

1 - LA MOLECOLA D'ACQUA

I greci antichi, con ARISTOTELE (384 - 322 a.C.), consideravano l'acqua uno dei quattro elementi fondamentali della materia, insieme all'aria, alla terra ed al fuoco, caratterizzati da quattro qualità fondamentali: caldo, freddo, secco e umido. Questa concezione della materia venne accettata per oltre duemila anni, fin verso il 1600. Con l'affermazione della scienza moderna si dimostrò che l'acqua non è una sostanza elementare; il chimico inglese J. PRIESTLEY (1733 - 1804) riuscì a riprodurla in laboratorio. Il francese A.L. LAVOISIER (1743 - 1794) e l'inglese H. CAVENDISH (1731 - 1810) riuscirono a decomporre l'acqua nei suoi costituenti: **idrogeno (H)** e **ossigeno (O)**. L'acqua è una sostanza composta in cui il numero di atomi di idrogeno è doppio di quello degli atomi di ossigeno. La sua formula chimica è H_2O .

1.1 - L'atomo di idrogeno

È il primo elemento della tavola periodica; possiede un solo protone nel nucleo e un solo elettrone orbitale. Nel suo stato energetico più basso l'idrogeno ha l'elettrone nell'orbita **K**, ossia nel livello **1s**. Non si deve pensare ad un'orbita fissa, come inizialmente proposto dal modello del fisico danese N. BOHR (1913), ma si deve immaginare un orbitale rappresentabile graficamente come una nuvola di punti intorno al nucleo (**fig. 1.1**); dove l'ombreggiatura è più scura, maggiore è la probabilità di trovare l'elettrone. Nello spazio tridimensionale l'orbitale assume la forma di una sfera la cui superficie **S**, che si trova alla distanza **a** dal nucleo **N** (raggio del guscio elettronico), rappresenta la massima probabilità di trovare l'elettrone.

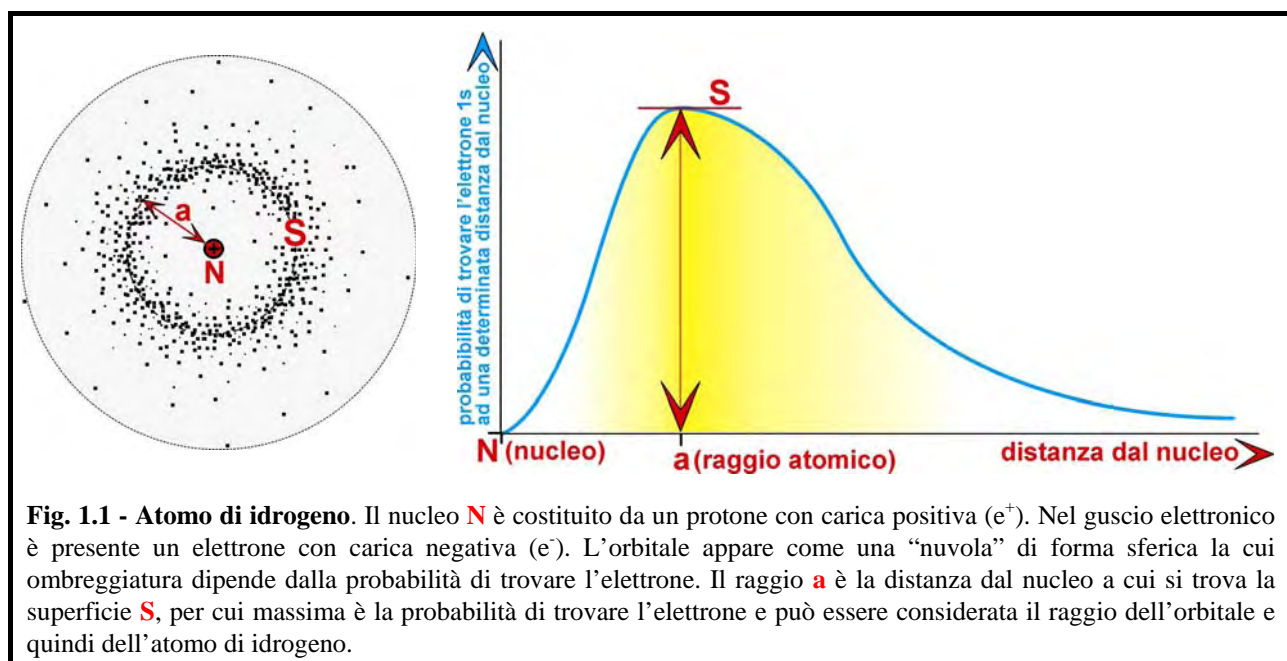


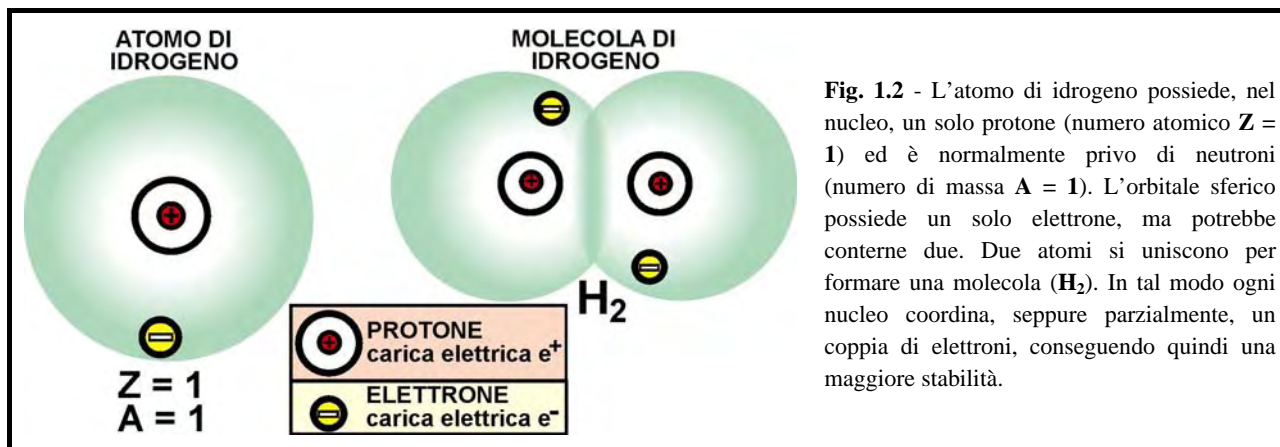
Fig. 1.1 - Atomo di idrogeno. Il nucleo **N** è costituito da un protone con carica positiva (e^+). Nel guscio elettronico è presente un elettrone con carica negativa (e^-). L'orbitale appare come una "nuvola" di forma sferica la cui ombreggiatura dipende dalla probabilità di trovare l'elettrone. Il raggio **a** è la distanza dal nucleo a cui si trova la superficie **S**, per cui massima è la probabilità di trovare l'elettrone e può essere considerata il raggio dell'orbitale e quindi dell'atomo di idrogeno.

