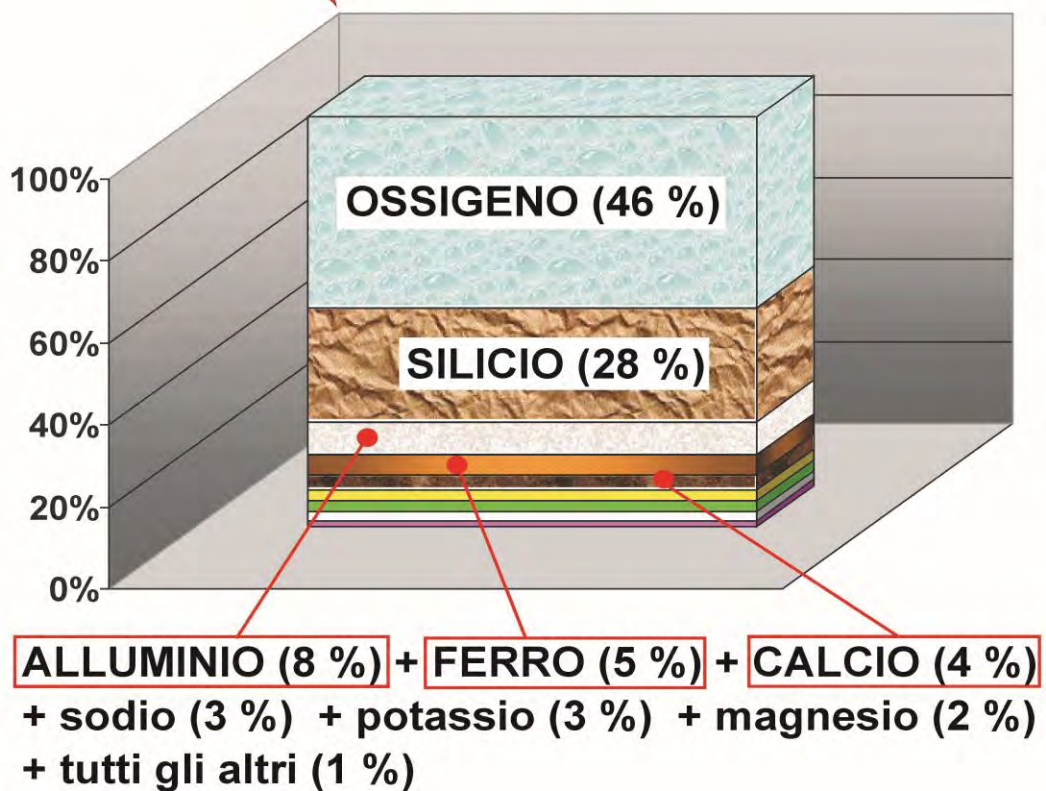
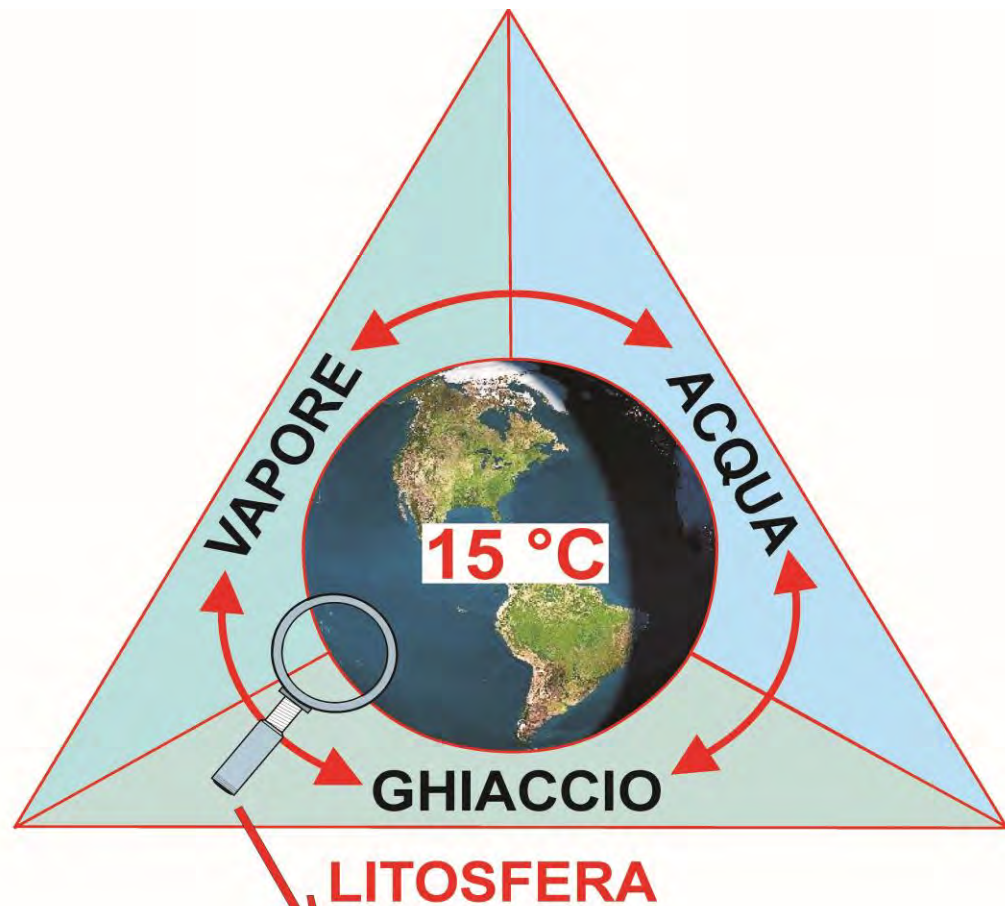


MODULO II: COMPOSIZIONE DELLA TERRA



La probabilità che in un punto dell'Universo possa esserci una temperatura alla quale possa esistere **acqua** allo stato liquido è pari a circa 1 su 10.000.000. Una situazione eccezionale, ma lo è ancor di più quella della Terra, la cui temperatura media superficiale (**14/15 °C**), è compresa nell'intervallo $10 \div 20$ °C che consente la contemporanea presenza dell'acqua anche allo stato solido (**ghiaccio**) e gassoso (**vapore**).

La contemporanea presenza dei tre stati fisici dell'acqua è una caratteristica che rende il nostro pianeta unico nel Sistema Solare e molto raro nell'Universo; è la ragione per cui è possibile il **ciclo dell'acqua**, che comporta continui passaggi da uno stato all'altro. Dal ciclo dell'acqua dipendono molti dei fenomeni sulla superficie della Terra, la sua stessa morfologia e l'esistenza della vita.

Non solo acqua tuttavia ed anche se la sua presenza distingue la Terra nell'Universo, non è la materia più abbondante. La massa della **litosfera** (la porzione più superficiale del globo), per esempio, è costituita dal **46 % di ossigeno** (entra nella composizione chimica di quasi tutte le sostanze), dal **28 % di silicio** (costituente fondamentale dei materiali rocciosi) e da minori quantità di **alluminio**, **potassio**, **magnesio**,....

Fra gli elementi più rari è il **carbonio**, eppure il più importante per la vita. Tutti i materiali che costituiscono i viventi (ed i loro derivati) sono costituiti da composti del carbonio. Possiamo affermare che così come il dominio minerale può essere descritto dalla "*chimica del silicio*", quello vivente può essere descritto dalla "*chimica del carbonio*".

