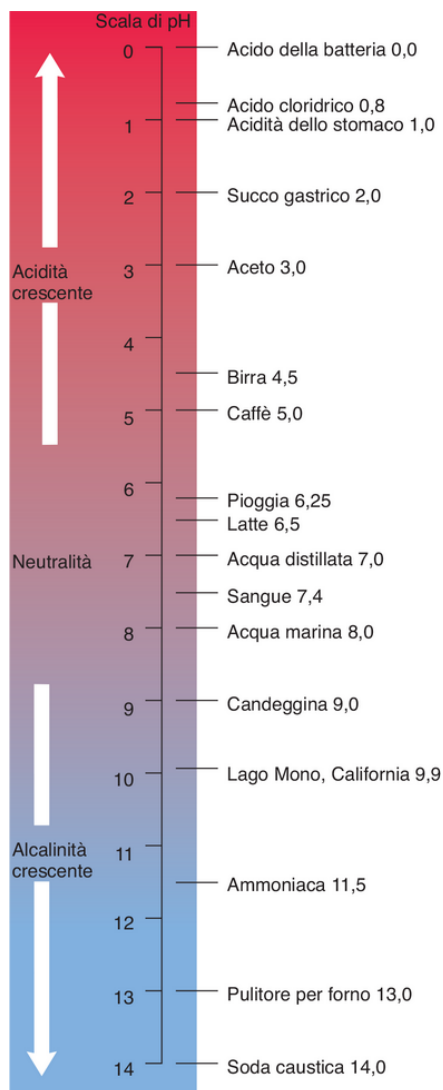
TABELLA 2-2 →

Calcolo dei valori di pH e delle concentrazioni degli ioni idrossido a partire dalle concentrazioni degli ioni idrogeno

I valori di pH di alcune sostanze comuni sono riportati in FIGURA 2-17. Sebbene esistano dei

compartimenti molto acidi (vedi Capitolo 4), il contenuto delle cellule sia animali che vegetali è per lo più né fortemente acido né fortemente basico: si tratta piuttosto di miscele essenzialmente neutre di sostanze acide e basiche. Nonostante determinati batteri si siano adattati a vivere in ambienti estremamente acidi (Capitolo “Batteri e archeobatteri”), ogni sostanziale cambiamento di pH è incompatibile con la vita per la

Sostanza	[H ⁺]*	log [H ⁺]	pH	[OH ⁻] [†]
Succo gastrico	0,01; 10 ⁻²	-2	2	10 ⁻¹²
Acqua pura, soluzione neutra	0,0000001; 10 ⁻⁷	-7	7	10 ⁻⁷
Ammoniaca	0,00000000001; 10 ⁻¹¹	-11	11	10 ⁻³



maggior parte delle cellule. Il pH della maggior parte delle cellule vegetali ed animali (e del loro ambiente) è generalmente compreso tra 7,2 e 7,4.

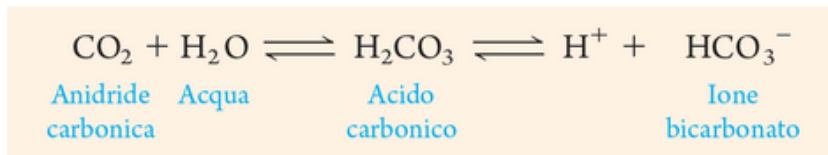
← FIGURA 2-17 I valori di pH di alcune soluzioni comuni

Una soluzione neutra (pH 7) contiene una concentrazione uguale di H^+ e OH^- . Le soluzioni acide, con una concentrazione maggiore di H^+ rispetto a OH^- , hanno valori di pH inferiori a 7; valori di pH superiori a 7 caratterizzano le soluzioni basiche, che hanno un eccesso di OH^- .