Il livello **1s** può contenere fino a due elettroni, quindi gli atomi di idrogeno possono raggiungere uno stato di energia inferiore unendosi a coppie per formare molecole H_2 ; in tal modo gli orbitali di due atomi sono parzialmente sovrapposti riuscendo ciascuno, seppure in parte, a possedere due elettroni (**fig. 1.2**). L'idrogeno allo stato elementare, in condizioni normali, si presenta come gas incolore, inodoro e insipido, formato da molecole biatomiche che reagiscono facilmente dando origine a numerosi composti fra i quali l'acqua. È il gas più leggero, con densità circa 14 volte inferiore a quello dell'aria; reagisce con l'ossigeno con notevole sviluppo di energia secondo la reazione:



Si tratta di un processo che avviene con velocità apprezzabile (anche sottoforma di esplosioni) solo ad alte temperature o in presenza di un catalizzatore. Le caratteristiche di tale elemento sono riportate in **tab. 1.1**. La massa di un atomo di idrogeno è data essenzialmente da quella dell'unico protone ($1,6 \cdot 10^{-24}$ g), essendo trascurabile quella dell'elettrone, circa 2.000 volte inferiore. Quest'ultimo è importante nel determinare le dimensioni dell'atomo, il cui diametro non supera $0,8 \cdot 10^{-8}$ cm ed è molto più grande delle dimensioni del

nucleo. In pratica l'interno del guscio elettronico è prevalentemente "vuoto" essendo minimo il volume del nucleo, pur essendo concentrata in esso la quasi totalità della massa dell'atomo.



simbolo	H	diametro molecolare H_2	$2 \cdot 10^{-8}$ cm
numero atomico (Z)	1	punto di fusione normale	14,1 °K
numero di massa (A)	1	punto di ebollizione normale	20,4 °K
massa atomica	1,00797	densità gas T/P standar	0,0899 g/l
massa molecolare H_2	2,016	potenziale di ionizzazione	13,6 eV
raggio atomico	$0,37 \cdot 10^{-8}$ cm	elettronegatività	2,1

Tab. 1.1 - Caratteristiche dell'idrogeno.

L'idrogeno è l'atomo più leggero e di costituzione più semplice rispetto a tutti gli elementi conosciuti, ma è il più abbondante nell'universo (90 % della sua massa totale). Sulla Terra la quantità di idrogeno è decisamente inferiore; l'attrazione gravitazionale terrestre è insufficiente a trattenere molecole molto leggere. Esso rappresenta il 15 % rispetto al numero totale di atomi della crosta (atmosfera, idrosfera, biosfera e litosfera fino alla profondità di 15 km) ed appena lo 0,88 % del peso totale.

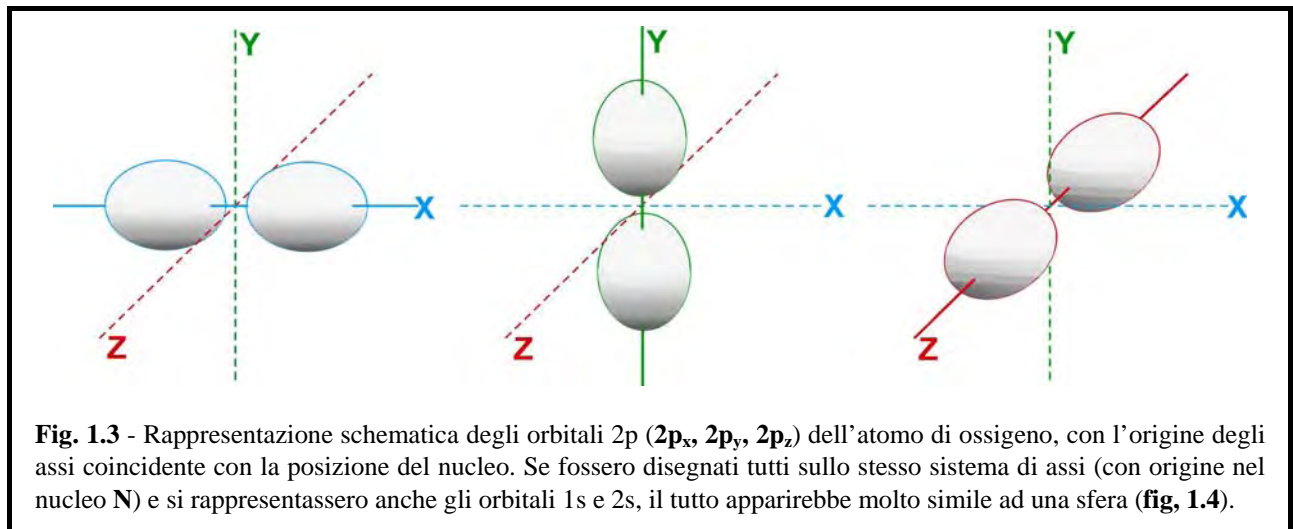
L'idrogeno naturale è formato da tre isotopi: *protio* (${}_1H^1$), *deuterio* (${}_1H^2$) e *tritio* (${}_1H^3$). Il nucleo del primo, il più abbondante, è costituito da un protone (pertanto il numero di massa è 1, coincidente con il numero atomico). Il deuterio è 5.000 volte meno diffuso del protio e ha un nucleo con un protone e un neutrone (numero di massa 2). Infine il tritio (10^{17} volte più raro del deuterio) ha un nucleo con un protone e due neutroni (numero di massa 3). L'esistenza degli isotopi spiega il motivo per cui la massa atomica dell'idrogeno è circa 1,00797 anziché essere pari all'unità. L'acqua costituita dagli isotopi dell'idrogeno di massa maggiore è la cosiddetta "acqua pesante".