Con il **Modulo II (Composizione chimica della Terra)** si definiscono le principali caratteristiche dei materiali costituenti il nostro pianeta attraverso l'analisi delle abbondanze degli elementi e del loro ruolo nei cicli della materia (**capitolo 1**). Quindi si passa a descrivere lo stato fisico dei materiali terrestri e le loro trasformazioni (**capitolo 2**). Infine si studiano i composti del silicio quali costituenti fondamentali del dominio minerale (**capitolo 3**). Si tratta di rispondere alla seguente domanda: **di che cosa è fatta la Terra?**

1 - COMPOSIZIONE CHIMICA DELLA TERRA

1.1 - Di che cosa è fatta la Terra

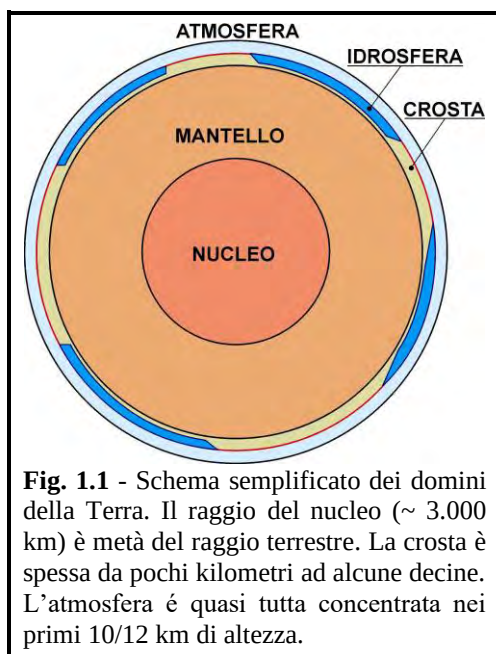


Fig. 1.1 - Schema semplificato dei domini della Terra. Il raggio del nucleo (~ 3.000 km) è metà del raggio terrestre. La crosta è spessa da pochi chilometri ad alcune decine. L'atmosfera è quasi tutta concentrata nei primi 10/12 km di altezza.

La Terra (**fig. 1.1**) può essere suddivisa nel seguente modo:

biosfera, insieme di tutti gli organismi viventi sulla Terra;
atmosfera, involucro gassoso della Terra;
idrosfera, insieme delle acque superficiali (mari, fiumi, laghi, nubi,...) e sotterranee (falde acquifere, umidità del suolo, acque ipogee,...);
litosfera, involucro rigido della Terra (crosta e porzione superficiale del mantello superiore);
astenosfera, costituisce gran parte del mantello superiore (fino ad un massimo di 250 km di profondità);
mantello inferiore e nucleo, le parti più profonde della Terra, quelle meno conosciute.

Astenosfera, litosfera, idrosfera e atmosfera costituiscono il **dominio minerale**; la biosfera è il **dominio vivente**; **ambiente fisico** e **ambiente biologico** rispettivamente. È un modello a sfere concentriche, ovvero una serie di "strati" fra loro interdipendenti, ispirato da certe visioni medioevali del mondo, protese a raffigurare una grande struttura unitaria, una sorta di architettura dell'Universo.

Conosciamo abbastanza bene biosfera, l'atmosfera, l'idrosfera e la parte più superficiale della litosfera (poco delle sue porzioni profonde).

Sappiamo nulla direttamente della astenosfera, ma è possibile formulare ipotesi attendibili. Le supposizioni sulla composizione delle porzioni più profonde della Terra vanno considerate con molta cautela. *Ciò che conosciamo e che possiamo conoscere del nostro pianeta è sempre più approssimativo e difficile dalla superficie verso il centro.* Qual è lo stato attuale delle conoscenze? Per rispondere a tale domanda è necessario conoscere un po' di *chimica* (**scheda 1.1**).

1.2 - Elementi della biosfera, dell'atmosfera e dell'idrosfera

Le sostanze elementari (specie atomiche) più diffuse nei viventi, animali e vegetali, di qualunque dimensione, acquatici o terrestri, sono rappresentati nella **tab. 1.1**. Esse partecipano alla formazione della materia vivente per il 97 % in massa circa: sono detti **elementi primari plastici**, con numero atomico minore di 10. L'atomo più pesante, l'ossigeno ($M \sim 16$) è uno dei più leggeri tra quelli elencati in **tab. 1.6**. Il restante 3 % è costituito da più di venti elementi, i più importanti dei quali con numero atomico compreso fra 10 e 20 (**scheda 1.2**). Gli elementi pesanti nella materia vivente sono scarsi.

elemento	simbolo	numero atomico (Z)	massa atomica relativa (M)
ossigeno	O	8	15,99
carbonio	C	6	12,01
idrogeno	H	1	1,01
azoto	N	7	14,01

Tab. 1.1 - Elementi primari plastici.

elemento	simbolo	numero atomico (Z)	massa atomica relativa (M)	% in volume
azoto	N	7	14,01	78,08
ossigeno	O	8	15,99	20,97
argon	Ar	18	39,95	0,93
carbonio	C	6	12,01	0,017
neon	Ne	10	20,18	0,002
elio	He	2	4,00	0,0005
idrogeno	H	1	1,01	0,0002
kriptone	Kr	36	83,80	0,0001
xenone	Xe	54	131,30	0,000009

Tab. 1.2 - Gli elementi dell'atmosfera.

L'atmosfera, escludendo l'acqua in essa contenuta (umidità, nebbia, nuvole, pioggia, grandine, neve) ed eventuali sostanze inquinanti, è costituita dagli elementi riportati in **tab. 1.2**; i valori tengono conto anche degli elementi che compongono l'anidride carbonica (CO_2 ; ~ 0,03 %) ed il metano (CH_4 ; ~ 0,0002 %). È difficile stabilire i limiti dell'atmosfera; il suo strato più basso (*troposfera*) compene-tra parte delle altre sfere (litosfera, idrosfera e bio-sfera). L'aria si mescola con le acque superficiali, si insinua nelle minuscole discontinuità del suolo, entra nella materia vivente a tutti i livelli della sua organizzazione.

La troposfera, parte dell'atmosfera che si innalza a non più di 10/12 km di altezza, contiene il 70 ÷ 80 % della massa totale dell'aria; in essa avvengono la circolazione dell'aria (fondamentale per il tempo atmosferico in tutto il globo) e una parte importante dei processi legati ai viventi. Ha uno spessore sottile, meno della cinquecentesima parte del raggio terrestre, come una pellicola inferiore al millimetro che avvolge una sfera di un metro di diametro. All'aumentare della altitudine la pressione dell'aria diminuisce (**fig. 1.2**); l'aria si fa più rarefatta, fino a diventare quasi inesistente, senza che sia possibile stabilire un confine netto.

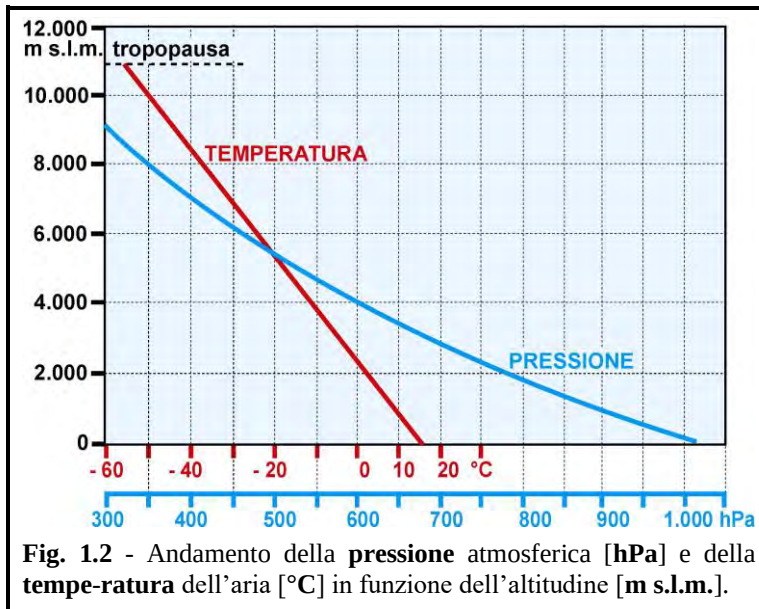


Fig. 1.2 - Andamento della **pressione** atmosferica [hPa] e della **temperatura** dell'aria [°C] in funzione dell'altitudine [m s.l.m.].

Le molecole dei diversi gas che compongono l'atmosfera, in funzione della loro massa, tendono a stratificarsi; le più pesanti (azoto e ossigeno) in prossimità della superficie, quelle più leggere (idrogeno), al di sopra (**tab. 1.3**). In **fig. 1.3**, dove illustrata l'abbondanza dei gas più comuni in funzione dell'altezza; si osserva che il più leggero costituisce quasi interamente l'atmosfera oltre i 130 km di altezza. Le molecole più pesanti sono quelle dell'anidride carbonica e dell'acqua, ma in quantità così ridotte (0,03 % e 0,2 % rispettivamente) che non sono rappresentate nel diagramma. Salendo di quota l'argo diventa molto rarefatto, fino a diventare assente fra i 60 e 80 km di altezza, mentre compare l'elio che diventa il gas più importante con l'idrogeno. In linea di massima il comportamento fisico dell'atmosfera obbedisce alle classiche leggi della termodinamica (**scheda 1.3**).