I tamponi minimizzano i cambiamenti di pH

Sono molti i meccanismi omeostatici che intervengono per il mantenimento di adeguati valori di pH. Ad esempio, il pH del sangue umano è circa 7,4 e deve sempre essere mantenuto tale. Se il sangue divenisse troppo acido (ad esempio, in seguito ad una disfunzione respiratoria), potrebbe verificarsi uno stato di coma o persino la morte. Un'eccessiva alcalinità potrebbe avere come conseguenza un'ipereccitabilità del sistema nervoso fino alle convulsioni. Gli organismi contengono molti tamponi naturali. Un tampone è una sostanza, o una combinazione di sostanze, che si oppone alle variazioni di pH dovute all'aggiunta di un acido o una base. Un sistema tampone è costituito da un acido debole oppure da una base debole. Un acido o una base debole non si ionizzano completamente. Ciò significa che in ogni istante solo una parte delle molecole è ionizzata, mentre la maggior parte rimane indissociata.

Uno dei più comuni sistemi tampone è presente nel sangue dei vertebrati (vedi Capitolo 46). L'anidride carbonica, prodotto di scarto del metabolismo cellulare, entrando nel sangue, il cui costituente principale è l'acqua, forma acido carbonico, un acido debole che si dissocia parzialmente in ione bicarbonato e ione idrogeno. Il sistema tampone è descritto dalla seguente espressione:



Tutte le reazioni sono reversibili, come indicato dalle doppie frecce. Essendo l'acido carbonico debole, ne sono sempre presenti molecole indissociate, così come per tutti gli altri componenti del sistema.

L'espressione descrive il sistema all'**equilibrio dinamico**, cioè quando le velocità di reazione in entrambi i sensi sono uguali e le concentrazioni relative dei componenti non cambiano. Un sistema all'equilibrio dinamico tende a rimanere in questo stato fintanto che non interviene una modificazione, che causa il suo spostamento per minimizzare il cambiamento, fino al raggiungimento di un nuovo equilibrio dinamico. Una modificazione può essere rappresentata dal cambiamento della concentrazione di uno qualsiasi dei componenti. Un sistema all'equilibrio può di conseguenza essere "spostato verso destra" aggiungendo reagenti o togliendo prodotti; viceversa, può essere "spostato a sinistra" aggiungendo prodotti o togliendo reagenti.

In questo sistema, i prodotti più importanti sono gli ioni idrogeno. Aggiungendoli in eccesso, il sistema viene temporaneamente spostato a sinistra, in quanto essi reagiscono con gli ioni bicarbonato per dare acido carbonico. Alla fine, si stabilisce un nuovo equilibrio dinamico; a questo punto, la concentrazione degli ioni idrogeno è simile a quella di origine, e il prodotto tra le concentrazioni di ioni idrogeno e ioni idrossido è riportato al valore di equilibrio di 1×10^{-14} .

Se si aggiungono ioni idrossido, questi si combinano con gli ioni idrogeno per dare acqua, rimuovendo così un prodotto e spostando la reazione verso destra. A questo punto, un'ulteriore quantità di acido carbonico si ionizza, sostituendo gli ioni idrogeno rimossi.

Gli organismi contengono molti acidi e basi deboli che costituiscono un'importante riserva di tamponi, i quali prevengono valori di pH estremi.

I sali si formano dalla reazione tra un acido ed una base

Quando si mescolano un acido ed una base in acqua, gli ioni H^+ , provenienti dall'acido, formano con gli ioni OH^- , provenienti dalla base, una molecola di acqua. Ciò che rimane dell'acido (un anione) si combina

con ciò che rimane della base (un catione) per formare un sale. Ad esempio, l'acido cloridrico reagisce con l'idrossido di sodio per formare acqua e cloruro di sodio:



Un sale è un composto nel quale l'atomo di idrogeno dell'acido è stato rimpiazzato da un altro catione. Il cloruro di sodio, NaCl, è un sale nel quale lo ione idrogeno dell'HCl è stato rimpiazzato dal catione Na⁺. Quando un sale, un acido o una base vengono sciolti in acqua, le loro particelle cariche dissociate possono condurre corrente elettrica: queste sostanze sono chiamate elettroliti. Zuccheri, alcoli e molte altre sostanze non formano ioni in soluzione, pertanto non conducono corrente elettrica e sono detti non elettroliti. Cellule e fluidi extracellulari (come il sangue) di un animale o di una pianta contengono una gran varietà di sali disciolti. Questi sali sono la fonte di molti importanti ioni minerali essenziali per il bilancio dei fluidi e per l'equilibrio acido-base. Gli ioni nitrato e ammonio nel suolo sono fonti importanti di azoto per le piante. Negli animali, gli ioni sono importanti per la funzione neuromuscolare, per la coagulazione del sangue, per la formazione del tessuto osseo e per molti altri aspetti della fisiologia corporea. I principali cationi sono sodio, potassio, calcio e magnesio e i principali anioni sono cloruro, bicarbonato, solfato e fosfato. Le concentrazioni e le relative quantità dei vari cationi ed anioni vengono mantenute rigorosamente costanti. Ogni variazione marcata dà luogo a disfunzioni cellulari che possono portare alla morte della cellula.

Verifica

- Una soluzione ha una concentrazione di ioni idrogeno pari a 0,01 mol/L. Qual è il suo pH? Qual è la concentrazione di ioni idrossido? È una soluzione acida, basica o neutra? In che modo questa soluzione differisce da una soluzione a pH 1?
- Quali conseguenze avrebbe l'aggiunta o la rimozione di un reagente o di un prodotto su una reazione reversibile che si trovi all'equilibrio dinamico?
- Perché i tamponi sono importanti negli organismi? Perché gli acidi e le basi forti non possono fungere da tamponi?
- Perché gli acidi, le basi e i sali sono definiti elettroliti?

SOMMARIO: CONCENTRarsi SUGLI OBIETTIVI DI APPRENDIMENTO

2.1

1. Elencare i principali elementi chimici presenti negli esseri viventi e citare una funzione importante per ciascuno di essi.
 - Un elemento è una sostanza che non può essere scissa in sostanze più semplici per mezzo di reazioni chimiche ordinarie. Circa il 96% della massa di un organismo è costituito da: carbonio, che forma lo scheletro delle molecole organiche; idrogeno e ossigeno, i componenti dell'acqua; azoto, un componente delle proteine e degli acidi nucleici.
11. Paragonare le proprietà fisiche (massa e carica) e le posizioni di elettroni, protoni e neutroni. Fare una distinzione tra il numero atomico e il numero di massa di un atomo.
 - Ogni atomo è costituito da un nucleo che contiene protoni carichi positivamente e neutroni privi di carica. Gli elettroni carichi negativamente circondano il nucleo.
 - Un atomo è identificato come appartenente ad un determinato elemento dal suo numero di protoni (numero atomico). La massa atomica di un atomo è uguale alla somma dei suoi protoni e neutroni.
 - Ogni singolo protone o neutrone ha una massa equivalente ad una unità di massa atomica. La massa di un singolo elettrone è soltanto 1/1800 una circa.
12. Definire i termini orbitale e guscio elettronico. Mettere in relazione i gusci elettronici con i livelli energetici principali.
 - Nello spazio esterno al nucleo, gli elettroni si muovono rapidamente in orbitali elettronici. Un guscio elettronico è costituito da elettroni che si trovano in orbitali dello stesso livello di energia principale. Gli elettroni presenti in un guscio distante dal nucleo hanno maggiore energia di quelli presenti in un guscio più vicino al nucleo.

2.2

13. Spiegare in che modo il numero di elettroni di valenza di un atomo è correlato alle sue proprietà chimiche.
 - Le proprietà chimiche di un atomo sono determinate primariamente dal numero e dall'organizzazione dei suoi elettroni più energetici, noti come elettroni di valenza. Il guscio di valenza della maggior parte degli atomi è completo quando contiene 8 elettroni; quello

dell'idrogeno o dell'elio è completo quando ne contiene 2. Un atomo tende a perdere, acquistare o condividere elettroni per riempire il proprio guscio di valenza.