1.2 - L'atomo di ossigeno

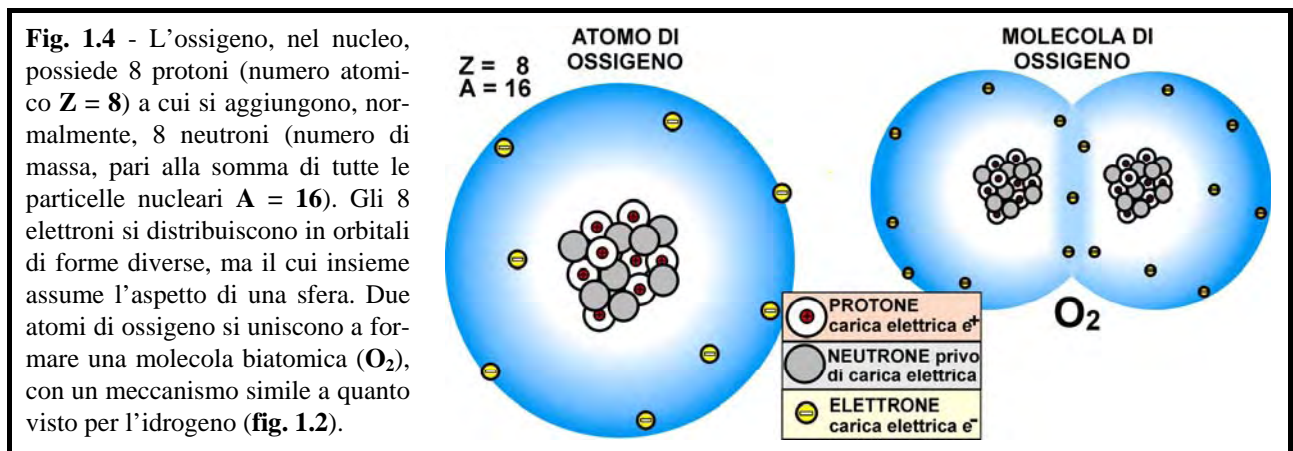
È l'ottavo elemento della tavola periodica, ha 8 protoni nel nucleo e 8 elettroni, di cui 2 nell'orbita **K** (nel livello **1s**, lo stato energetico più basso) e 6 elettroni nel livello **L** (2 nell'orbitale **2s** e 4 negli orbitali **2p**). I due elettroni interni si trovano in un orbitale di forma sferica coincidente con quello descritto per l'atomo di idrogeno. Il guscio L si trova ad un livello energetico superiore a quello del livello K ed è costituito da 4 tipi di cui uno costituente l'orbitale 2s e tre costituenti gli orbitali 2p.

L'orbitale 2s ha forma sferica con raggio leggermente superiore all'1s ed è completo con due elettroni. I livelli 2p sono tre, ciascuno a forma di due sfere disposte simmetricamente rispetto al nucleo e lungo tre assi ortogonali (**2p_x**, **2p_y**, **2p_z**; **fig 1.3**). Anche in questo caso si tratta di una illustrazione grafica della probabilità che l'elettrone si trovi nell'area ombreggiata, tanto più alta la prima quanto più scura è la seconda. I centri dei livelli 2p si trovano ad una distanza dal nucleo praticamente coincidente o poco superiore a quella del livello 2s; presi nel loro insieme (supponendo di rappresentare in un unico disegno le nuvole di tutti e quattro gli orbitali) farebbero apparire il livello L come una sfera concentrica, ma più grande di quella del

livello k. In questa sfera più grande 2 elettroni saturano il 2s e gli altri 4 si distribuiscono sui livelli 2p di cui una coppia in uno dei tre mentre gli altri due orbitali 2p ospitano un solo elettrone ciascuno (fig. 1.4).



Riassumendo, il livello energetico K è saturo contenendo il numero massimo di elettroni (2); mentre il livello energetico L, che potrebbe essere saturo con 8 elettroni, ne contiene 6, dato che 2 degli orbitali 2p possiedono una sola particella invece del doppietto elettronico completo. L'ossigeno tende a completare il livello energetico esterno per saturarlo ed acquisire una configurazione elettronica simile a quella del gas nobile più vicino della tabella periodica, il neon (Ne), caratterizzato da doppietti elettronici completi su ciascuno dei quattro orbitali del livello energetico L (lo stato energetico più basso e quindi alla massima stabilità chimica). Allo stato elementare infatti l'ossigeno si presenta come gas biatomico dove la molecola O_2 è costituita dalla parziale fusione dei livelli energetici L di due atomi (fig. 1.4).



Allo stato libero l' O_2 costituisce il 20 % in volume e il 21 % in peso dell'atmosfera presso il suolo. Allo stato combinato si trova in molti minerali come l'acqua, la silice (SiO_2) ed il calcare ($CaCO_3$) e nelle sostanze organiche insieme al carbonio, idrogeno e azoto. Le caratteristiche dell'atomo di ossigeno sono riportate in tab. 1.2.

simbolo	O	diametro molecolare O_2	$3 \cdot 10^{-8}$ cm
numero atomico (Z)	8	punto di fusione normale	54,3 °K
numero di massa (A)	16	punto di ebollizione normale	90,2 °K
massa atomica	15,9994	densità gas T/P standar	1,14 g/ml
massa molecolare O_2	31,999	potenziale di ionizzazione	13,6 eV
raggio atomico	$0,74 \cdot 10^{-8}$ cm	elettronegatività	3,5

Tab. 1.2 - Caratteristiche dell'ossigeno.