Altezza (km)	pressione mm Hg	Ar [%]	N ₂ [%]	H ₂ O [%]	O ₂ [%]	CO ₂ [%]	H ₂ [%]	He [%]
140	0,0040	-	0,01	-	-	-	99,63	0,36
120	0,0052	-	0,19	-	-	-	99,35	0,46
100	0,0067	-	2,97	0,05	0,11	-	96,31	0,56
80	0,0123	-	32,39	0,17	1,86	-	65,11	0,47
60	0,0935	0,03	81,33	0,15	7,70	-	10,69	0,10
40	1,94	0,22	86,43	0,06	12,61	-	0,67	0,01
20	40,99	0,59	81,24	0,02	18,10	0,01	0,04	-
15	89,66	0,77	79,52	0,01	19,66	0,02	0,02	-
10	168,00	0,94	78,02	0,01	20,99	0,03	0,01	-
5	405,00	0,94	77,89	0,18	20,95	0,03	0,01	-
suolo	760,00	0,93	78,08	0,20	20,75	0,03	0,01	-

Tab. 1.3 - Composizione dell'atmosfera alle varie altitudini. Sono espresse le percentuali in volume (rispetto al totale) relative ai diversi gas.

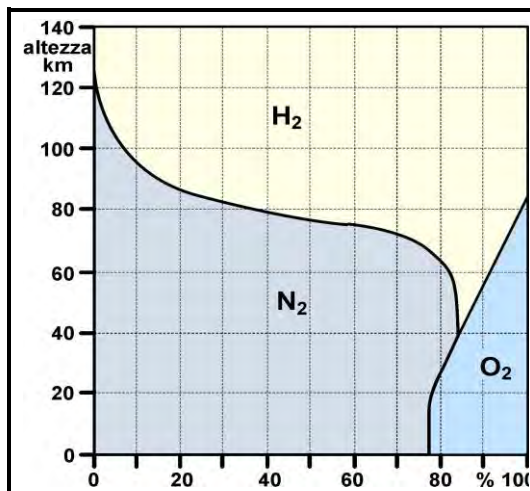


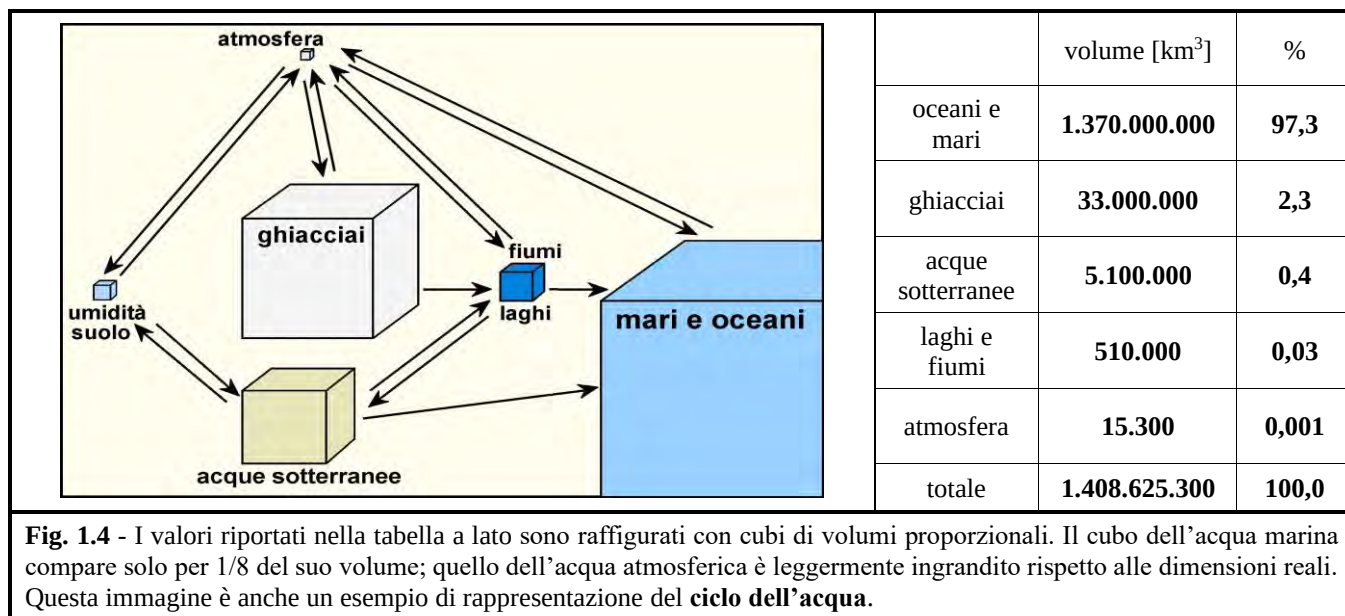
Fig. 1.3 - Composizione dell'atmosfera alle varie quote. % (rispetto al totale) in volume relative ai gas più importanti: **azoto** (N₂), **ossigeno** (O₂) e **idrogeno** (H₂). Tutti gli altri, citati nelle **tabb. 1.2 e 1.3**, sono in quantità trascurabili per essere rappresentati graficamente.

L'**acqua** pura è costituita dall'89 % in peso di **ossigeno** e dell'11 % in peso di **idrogeno**, ma in essa sono presenti altre sostanze, in percentuali quasi sempre molto piccole. La maggior parte della superficie della Terra (3/4) è coperta dall'acqua (**fig. 1.4**). La temperatura dell'aria, a livello del suolo, è tale da consentire l'esistenza dell'acqua contemporaneamente nei tre stati: *solido* (il ghiaccio e la neve sulle montagne e sui poli), *liquido* (mari, laghi e fiumi) e *gassoso* (l'umidità contenuta nell'atmosfera). Questa speciale condizione, rispetto agli altri pianeti del Sistema Solare (e forse rispetto ad altri satelliti di altri sistemi stellari dell'Universo), è la ragione della vita.

Il diverso irraggiamento solare, maggiore all'equatore e minore ai poli, determina squilibri termici tali da provocare grandi spostamenti di masse d'aria che sono all'origine della successione degli eventi meteorologici nel tempo e

nello spazio. In questi processi è ancora protagonista l'acqua, coinvolta in un grande ciclo che ne permette la distribuzione sulle terre emerse, consentendo l'alimentazione dei ghiacciai, dei fiumi, dei laghi.

L'acqua costituisce la frazione principale degli organismi (**tab. 1.4**) e costituisce il mezzo fondamentale dei liquidi di trasporto in natura (sangue, linfa delle piante, soluzioni nutritive presenti nel suolo a disposizione delle radici). L'acqua è il solvente per eccellenza (col tempo quasi tutte le sostanze presenti in natura si sciolgono in essa).



1.3 - Elementi della litosfera e della Terra profonda

Le analisi chimiche, effettuate da diversi decenni su un elevato numero di campioni di materiali della litosfera provenienti da tutto il globo (raccolgendo frammenti della superficie o di pozzi e di miniere molto profonde o di materiali espulsi dai vulcani,... e, più recentemente, anche dai fondali oceanici, abissi compresi) hanno permesso, con buona approssimazione, di determinare gli elementi più abbondanti della litosfera (**tab. 1.5**), quasi tutti mediamente più "pesanti" rispetto a quelli delle altre "sfere".

Vegetali		Animali		Uomo	
seme di girasole	5	ratto	65	corpo umano	65
chicco di	70	aringa	67	ossa	22
frutto di ananas	87	gallina	74	cervello	74
pomodoro	95	rana	78	muscolo	77
		aragosta	79	rene	81
		lombrico	80	sangue	84
		medusa	96		

Tab. 1.4 - Percentuali dell'acqua rispetto al peso di alcuni organismi o di parti di essi.

L'ossigeno e il silicio rappresentano insieme i 3/4 del peso totale e quasi il 95 % del volume. Gli altri elementi sono distinti in tre gruppi fondamentali: alluminio/ferro (sempre presenti ed abbondanti), calcio/sodio/potassio/magnesio (quasi sempre presenti e, salvo qualche caso, quasi mai abbondanti) e quello di tutti gli altri elementi (molto rari, talvolta presenti in tracce, eccezionalmente in quantità apprezzabili). Considerando maggiori profondità della Terra, le conoscenze diminuiscono. Ciò che sappiamo sui materiali profondi, sotto la crosta, non è il risultato di indagini dirette, ma basato

su prove indirette e su modelli compatibili con esse. Fenomeni di origine profonda possono infatti essere registrati in superficie.