14. Fare una distinzione tra formule chimiche semplici, molecolari e di struttura.

- Atomi diversi sono tenuti insieme da legami chimici a formare i composti. Una formula chimica definisce il tipo e il numero relativo di atomi che sono presenti in una sostanza.
- Una formula semplice definisce il più piccolo rapporto intero tra gli atomi che compongono una sostanza. Una formula molecolare fornisce il numero effettivo di ciascun tipo di atomo presente in una molecola. Una formula di struttura mostra la disposizione degli atomi in una molecola.

15. Spiegare per quale motivo il concetto di mole è così utile per i chimici.

- Una mole (la massa atomica o molecolare espressa in grammi) di qualsiasi sostanza contiene $6,02 \times 10^{23}$ atomi, molecole o ioni e consente agli scienziati di "contare" le particelle pesando un campione. Questo numero è noto come numero di Avogadro.

2.3

16. Fare una distinzione tra legami covalenti, legami ionici, legami a idrogeno ed interazioni di van der Waals. Paragonarli in base ai meccanismi con cui si formano ed alle loro forze relative

- I legami covalenti sono legami forti e stabili che si formano quando gli atomi condividono gli elettroni di valenza formando le molecole. Quando si formano i legami covalenti, gli orbitali degli elettroni di valenza possono riarrangiarsi, con un processo chiamato ibridazione degli orbitali. I legami covalenti sono apolari se gli elettroni sono condivisi equamente tra i due atomi. I legami covalenti sono polari se uno dei due atomi è più elettronegativo (ha maggiore affinità per gli elettroni) rispetto all'altro.
- Un legame ionico si forma tra un catione carico positivamente ed un anione carico negativamente. I legami ionici sono forti in ambiente non acquoso, ma relativamente deboli in soluzione acquosa.
- I legami a idrogeno sono legami relativamente deboli che si formano quando un atomo di idrogeno con una carica parziale positiva viene attratto da un atomo (di solito ossigeno o azoto) con una parziale carica negativa, che si trova in un'altra molecola o in un'altra parte della stessa molecola.
- Le interazioni di van der Waals sono forze deboli che si basano sull'oscillazione delle cariche elettriche.

2.4

17. Fare una distinzione tra i termini ossidazione e riduzione, e mettere in relazione questi processi con il trasferimento di energia.

- Le reazioni di ossidazione e di riduzione (reazioni redox) sono processi chimici in cui gli elettroni (e la loro energia) sono trasferiti da un agente riducente ad un agente ossidante. Nel processo di ossidazione, un atomo, uno ione o una molecola perde elettroni (e la loro energia). Nel processo di riduzione, un atomo, uno ione o una molecola acquista elettroni (e la loro energia).

2.5

18. Spiegare in che modo i legami a idrogeno tra molecole di acqua adiacenti governino molte delle proprietà dell'acqua.

- L'acqua è una molecola polare poiché un'estremità ha una parziale carica positiva e l'altra una parziale carica negativa. Essendo una molecola polare, l'acqua è un ottimo solvente per soluti ionici o polari.
- Le molecole di acqua hanno proprietà di coesione perché formano legami a idrogeno tra loro; esse hanno anche proprietà di adesione dovute alla formazione di legami a idrogeno con sostanze che presentano regioni ioniche o polari.
- Poiché per aumentare la temperatura dell'acqua è necessario rompere i legami a idrogeno, essa ha un elevato calore specifico, il quale consente agli organismi di mantenere una temperatura interna relativamente costante; tale proprietà fa sì che gli oceani e le altre grandi masse d'acqua mantengano una temperatura costante.
- L'acqua ha un elevato calore di evaporazione. Perché le molecole passino allo stato di vapore, devono essere rotti i legami a idrogeno. Queste molecole portano con sé una grande quantità di calore, il che determina il raffreddamento per evaporazione.
- I legami a idrogeno tra molecole di acqua nel ghiaccio fanno sì che esso sia meno denso dell'acqua liquida. Il fatto che il ghiaccio galleggi rende l'ambiente acquatico meno estremo di come sarebbe se esso affondasse.

2.6

19. Paragonare gli acidi e le basi ed illustrare le loro proprietà.