L'atomo di ossigeno ha un raggio più che doppio rispetto a quello dell'idrogeno ed una massa circa 16 volte più grande ($2,6 \cdot 10^{-23}$ g), essendo il nucleo costituito da 16 particelle (8 protoni + 8 neutroni). L'ossigeno è l'elemento più abbondante sulla Terra; esso costituisce quasi il 50 % in peso della crosta terrestre ed oltre il 90 % del volume totale. L'ossigeno che si trova in natura è una miscela di tre isotopi: ${}_8\text{O}^{16}$ (99,759 %), ${}_8\text{O}^{17}$ (0,037 %) e ${}_8\text{O}^{18}$ (0,204 %); pertanto la media ponderale fra i tre porta ad una massa atomica pari a 15,9994.

L'ossigeno manifesta il fenomeno di allotropia; può esistere allo stato elementare in più di una forma. Infatti somministrando energia all'ossigeno biatomico (come succede ai limiti superiori dell'atmosfera a causa dei raggi ultravioletti o per la scarica di fulmini durante i temporali) esso si riorganizza in molecole triatomiche:



L'ozono costituisce una barriera che limita l'eccessivo flusso di raggi ultravioletti del Sole (che impedirebbero la vita sulla superficie della Terra) ed è un energico ossidante, spesso usato come germicida. L'ossigeno è uno degli ossidanti più usati industrialmente per il basso costo di produzione e l'ampia disponibilità. In natura esercita il ruolo di ossidante nella combustione delle sostanze organiche negli organismi, con intervento di enzimi affinché le reazioni possano avvenire a temperature non elevate. Un caratteristica molto importante è l'**elettronegatività**, molto elevata, seconda soltanto a quella del fluoro (F): **l'ossigeno ha una forte tendenza ad attrarre elettroni** condivisi con altri atomi in molecole di cui fa parte.

1.3 - Il legame H - O

L'atomo di idrogeno tende ad acquisire un elettrone per completare, con un doppietto, il suo unico orbitale 1s (tende alla configurazione dell'elio, il gas nobile più vicino nella tavola periodica degli elementi). L'atomo di ossigeno tende ad acquisire due elettroni per completare i due orbitali 2p con altrettanti doppietti; in tal modo il livello energetico L si satura con un otetto elettronico (come la configurazione del Neon, il gas nobile che segue poco dopo l'ossigeno nella tabella periodica). La saturazione dei livelli più esterni consente il minimo stato energetico, condizione alla quale tende quasi tutta la materia. Gli atomi si combinano fra loro, scambiando o mettendo in compartecipazione elettroni, al fine di completare i loro livelli energetici o, più in generale, di rendere le configurazioni elettroniche simili a quelle dei gas inerti.

Ossigeno e idrogeno reagiscono producendo acqua; si formano molecole costituite da un atomo di ossigeno e da due atomi di idrogeno. Si può ipotizzare che due orbitali 1s di due atomi di idrogeno si fondono parzialmente con i due orbitali 2p dell'ossigeno contenenti un solo elettrone. Lo spazio risultante dalla parziale fusione degli orbitali rappresenta la probabilità che ambedue gli elettroni (uno dell'ossigeno e uno dell'idrogeno) si trovino contemporaneamente. In questo caso la compartecipazione permette il raggiungimento, anche se parziale, dello stato di minima energia caratteristico dei livelli energetici saturi dei gas inerti. Il tipo di legame chimico che si forma in questo caso viene detto "**covalente**"; si formano pertanto due distinti legami fra l'atomo di ossigeno e due atomi di idrogeno. Sono legami forti, tanto che occorre molta energia per separare l'idrogeno dall'ossigeno; infatti per l'elettrolisi occorre molta energia. Il legame covalente è "direzionale"; esso è allineato con l'asse congiungente i nuclei degli atomi che formano la molecola. Con l'ipotesi della parziale fusione degli orbitali 2p dell'ossigeno con quelli 1s degli idrogeni, l'angolo fra le direzioni dei due legami risulterebbe di 90° . La molecola potrebbe quindi essere rappresentata come in **fig. 1.5**.

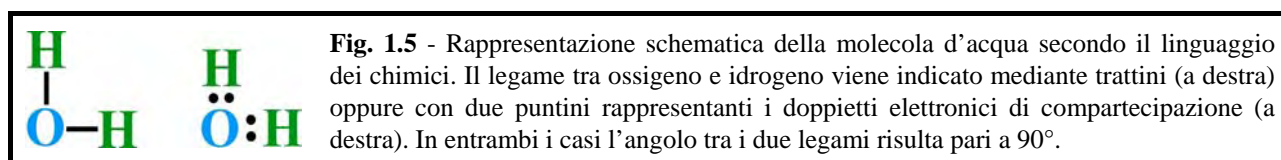


Fig. 1.5 - Rappresentazione schematica della molecola d'acqua secondo il linguaggio dei chimici. Il legame tra ossigeno e idrogeno viene indicato mediante trattini (a destra) oppure con due puntini rappresentanti i doppietti elettronici di compartecipazione (a destra). In entrambi i casi l'angolo tra i due legami risulta pari a 90° .