Non vi sono valide ragioni per negare che tutto il mantello sia costituito dagli stessi elementi della litosfera, ma non è ancora possibile indicare le percentuali in peso o in volume delle singole specie atomiche, come sopra visto per le altre sfere. Possiamo ipotizzare percentuali minori dell'insieme silicio/ossigeno e una maggiore presenza degli elementi più pesanti; il ferro, per esempio, dovrebbe essere in percentuale crescente con

elemento	simbolo	numero atomico (Z)	massa atomica relativa (M)	% in peso	% in volume
ossigeno	O	8	15,99	46,6	93,8
silicio	Si	14	55,85	27,7	0,9
alluminio	Al	13	26,98	8,1	0,5
ferro	Fe	26	55,85	5,0	0,4
calcio	Ca	20	40,08	3,6	1,0
sodio	Na	11	22,99	2,8	1,3
potassio	K	19	39,10	2,6	1,8
magnesio	Mg	24	24,31	2,1	0,3
tutti gli	-	-	-	1,5	0,9
totali	-	-	-	100	100

Tab. 1.5 - Gli elementi della **litosfera**.

la profondità. D'altra parte sappiamo che in una miscela di materiali, i più leggeri tendono a “galleggiare” sugli altri che migrano, per gravità, verso il basso. L'ipotesi che i materiali del mantello siano costituiti da elementi più pesanti in funzione della profondità è coerente con le caratteristiche fisico-meccaniche che tali materiali debbono avere per rendere ragione delle modalità con le quali si propagano le onde sismiche. Si ipotizza che le composizioni chimiche qualitative dei materiali della crosta e del mantello siano simili; con la profondità cambia la composizione quantitativa a vantaggio degli elementi più pesanti. Al di sotto dei 2.900 km, nel nucleo, tutto cambia repentinamente tanto che la densità dei materiali quasi raddoppia (oltre 10 kg/dm³), fino a più di 13 kg/dm³ nel nucleo interno. Si pensa ad una composizione in elementi in grado di rendere ragione di simili densità, pur con tutte le cautele del caso, dato che il centro della Terra è in condizioni di pressione e temperatura poco note e molto diverse da quelle che conosciamo, sulle quali fondiamo le nostre conoscenze di fisica e di chimica.

È possibile che il nucleo terrestre sia composto di ferro con piccole quantità di altri minerali. Il ferro è un elemento comune nel Sistema Solare, è il più abbondante nella Terra dopo l'ossigeno, il silicio e l'alluminio e ha una densità vicina al valore desunto dallo studio della propagazione delle onde sismiche. Le meteoriti metalliche sono composte di ferro con un po' di nichel e anche nel Sole si trova del ferro. Esso è stato sottoposto in laboratorio a pressioni molto grandi e i risultati di questi esperimenti non danno motivo per escludere che, insieme al nichel, possa essere il principale elemento costituente il nucleo. Secondo un'altra ipotesi, meno accettata, il nucleo non sarebbe chimicamente molto diverso dal mantello, ma il materiale, sottoposto a straordinarie pressioni, vi raggiungerebbe un'alta densità e si comporterebbe come un metallo.

1.4 - Una breve sintesi

Riassumendo quanto sopra sulle diverse “sfere” della Terra, si possono trarre le seguenti conclusioni:

- l'**ossigeno**, considerando l'insieme di tutte le sfere (nucleo escluso), è l'elemento più abbondante ed è sempre accompagnato da uno o più elementi caratteristici;
- il **nucleo** sembra costituito da **ferro** e da una minore quantità di **nichel**; questa sfera può essere indicata con il termine **nife** (dai simboli chimici **Ni** e **Fe**);
- il **mantello profondo** sembra costituito dagli elementi più pesanti fra quelli presenti nella crosta; l'ossigeno è forse ancora l'elemento più abbondante, accompagnato dal **silicio**; il ferro sembra in maggiore percentuale rispetto alla crosta e crescente con la profondità; altro elemento più abbondante rispetto alla crosta è il **magnesio**; questa sfera è indicata con il termine **sima** (dal simbolo chimico **Si** e dalle iniziali del **magnesio**);
- la **litosfera** (comprensiva della crosta e del mantello superiore) è dominata dalla prevalenza dell'ossigeno e del silicio; il silicio è l'elemento caratterizzante il dominio minerale; il ferro, pur essendo il quarto elemento, è meno importante; diminuisce il magnesio ed aumenta l'**alluminio**; questa sfera è indicata con il termine **sial** (dai simboli chimici **Si** ed **Al**);
- l'**idrosfera** è dominata dall'ossigeno, mentre l'elemento caratteristico è l'**idrogeno**, raro sulla Terra, ma il più abbondante nell'Universo;
- nell'**atmosfera** l'ossigeno, elemento importante per i processi fisici, chimici e biologici, perde il primato dell'abbondanza a favore dell'**azoto**, importante nel regno vivente e molto e meno rilevante in quello minerale;
- anche nella **biosfera** l'ossigeno è abbondante, insieme all'idrogeno e all'azoto; ma l'elemento più caratteristico è il **carbonio** che, per contrasto, è fra i più rari e meno disponibili nel dominio minerale.

La denominazione delle sfere del dominio minerale in nife, sima e sial tiene conto della composizione chimica dei materiali che le costituiscono e ricalcano il modello di costituzione della Terra proposto da Eduard SUESS nel 1885. Successivamente furono proposte altre teorie, basate su nuove conoscenze; tuttavia si è descritto il modello di Suess perché più semplice ed in grado di associare meglio l'abbondanza degli elementi fondamentali in funzione della profondità. È necessario sottolineare che gli elementi che caratterizzano le varie sfere del nostro pianeta non costituiscono quasi mai sostanze pure, ma combinazioni di atomi diversi a formare composti e miscugli (**scheda 1.4**) e con continue trasformazioni chimiche che sono alla base dei cicli degli elementi stessi.

1.5 - Sostanze organiche ed inorganiche: il ciclo del carbonio

Non si conoscono validi motivi per pensare che la composizione chimica della litosfera di oltre tre miliardi di anni fa fosse diversa dalla attuale (**tab. 1.5**). Allora, secondo le teorie più accreditate, ebbe origine la vita. I primi semplici organismi avevano a disposizione, come oggi, tanta acqua (ossigeno e idrogeno), moltissimo silicio, molto alluminio e ferro e una discreta abbondanza di calcio, sodio, potassio e magnesio. Si potrebbe supporre che la composizione chimica dei viventi (biosfera) preveda tali elementi. In realtà, come abbiamo appena visto, il 97 % in peso degli

organismi viventi è composto da quattro elementi: ossigeno, idrogeno, carbonio e azoto (**tab. 1.1**). Che i primi due siano abbondanti non ci stupisce in quanto l'acqua costituisce una percentuale variabile dal 60 al 90 % del peso degli organismi (**tab. 1.4**). Ma i quattro succitati elementi e soprattutto l'azoto ed il carbonio rimangono predominanti in un vivente anche quando ad esso è sottratta tutta l'acqua. Eppure carbonio e azoto sono elementi rari sulla crosta tanto che, insieme ad una novantina di altri (**tab. 1.5**), costituiscono appena l'1,5 % in peso della litosfera. Sembrerebbe che, sull'insieme dei complessi e non ancora ben chiariti processi di formazione della vita, il carbonio, per le sue caratteristiche speciali (leggerezza e possibilità di formazione di un elevato numero di composti con altri elementi), "sia stato scelto" come l'elemento cardine di tutta l'evoluzione successiva, a dispetto del silicio che, sebbene così abbondante nell'ambiente, compare soltanto come accidentale negli organismi.

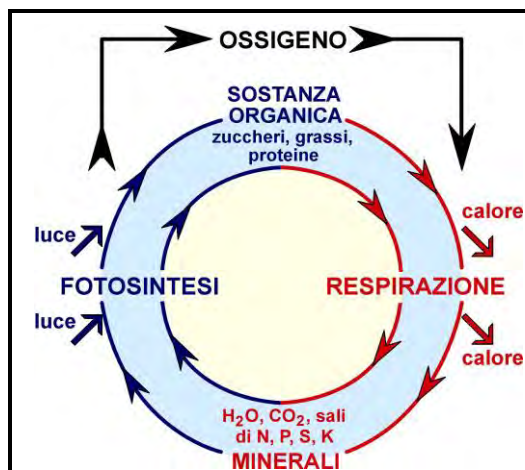


Fig. 1.5 - Con la **fotosintesi** i vegetali, utilizzando la **luce**, costruiscono **sostanza organica**, consumando CO_2 e H_2O . Con la **respirazione** vegetali, animali ed altri organismi consumano sostanza organica liberando nell'ambiente le sostanze di partenza (CO_2 e H_2O) per produrre l'energia necessaria a tutte le attività.