Nelle formule di struttura l'angolo di legame appare di 90° ; esse sono utilizzate nel linguaggio chimico perchè facili da riportare nei testi. In realtà misure cristallografiche mediante raggi X hanno stabilito che **l'angolo di legame nella molecola d'acqua è pari a $104,5^\circ$** . Nella molecola si instaurano equilibri diversi da quelli dei singoli atomi; si tratta di una struttura caratterizzata da tre nuclei (uno di ossigeno e due di idrogeno, quindi 10 protoni con una carica complessiva pari a $10 e^+$) avvolti da una nuvola elettronica in cui sono presenti complessivamente 10 elettroni ($10 e^-$). Questi ultimi tendono a disporsi nello spazio in modo da mantenere la massima distanza gli uni dagli altri. Nella molecola quindi si formano nuovi orbitali

(**orbitali molecolari**) con caratteristiche diverse da quelle degli **orbitali atomici** sopra descritti. Gli orbitali molecolari sono il risultato dell'ibridazione di orbitali atomici; perciò vengono anche detti **orbitali ibridi**.

L'atomo di idrogeno mantiene il suo orbitale atomico 1s anche nella molecola. Nell'atomo di ossigeno rimane invariato l'orbitale 1s saturo con il suo doppietto elettronico; gli orbitali 2s e 2p del livello energetico L, contenente in tutto 6 elettroni, si ibridano dando origine a quattro nuovi orbitali denominati con la sigla sp^3 (perchè il risultato dell'ibridazione di un orbitale s con tre orbitali p) nei quali si distribuiscono i 6 elettroni. Due orbitali sp^3 sono completi con un doppietto elettronico, mentre gli altri due contengono un solo elettrone. Gli orbitali ibridi hanno forma allungata e sono allineati lungo direzioni dal nucleo ai vertici di un tetraedro. I caratteri geometrici fondamentali del tetraedro si possono desumere unendo, con sei spigoli, i quattro vertici opposti di un cubo (**fig. 1.6**). Gli spigoli sono uguali perchè tutti diagonali delle facce del cubo; essi formano quattro triangoli equilateri equivalenti che sono le facce del tetraedro. Questo solido è, ad esclusione della sfera, il più semplice e con un grado di simmetria molto elevato, molto vicino a quello del cubo da quale deriva. È la figura più frequente riscontrabile in natura, sia nel mondo inorganico (per es. la cella tetraedrica SiO_4 nel dominio dei silicati, che costituiscono la quasi totalità della litosfera), sia in quello organico (il tetraedro fondamentale con il carbonio al centro). Il centro geometrico del tetraedro coincide con quello del cubo all'intersezione di due diagonali del solido; congiungendo il centro con i vertici si ottengono angoli pari a poco più di 109° .

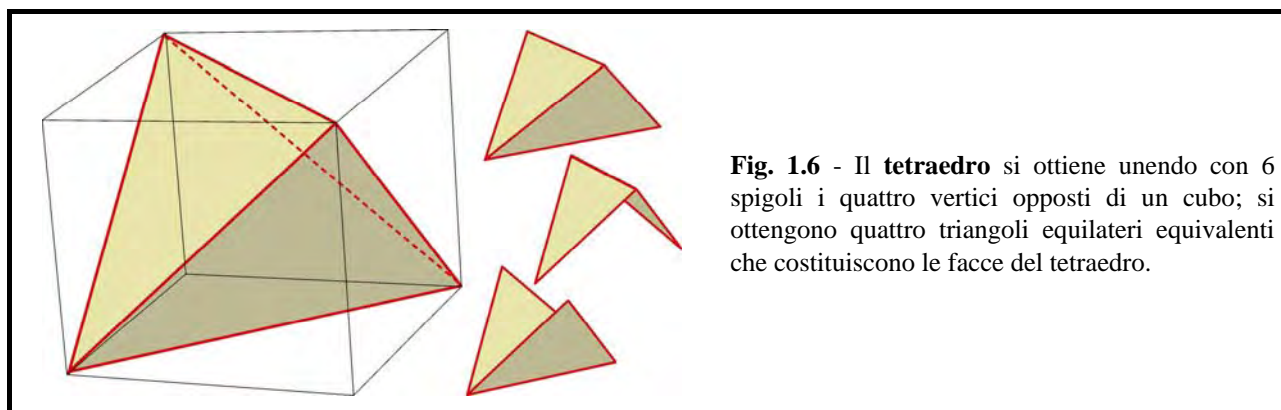
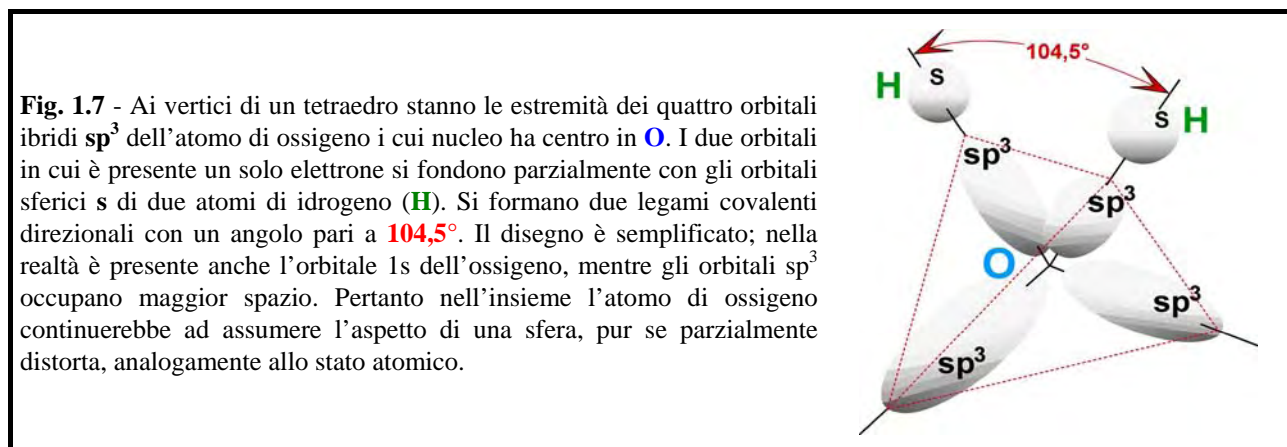


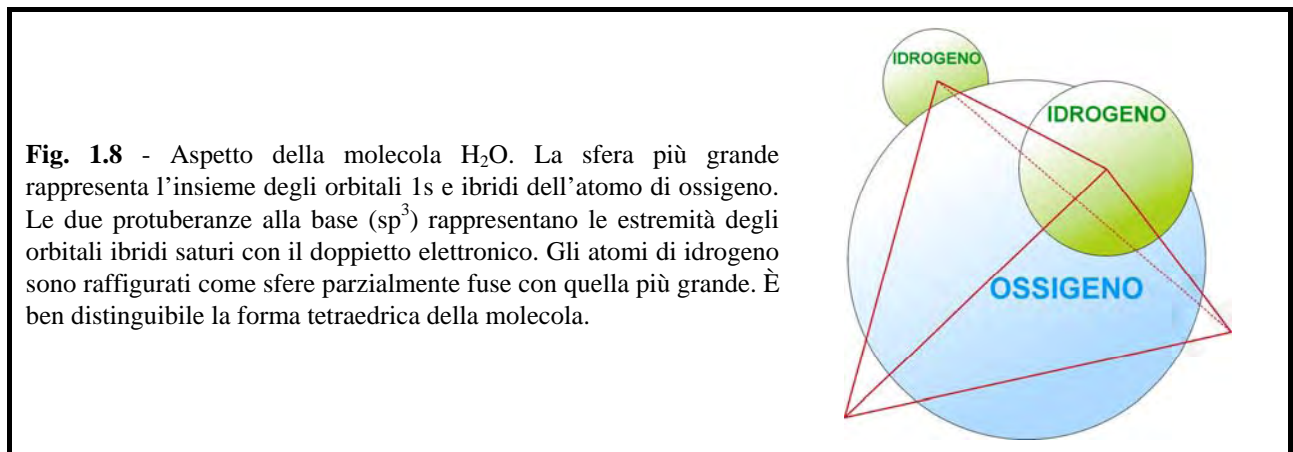
Fig. 1.6 - Il **tetraedro** si ottiene unendo con 6 spigoli i quattro vertici opposti di un cubo; si ottengono quattro triangoli equilateri equivalenti che costituiscono le facce del tetraedro.

L'angolo fra le direzioni degli orbitali ibridi dell'ossigeno ($104,5^\circ$) è leggermente inferiore a quello del tetraedro che risulta quindi leggermente deformato. I due orbitali sp^3 con un solo elettrone si "fondono" con gli orbitali degli atomi di idrogeno (**fig. 1.7**) con conseguente formazione della molecola (**fig. 1.8**). Questa ha dimensioni poco superiori a quelle dell'atomo di ossigeno con una distanza fra i centri degli atomi di ossigeno e idrogeno di circa $1 \cdot 10^{-8}$ cm. La sua massa molecolare (la somma delle masse atomiche dei singoli atomi) è pari a 18,0153; la massa assoluta di una molecola è quasi $2,9 \cdot 10^{-23}$ g.



In un bicchiere d'acqua da 1/10 di litro vi sono poco meno di $3,5 \cdot 10^{24}$ molecole. Per renderci conto delle dimensioni di questo numero può risultare interessante il seguente esempio. È stato calcolato che se si potessero marcare le molecole contenute in quel bicchiere d'acqua e se queste fossero sparse in modo

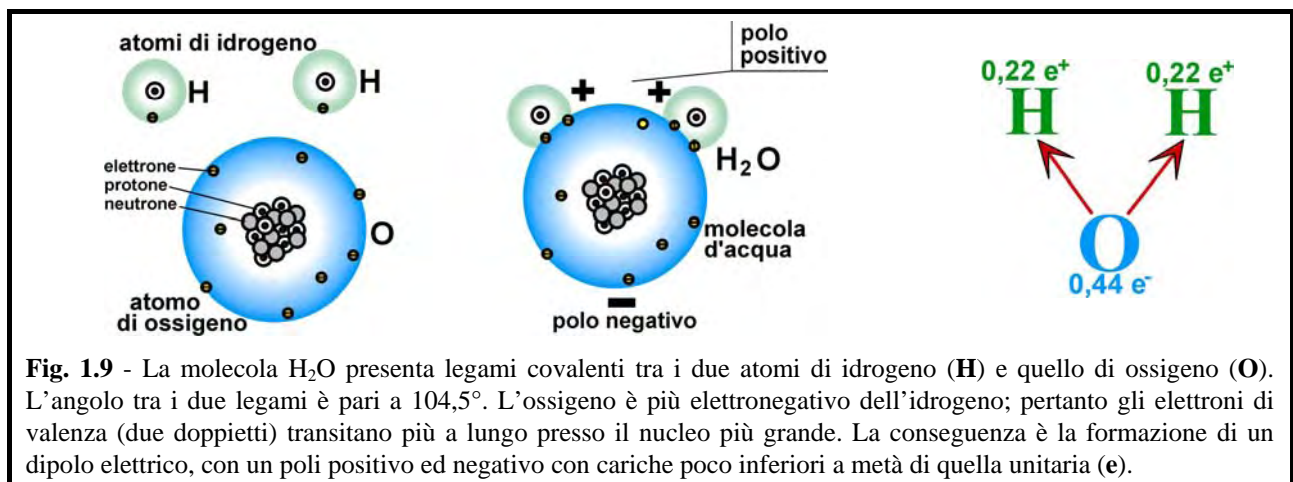
omogeneo in tutti gli oceani, raccogliendo dal mare un volume d'acqua pari a quello dello stesso bicchiere, in esso sarebbero presenti circa 2.000 molecole marcate.