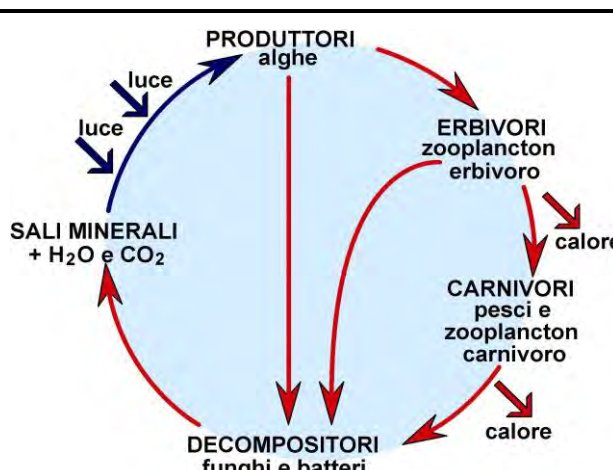


Fig. 1.6 - Con la fotosintesi gli autotrofi (**produttori**, in massima parte vegetali) utilizzano il carbonio presente nell'anidride carbonica (CO_2) insieme all'acqua ed ai **sali minerali** in essa disciolti (assunta per mezzo delle radici se

piante terrestri o semplicemente dall'ambiente che le circonda se piante acquatiche o **alghe**). Grazie alla **luce** tali sostanze vengono coinvolte in complessi processi chimici che portano alla formazione di sostanza organica. Questa viene demolita dagli stessi vegetali (che ricavano così l'energia necessaria per tutte le funzioni vitali) e utilizzata dagli eterotrofi (**erbivori**, come lo **zooplancton**, **carnivori** e **decompositori**) attraverso il **la respirazione** e quindi ritorno di CO_2 e H_2O all'ambiente circostante.

La *chimica organica* è la scienza che studia le sostanze composte contenenti carbonio. Tutte le sostanze che ci circondano possono essere suddivise in due grandi categorie: **composti organici** (contenenti carbonio, escluse poche eccezioni come CO_2 e CH_4) e **composti inorganici** (che non lo contengono). I primi sono legati ai viventi (biosfera) e quasi sempre combustibili; i secondi appartengono al dominio minerale (l'ambiente fisico), quasi mai combustibili. Gran parte dei materiali che ci circondano sono costituiti da sostanze organiche come tutti i manufatti in legno, i tessuti, il cuoio, le pelli, le materie plastiche e i prodotti combustibili (il petrolio e il carbone hanno ancestrali origini organogene), i cibi,... La ringhiera metallica, i mattoni e le mattonelle, i piatti di ceramica, il vetro,... sono esempi di sostanze inorganiche. Quali sono i processi naturali che rendono interdipendenti il regno organico e inorganico, il regno vivente (l'ambiente biologico) e quello minerale (l'ambiente fisico)? Semplificando molto, si può rispondere citando due processi biologici fondamentali: **fotosintesi** e **respirazione**.

Un vegetale è in grado di costruire complesse sostanze organiche (zuccheri, grassi, proteine,...) utilizzando, come materie prime, semplici composti inorganici come l'*anidride carbonica* (CO_2 , presente come gas nell'aria e nelle acque), *acqua* (H_2O , nel terreno, fiumi, laghi, mari,...) e *sali minerali* (sciolti nell'acqua e contenenti azoto e minori quantità di fosforo, calcio, sodio,...). Per far ciò un vegetale, grazie ai pigmenti fotosintetici (es. clorofilla), utilizza, quale fonte di energia, la *luce solare*. Questo processo, che come prodotto di scarto produce *ossigeno* che va ad arricchire l'ambiente circostante, è la fotosintesi (**fig. 1.5**). In tal modo i vegetali crescono e si riproducono; attraverso la fotosintesi "costruiscono" la materia di cui essi stessi sono costituiti. I vegetali sono **autotrofi** (dal greco *trophe* = nutrizione; **autosufficienti**) oppure **produttori**. La fotosintesi consente alla materia di passare dallo stato inorganico a quello organico (*organizzazione*). Fino ai primi decenni del secolo scorso si pensava che le sostanze organiche potessero essere costruite solo dagli organismi e non potessero essere sintetizzabili artificialmente o formarsi spontaneamente dal regno inorganico, ma un interessante esperimento dimostrò il contrario, aprendo nuove prospettive nella ricerca sull'origine della vita (**scheda 1.5**).

Un organismo animale deve utilizzare, come fonte di accrescimento, sostanza organica "già costruita". È un **consumatore**: deve cibarsi direttamente di vegetali se erbivoro, di animali se carnivoro; oppure è un **decompositore** (vermi, insetti, funghi, batteri,...), cioè un consumatore che utilizza, come fonte di cibo, detriti o rifiuti organici, spoglie di altri organismi o loro residui. I consumatori sono **eterotrofi**, non in grado di autoprodursi sostanza

organica. Gran parte del materiale organico utilizzato come cibo viene “distrutto”, con consumo di ossigeno e produzione di scarti come acqua e anidride carbonica, secondo un processo contrario a quello della fotosintesi (**fig. 1.5**): **respirazione**, esclusivo negli eterotrofi e presente anche negli autotrofi e utilizzato allo scopo di ottenere energia per tutte le attività metaboliche. La respirazione permette alla materia di passare dallo stato organico a quello inorganico (*mineralizzazione*). Se con la fotosintesi avviene la trasformazione da sostanze inorganiche semplici a sostanze organiche complesse (con consumo di energia e produzione di ossigeno), con la respirazione avviene l'opposto e si viene così a chiudere il ciclo regno organico - regno minerale. La **fig. 1.6** illustra un esempio caratteristico di un ambiente acquatico.

Il **ciclo del carbonio** è molto importante per lo studio degli ambienti naturali; prendiamo come esempio un piccolo lago. Le acque sono popolate da tanti organismi fra i quali numerosi e piccolissimi esseri, la maggior parte dei quali visibili solo al microscopio; sono incapaci di compiere veri e propri spostamenti e rimangono più o meno “sospesi” nel mezzo acquoso. L'insieme di quei piccoli esseri costituisce il **plancton**. Una parte di essi (**fitoplancton**) è costituita da autotrofi: si accrescono e si riproducono utilizzando l'acqua del lago, l'anidride carbonica e i sali in essa disciolti, sfruttando l'energia della luce solare che penetra per qualche metro di profondità. Il fitoplancton costituisce un vero e proprio “pascolo” a disposizione dello **zooplancton** (plancton animale) che ottiene quindi materia ed energia per mezzo unicamente della respirazione. Il plancton costituisce cibo per altri organismi di maggiori dimensioni come i piccoli pesci. Questi, a loro volta, sono prede di pesci più grandi e così via fino agli uccelli acquatici ed altri predatori, uomo compreso (**fig. 1.6**). Abbiamo appena descritto una **catena alimentare**, dove il primo anello (o livello trofico) comprende gli autotrofi (produttori come il fitoplancton), il secondo anello comprende gli erbivori (consumatori primari come lo zooplancton), il terzo i carnivori (consumatori secondari come i piccoli pesci), e così via.... Un luccio, un martin pescatore, una lontra, l'uomo, per esempio, si trovano agli ultimi livelli trofici.

Mentre i produttori trasformano sostanza inorganica in organica (ma consumandone una parte), i consumatori demoliscono quest'ultima esclusivamente consumandola e producendo scorie costituite da composti inorganici (acqua, anidride carbonica,...) e da residui organici (come gli escrementi) che vengono dispersi nell'ambiente circostante a costituire “cibo” per microrganismi (per lo più batteri e funghi decompositori) che completano la demolizione (con la respirazione) fino a riottenere semplici composti inorganici, cioè nuovamente quei sali minerali a disposizione dei produttori. I processi biologici appena esaminati sono comuni anche ad altri ambienti acquatici come i mari e i fiumi ed analoghi a quelli degli ambienti terrestri (come per esempio un bosco); essi sono materia di studio dell'**ecologia** (dal greco “*oikos*”, che significa “casa” o “posto per vivere”), ovvero lo studio degli organismi “nella loro casa”, la disciplina che studia le interazioni reciproche tra l'ambiente e gli organismi.