1.4 - La polarità del legame H - O

L'ossigeno e l'idrogeno presentano valori diversi nella scala dell'elettronegatività: 2,1 e 3,5 rispettivamente. La tendenza ad attrarre gli elettroni condivisi da parte dell'ossigeno è più forte; i doppietti in compartecipazione costituenti i legami covalenti, si trovano più a lungo intorno al nucleo di ossigeno. Si parla di "**legame polare**" quando fra due atomi legati in una molecola gli elettroni di compartecipazione non sono posseduti in eguale misura. I legami in quasi tutte le sostanze presentano una polarità più o meno accentuata; legami del tutto privi di polarità si possono avere fra due atomi della stessa specie, come nel caso dei gas biatomici O₂, H₂, N₂,... nei quali la coppia di elettroni ha la stessa probabilità di trovarsi attorno ad un nucleo come attorno all'altro e il "centro" delle cariche negative coincide col centro della molecola.

La molecola dell'acqua ha due legami polari. Essa è elettricamente neutra perchè possiede una carica complessiva pari a $10 e^- + 10 e^+ = 0$, ma a causa della ineguale ripartizione delle coppie di elettroni, intorno all'ossigeno si accumula una carica negativa, mentre intorno agli idrogeni rimane scoperta una carica positiva (**fig. 1.9**). Quella dell'acqua è una molecola polare detta "**dipolo**". La carica elettronica totale media su ciascun idrogeno è $0,78 e^-$ (invece di $1 e^-$), mentre quella dell'ossigeno è $8,44 e^-$ (invece di $8 e^-$). Tenendo conto della distanza **d** fra i centri delle cariche opposte, approssimativamente leggermente inferiore al doppio di quella (10^{-8} cm) fra i nuclei dei due tipi di atomi, e del valore della carica **q** di ciascun polo $2 \cdot (1 - 0,78) = 0,44 e$, si può calcolare, approssimativamente, il **momento dipolare (d·q)**, pari a 0,8 Debye.

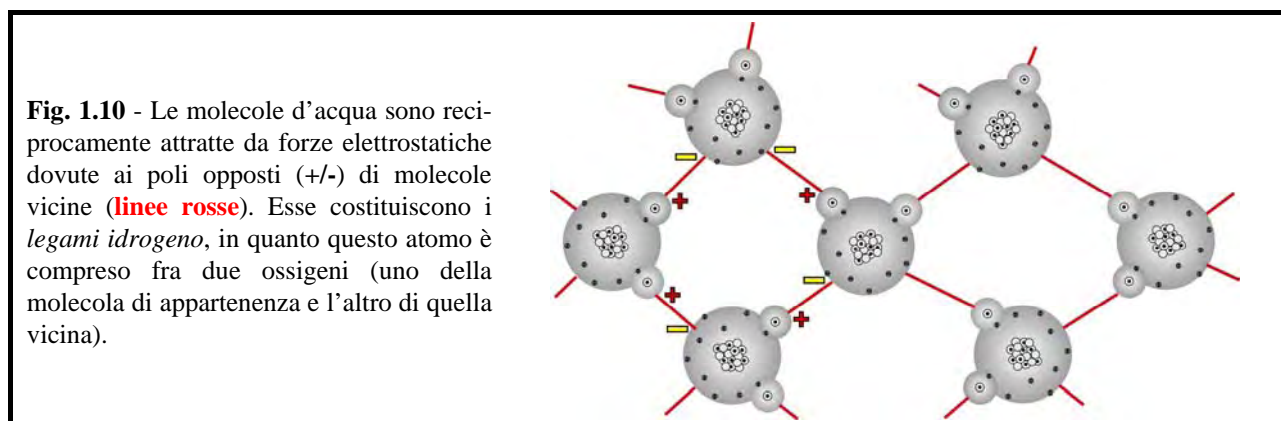


La molecola d'acqua risulta elettricamente asimmetrica. Essa tende, in virtù della sua qualità di dipolo elettrico, ad orientarsi sotto l'azione di un campo elettrico. Il comportamento dei dipoli in un campo elettrico permette di distinguere il grado di polarità delle molecole delle diverse sostanze; in pratica è possibile

determinare di quelle sostanze la costante dielettrica. Quest'ultima è definita dal rapporto tra la capacità di un condensatore quando fra le armature è posta la sostanza in esame e la capacità del medesimo condensatore nel vuoto ed è tanto più alta quanto maggiore è il momento dipolare delle molecole. **La costante dielettrica dell'acqua è pari 80**, il più alto valore fra i liquidi normali e uno dei più alti in assoluto. Se i dipoli elettrici delle molecole d'acqua rispondessero al campo elettrico indipendentemente l'uno dall'altro, la costante dielettrica assumerebbe un valore pari a 30; ancora molto alta, ma quasi un terzo del suo valore reale. L'interazione che alza il valore della costante dielettrica fino a 80 è anche quella responsabile di tutte le altre caratteristiche eccezionali dell'acqua rispetto alle altre sostanze presenti in natura. Questa interazione fra le molecole (il "**legame idrogeno**") fa sì che esse agiscano di concerto, con un effetto moltiplicativo nella loro risposta a stimoli esterni come, per esempio, un campo elettrico.

1.5 - Il legame idrogeno

La posizione reciproca di due molecole vicine non è casuale, ma dipende dal fatto che esse sono dipoli elettrici. La carica negativa di una molecola attrae la carica positiva dell'altra molecola; le estremità di uguale segno invece si respingono assecondando l'avvicinarsi delle cariche opposte. Considerando tante molecole vicine, risulta che i lobi negativi dell'ossigeno di una molecola (le estremità dei due orbitali sp^3 completi con i loro doppietti elettronici; **figg. 1.7 e 1.9**) si dispongono vicino agli atomi di idrogeno (dove prevalgono le cariche positive) di due molecole adiacenti. In questo modo ogni molecola d'acqua è circondata da altre quattro mediante quattro atomi di idrogeno che fanno da "ponte": due di questi fanno parte della molecola stessa, mentre altri due fanno parte di due delle molecole adiacenti (**fig. 1.10**).

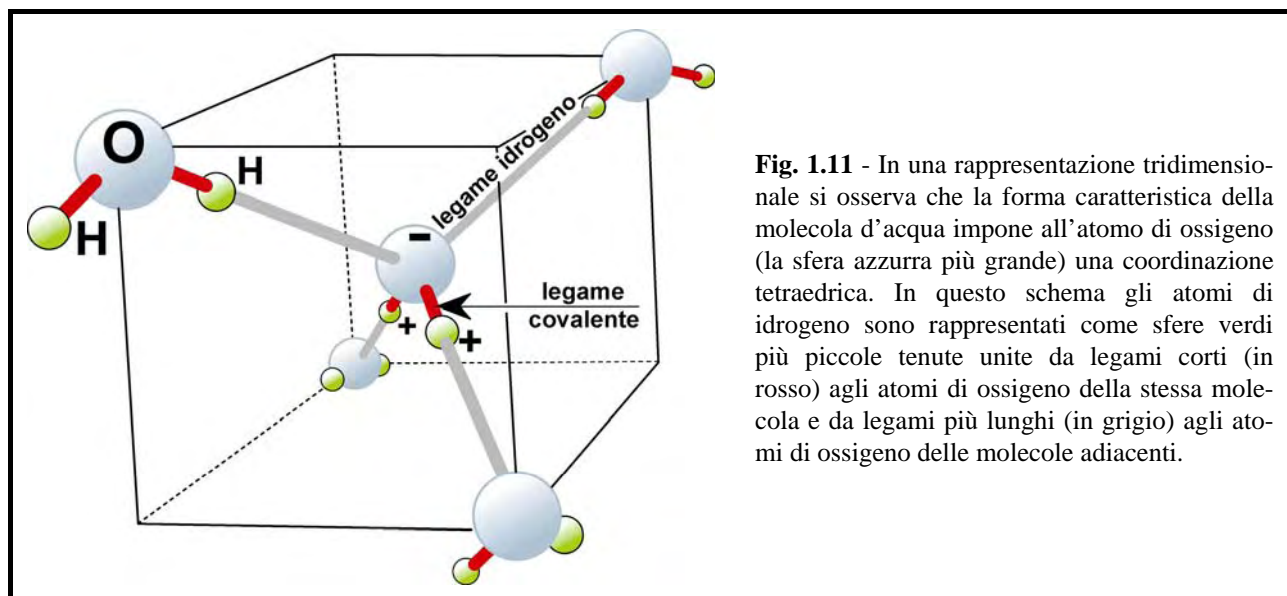


Ogni atomo di ossigeno è coordinato con quattro atomi di idrogeno di cui due, molto vicini, costituenti la stessa molecola ed altri due, più distanti, facenti parte di distinte molecole adiacenti. Ogni atomo di idrogeno è coordinato linearmente con due atomi di ossigeno di cui uno con un forte legame covalente perché costituente la stessa molecola e l'altro, più distante e facente parte della molecola adiacente, con una forza di tipo elettrostatica. Ogni atomo di idrogeno fa da "ponte", ossia è un protone condiviso, seppure in modo quantitativamente diverso, da due atomi molto elettronegativi. Questo ponte è il **legame idrogeno**, forte nel tenere "insieme" le molecole, ma appena un trentesimo della forza del legame covalente fra idrogeno e ossigeno all'interno della molecola.

La **fig. 1.10** è un tentativo di raffigurazione nel piano del legame idrogeno fra molecole d'acqua adiacenti. In realtà, in una molecola, le estremità negative dei lobi sp^3 e i poli positivi dei nuclei di idrogeno si trovano ai vertici di un tetraedro (**figg. 1.7 e 1.8**). Quindi, usando una terminologia più corretta, si dice che "*ogni atomo di ossigeno è coordinato tetraedricamente con quattro atomi di idrogeno*" (**fig. 1.11**). Nella rappresentazione a tre dimensioni gli atomi di idrogeno sono sempre coordinati linearmente con due atomi di ossigeno. Se si immaginasse di ampliare con altre molecole la struttura rappresentata in **fig. 1.11**, si otterrebbe un reticolo, dove i centri delle molecole (gli ossigeni) occuperebbero vertici di esagoni. Questa simmetria rende ragione delle infinite forme delle stelline esagonali tipiche del ghiaccio (**fig. 1.12**).

La molecola d'acqua presenta due caratteristiche peculiari: il carattere direzionale del legame idrogeno e la struttura tetraedrica della distribuzione delle cariche elettriche. L'energia posseduta dall'acqua dipende da quella cinetica delle molecole, la cui media determina la temperatura. A valori

inferiori a 0 °C l'energia cinetica delle molecole è piccola rispetto alla forza del legame idrogeno, che quindi "impone" posizioni rigidamente fisse alle molecole stesse, secondo un reticolo cristallino caratterizzato da simmetria esagonale quale conseguenza della coordinazione tetraedrica degli atomi di ossigeno (**fig. 1.12**). A temperature superiori a 100 °C il legame idrogeno è troppo debole rispetto all'energia cinetica delle molecole che sono completamente libere di muoversi in tutto lo spazio.



In condizioni standard l'acqua liquida esiste a temperature comprese nell'intervallo 0 ÷ 100 °C. Nell'acqua solo le molecole più vicine si dispongono tetraedricamente; esse si ordinano nello spazio a piccoli gruppi. Il legame idrogeno, pur riuscendo a tenerle in qualche modo vincolate, non è in grado di imporre un reticolo cristallino come nel ghiaccio. Il legame idrogeno si forma e si rompe continuamente (la sua vita media nell'acqua liquida è circa 10^{-12} sec). Attorno ad una data molecola non sono presenti le stesse molecole, ma vi è un continuo avvicendamento, che comunque garantisce la coordinazione tetraedrica di ciascuna. Pur essendo il legame idrogeno parzialmente sopraffatto dall'energia cinetica delle molecole, esso riesce ad impedire alle singole particelle di assumere una completa indipendenza dalle altre in un campo di temperature (0 ÷ 100 °C) molto ampio. **Il legame idrogeno è il principale responsabile delle caratteristiche che rendono l'acqua un composto eccezionale.**