Le considerazioni sopra espresse hanno carattere generale. In realtà il ciclo del carbonio è più complesso e caratterizzato da diversi sotto-cicli che coinvolgono gli ambienti terrestri e quelli acquatici, andando ad interessare la litosfera, la biosfera, l'idrosfera e l'atmosfera. Parte del carbonio entra a far parte delle rocce sedimentarie carbonatiche nei sedimenti dei laghi e dei mari oppure va a costituire la materia organica coinvolta nei processi di carbonizzazione e di trasformazione in petrolio e derivati (**fig. 1.7**).

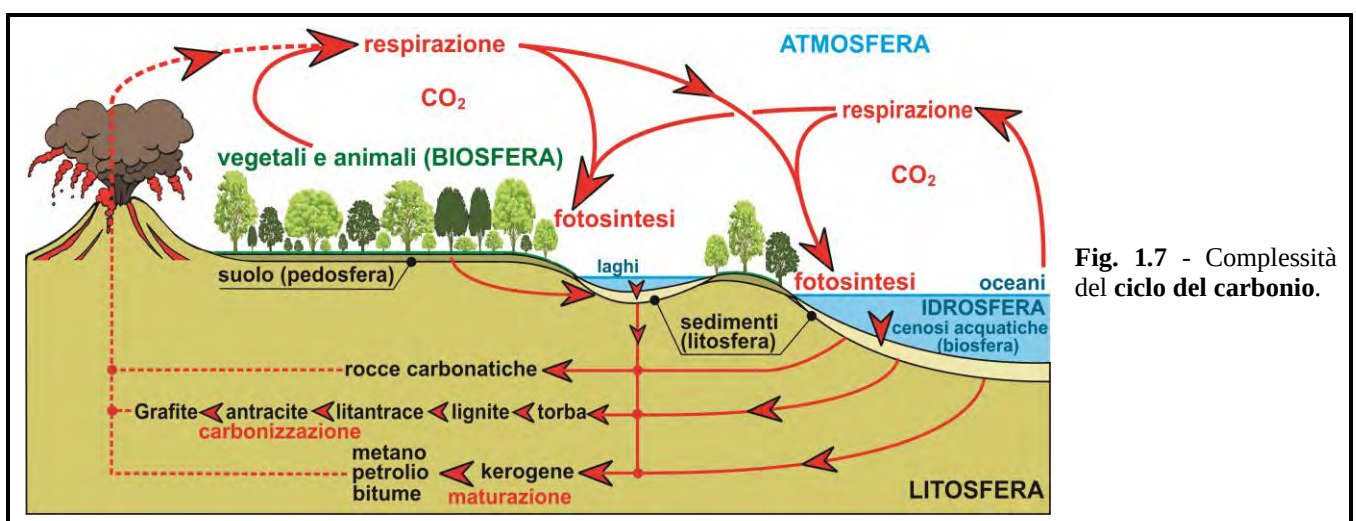


Fig. 1.7 - Complessità del ciclo del carbonio.

Una parte della massa organica, dopo la morte degli organismi, può precipitare sul fondale oceanico, venire sepolta e trasformarsi (in assenza di ossigeno) in combustibili fossili. Questi restano nella litosfera per molto tempo e rappresentano una frazione di carbonio sottratta al ciclo biologico ed immessa nel ciclo geologico. Sono rocce caratterizzate da abbondanza di materia organica, derivata dall'accumulo di resti di organismi viventi in condizioni di scarsa ossigenazione. In queste condizioni, la materia organica non viene ossidata e può essere seppellita con il

graduale accumulo dei sedimenti, dando origine ad una massa amorfa definita kerogene. Con l'aumentare della profondità di seppellimento, l'aumento della temperatura (oltre 100 °C) provoca la progressiva “rottura” (cracking) dei legami molecolari del kerogene, che si trasforma in composti più semplici: gli idrocarburi che si originano secondo la successione solidi (bitume), liquidi (petrolio), gassosi (con molecole sempre più semplici, fino al metano).

L'atmosfera può essere arricchita di CO₂ con le emissioni vulcaniche e con quelle di origine antropica che, consumando combustibili fossili (petrolio, carbone, gas) rimettono in ciclo carbonio che era stato, in tempi geologici, inglobato nel sottosuolo, andando ad alterare il bilancio complessivo del ciclo stesso. Si possono effettuare alcuni calcoli, sebbene in termini approssimativi. Sommando le emissioni dovute alla respirazione dalle comunità viventi terrestri, acquatiche e vulcaniche (rispettivamente frecce verso l'alto verdi, azzurre e rosse in **fig. 1.8**) si ottiene un valore molto vicino a quello della somma delle quantità di CO₂ immagazzinate come materia organica attraverso la fotosintesi (frecce rivolte verso il basso nella succitata **fig. 1.8**). Ciò dimostra un equilibrio nel ciclo del carbonio. Quindi occorre considerare anche le emissioni dovute alle attività antropiche (freccia nera rivolta verso l'alto) dovute prevalentemente al consumo dei combustibili fossili. Il 40 % circa delle emissioni umane di CO₂ vengono assorbite prevalentemente da vegetazione ed oceani. Ciò che resta rimane in atmosfera. La conseguenza è che la CO₂ atmosferica è attualmente al livello più alto mai raggiunto negli ultimi 15 ÷ 20 milioni di anni. L'incremento dovuto alle attività umane negli ultimi 150 anni è paragonabile a quelli che, in natura, avvengono nell'arco di decine e centinaia di migliaia di anni. Tale situazione è causata dai recenti mutamenti climatici ormai riconosciuti da quasi tutta la comunità scientifica (approfondimenti nelle **schede 1.6 e 1.7**).

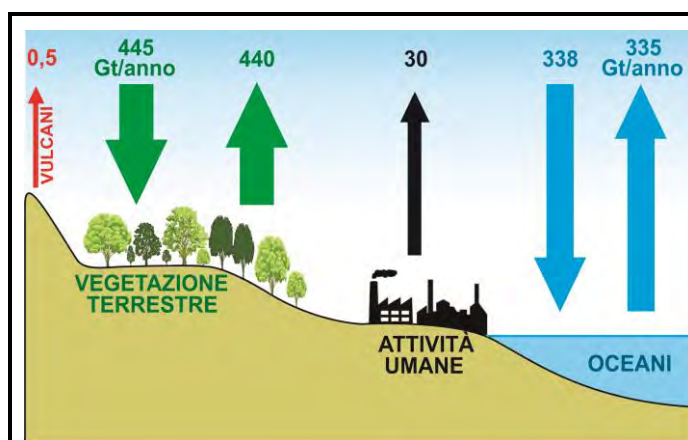


Fig. 1.8 - Rappresentazione schematica, delle quantità di CO₂ in gioco nel ciclo del carbonio. Valori espressi in gigatonnellate (10⁹ tonnellate) per anno [Gt/anno]. Le frecce rivolte verso il basso rappresentano le quantità “fissate” prevalentemente sotto forma di materia organica tramite la fotosintesi, sia dai vegetali terrestri (frecce verdi), sia da quelli acquatici (frecce azzurre). Con le frecce dello stesso colore sono rappresentate le quantità che ritornano all'atmosfera prevalentemente con i processi di respirazione dei viventi. La quantità di CO₂ liberata con le eruzioni vulcaniche è poco rilevante, ma influenza il ciclo del carbonio su scala dei tempi geologici.

Attualmente e nel prossimo futuro, molto più importanti sono le emissioni dovute alle attività umane (il valore indicato nello schema è una media rappresentativa del periodo dall'inizio della rivoluzione industriale ad oggi. Purtroppo, in tempi recenti le emissioni di origine antropica sono nettamente superiori (oltre 40 Gt/anno) ed in ulteriore incremento.

1.6 - Il carbonio inorganico

A rigore il termine “organico” non definisce più con esattezza un confine della materia, essendo una eredità dei tempi in cui, fino al 1850, si credeva che i composti organici potessero essere sintetizzati esclusivamente dagli organismi. Oggi è possibile ottenere numerosi composti del carbonio per via sintetica, in laboratorio. Tuttavia la distinzione tra natura organica ed inorganica è ancora utile e comoda per la classificazione dei fenomeni naturali.

Se il carbonio fosse un elemento esclusivamente legato al vivente non potrebbe esistere in un mondo privo di vita. Invece questo elemento, seppure relativamente raro, era presente sulla Terra in tempi precedenti l'origine della vita, affinché questa potesse averlo disponibile per la sintesi organica. Sembra una sorta di circolo vizioso; tuttavia la presenza di carbonio inorganico (CO₂ e CH₄ soprattutto), presente del resto nell'atmosfera di alcuni pianeti del Sistema Solare privi di vita, è ammessa in un'atmosfera terrestre primordiale priva di ossigeno. La prima metà di questo secolo ha visto il fiorire di studi fondamentali sull'origine della vita dalla materia inorganica: hanno fatto storia le teorie di Aleksandr OPARIN (1894 - 1980) e le esperienze di MILLER (**scheda 1.5**).

Il **diamante** è un elemento nativo ed è un esempio di carbonio inorganico. Tale forma del carbonio allo stato elementare è costituita da atomi fra loro legati a formare un complesso reticolo (**fig. 1.9**). Il diamante è molto duro (il principale abrasivo), trasparente e incolore ed è molto apprezzato come pietra preziosa. La **grafite** è un altro esempio di carbonio allo stato elementare ma l'origine è diversa; è cioè organogena (di derivazione dei carboni fossili; **fig. 1.7**). La **fig. 1.10** mostra una disposizione di atomi differente rispetto al diamante, da cui deriva la facilità con la quale tale materiale può essere sfaldato “sfogliandosi” lungo piani in direzioni preferenziali. È un esempio di **polimorfismo**; il diamante e la grafite sono sostanze elementari costituite unicamente da carbonio (uguale composizione chimica), ma il primo è inorganico con una simmetria di distribuzione degli atomi nello spazio diversa

dalla seconda che è invece di origine organica. Ciò conferisce alle due sostanze caratteri così diversi che, nella scala di MOHS (la scala di durezza dei materiali), la grafite è al primo posto e il diamante all'ultimo.

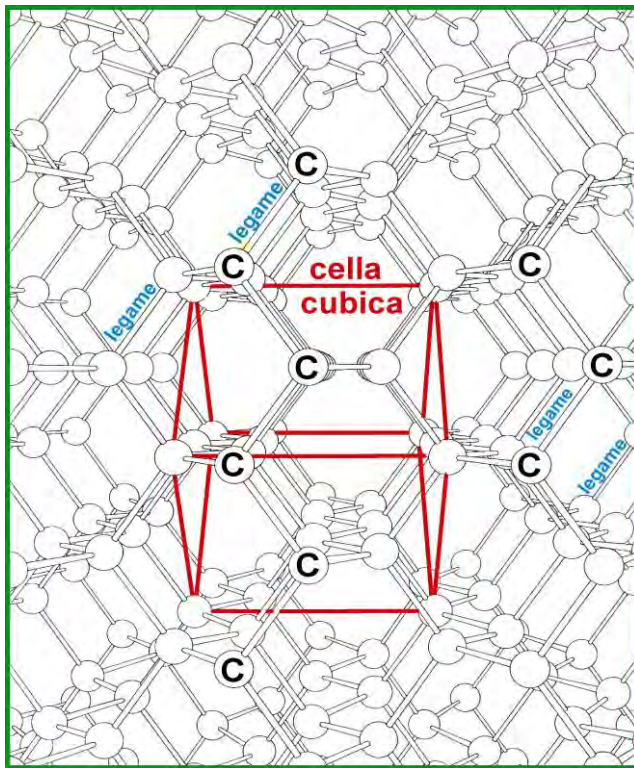


Fig. 1.9 - Il reticolo cristallino del diamante è costituito unicamente da **atomi di carbonio (C)** distribuiti in una struttura che si ripete all'infinito. Ogni atomo è legato a quelli vicini con forti **legami** uguali in tutte le direzioni. Questa distribuzione spiega la notevole durezza di tale materiale. La **cella cubica** interna al reticolo rappresenta la simmetria base con la quale gli atomi sono disposti nello spazio. Nella figura appaiono quasi 100 atomi; ne occorrerebbero quasi 10^{23} per un diamante del peso di un grammo.

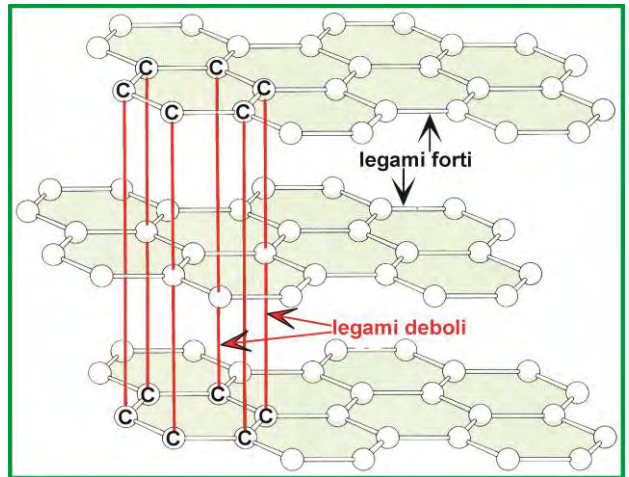


Fig. 1.10 - Anche la **grafite** è costituita unicamente da **carbonio**, ma la disposizione degli atomi (C) nello spazio è diversa. Nella grafite sono legati con forza su piani di forma esagonale; all'interno di essi la grafite è più dura del diamante, ma fra essi la distanza è maggiore e le forze più deboli. La grafite infatti si può facilmente sfaldare lungo piani paralleli.

1.7 - Il quarto elemento della biosfera: l'azoto

Anche l'azoto è un elemento che si presenta in stato sia inorganico che organico. Nel primo caso si trova come sostanza elementare nell'atmosfera di cui costituisce oltre i 3/4 in volume (**tab. 1.3** e **fig. 1.3**); oppure si trova combinato con l'idrogeno (NH_4^+ da cui derivano i **sali di ammonio**) a formare l'ammoniaca o all'idrogeno e all'ossigeno a formare l'acido nitroso (HNO_2 da cui derivano i **sali nitriti**) e l'acido nitrico (HNO_3 , cioè una forma più ossidata, da cui derivano i **sali nitrati**).

L'azoto, allo stato organico, è un elemento essenziale degli aminoacidi; di questi se ne conoscono una ventina di specie; essi, unendosi fra loro a formare lunghe e complicate catene, danno origine alle **proteine**, presenti in tutti gli organismi come costituenti essenziali delle cellule viventi; compongono la parte principale della pelle, dei muscoli, dei tendini, dei nervi e del sangue, formano gli enzimi, gli anticorpi e numerosi ormoni.

L'azoto minerale (inorganico) si trova sciolto nell'acqua del terreno e con essa viene assorbito dalle piante per mezzo delle radici per essere trasportato alle parti verdi, dove viene soggetto a trasformazioni chimiche per essere introdotto come costituente nell'intelaiatura di carbonio dei composti organici edificati grazie alla fotosintesi. In questo modo i vegetali si costruiscono gli aminoacidi poi utilizzati per la sintesi proteica.

L'azoto, una volta organicato (dallo stato minerale a quello organico; **fig. 1.11**) in tessuti vegetali, va a costituire tessuti animali dei consumatori primari (erbivori) e dei livelli trofici superiori (predatori). Sia come spoglie vegetali (foglie, rami secchi) e animali (carogne), sia come escrementi o altri residui, torna al terreno ancora nello stato organico come azoto proteico. Esso è il nutrimento dei detritivori (vermi, insetti e loro larve, molluschi,...); viene triturato e sminuzzato in particelle più piccole e più facilmente aggredibili dai detritivori microscopici, soprattutto batteri e funghi, che a loro volta producono, come rifiuti, azoto in forma ammoniacale. Questo è il processo di "ammonificazione", il primo passaggio della mineralizzazione. I sali di ammonio sono già utilizzati dalle piante, oppure vengono ossidati a formare sali contenenti ossigeno da nitrito-batteri e nitrato-batteri rispettivamente come nitriti e nitrati, a disposizione dei vegetali, chiudendo così il ciclo (**fig. 1.11**).

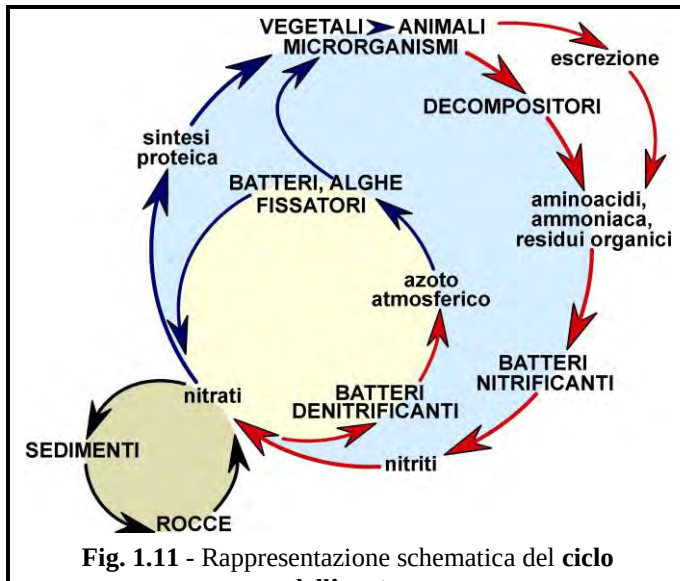


Fig. 1.11 - Rappresentazione schematica del ciclo

altri batteri che ottengono energia, per i loro processi vitali, direttamente dai nitrati producendo azoto elementare che ritorna, come gas, nell'atmosfera: si ha nuovamente chiusura del ciclo, nel rispetto dell'equilibrio (fig. 1.11).

Tale equilibrio può essere alterato a seguito di immissioni di notevoli quantità di azoto minerale nei diversi ambienti da parte dell'uomo. Una causa è la fissazione industriale, ma più importante è l'uso dei concimi usati in agricoltura. Questi sono generalmente miscele di sali di elementi fondamentali della biosfera (azoto, fosforo e potassio), già presenti in natura nelle acque dei terreni o degli ambienti acquatici; essi vengono utilizzati dai vegetali e pertanto vengono anche denominati **nutrienti**. Cospargere i terreni di sali minerali e innaffiare significa fornire ai vegetali una maggior quantità di materia prima per la fotosintesi e una maggior crescita delle piante (maggiore produzione agricola). Ma l'utilizzo eccessivo di concimi può alterare l'equilibrio a cui si è prima accennato, con conseguenze negative per l'ambiente; fra queste l'**eutrofizzazione**, che interessa un po' tutti gli ambienti, soprattutto quelli acquatici (scheda 1.6).

1.8 - Il fosforo

Il fosforo è il principale fra gli elementi oligodinamici (scheda 1.2). Negli organismi esso è presente in una quantità circa dieci volte inferiore a quella dell'azoto ed è il più importante dopo i quattro elementi plastici. Entra nella composizione degli acidi nucleici (presenti nel nucleo delle cellule a costituire la materia fondamentale del patrimonio genetico) e in molte sostanze grasse. Allo stato minerale è più abbondante dell'azoto, principalmente sotto forma di fosfato di calcio (fosforiti) che ha formula $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Tutta-via, quasi sempre, i sali del fosforo sciolti nelle acque dolci (laghi, fiumi, nel terreno,...) e nei mari, sono in quantità decisamente inferiori rispetto ai sali di azoto (fig. 1.12). Molte delle sostanze in natura (costituenti gli organismi o i loro resti) e di quelle di rifiuto prodotte dall'uomo (soprattutto scarichi cloacali e molti di quelli industriali) sono organiche, composte dal carbonio con idrogeno e ossigeno soprattutto, una discreta quantità di azoto, più piccole quantità di altri elementi, fra i quali il fosforo.

Quando sostanze organiche giungono in acqua (o sul suolo di un sottobosco), queste vengono "demolite", sia per processi ossidativi puramente chimici, sia per processi biologici dovuti soprattutto a microrganismi. Il risultato è sempre più o meno lo stesso: la sostanza organica viene demolita con consumo di ossigeno e produzione di composti

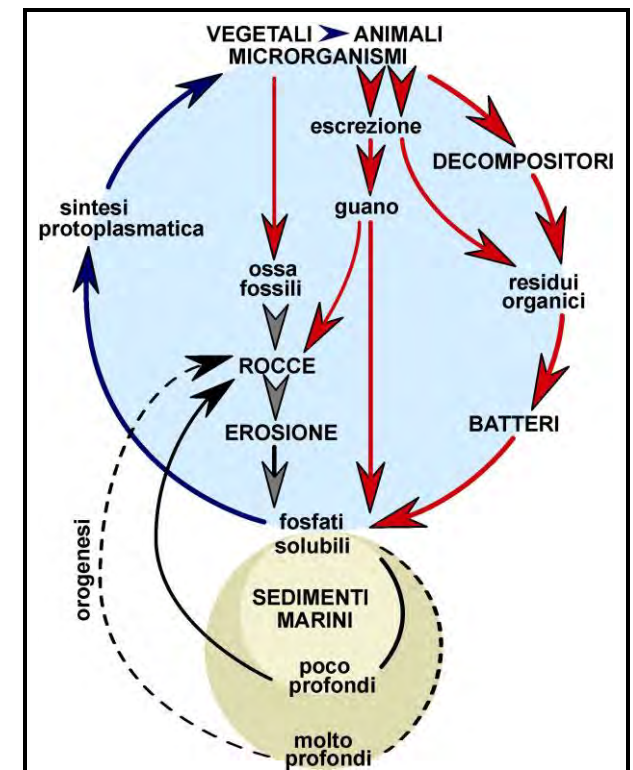


Fig. 1.12 - Rappresentazione schematica del ciclo del fosforo. Alcuni suoi composti sono minerali solubili che, insieme ad altri, fra i quali soprattutto quelli dell'azoto, costituiscono i cosiddetti **nutrienti**, fondamentali per i vegetali. Questo ciclo presenta molti aspetti analoghi a quelli del carbonio e dell'azoto.

inorganici molto semplici, quali anidride carbonica e, fra gli altri, sali di azoto e di fosforo. Questi ultimi sono nutrienti successivamente utilizzati dalle piante acquatiche (o dagli alberi) per crescere. Scaricare sostanze organiche in acqua vuol dire concimare alghe e piante acquatiche, così come un albero può essere concimato con il letame. Ma un albero può anche essere concimato direttamente con sali di azoto e di fosforo così come fiumi, laghi e mari possono essere “concimati” direttamente dai sali nutritivi provenienti dal dilavamento, da parte delle piogge, dei terreni agrari molto concimati.

Se si escludono le sostanze inquinanti tossiche, cioè veleni poco degradabili che uccidono gli organismi, quasi tutte quelle prodotte come rifiuti dall'uomo si possono considerare concimi sia direttamente (come i sali di azoto e di fosforo), sia indirettamente (sostanze organiche destinate, col tempo, a trasformarsi nei sali nutritivi).

L'eccessiva produzione di sostanze organiche e di sali nutritivi (o **nutrienti**) determina, negli ambienti acquatici, una forte produzione algale al primo anello della catena alimentare e quindi un rapido incremento della produttività che apparentemente sembra produrre effetti benefici, quali l'aumento della produttività ittica, ma successivamente manifestazioni deleterie. Queste si manifestano come crisi anossiche sui fondali a causa del forte consumo di ossigeno ad opera dei decompositori che vivono alle spese dei detriti derivati dalla massiccia produzione algale. Si tratta del succitato processo di **eutrofizzazione**, consistente in una condizione di eccessivo incremento di ricchezza di sostanze nutritive in un ambiente (**scheda 1.6**). Altre conseguenze di questo fenomeno sono la diminuzione della trasparenza delle acque, lo sviluppo anormale di certe specie che talvolta possono risultare anche tossiche, ecc...

Molti dei concimi in commercio sono bilanciati, contengono cioè quantità dei vari elementi in dovute proporzioni. Concettualmente la crescita di una pianta o di un'alga è limitata dalla carenza di un qualunque elemento essenziale, indipendentemente dalla quantità totale dei sali nutritivi. Questa è la *legge del minimo* di Juston Von LIEBIG (1940): *la velocità di crescita di un organismo vegetale o delle popolazioni di organismi vegetali presenti in un determinato ambiente, dipende da quell'elemento che è presente nella minima quantità in rapporto alla richiesta e alla disponibilità*; esso viene indicato come **elemento limitante**. Fra i principali sali nutritivi presenti negli ambienti acquatici (ed anche in quelli terrestri), quasi sempre l'elemento limitante è il fosforo. Esso viene normalmente ritenuto rappresentativo della totalità delle sostanze nutritive presenti in un ambiente. Per esempio, si può rappresentare il carico complessivo di sostanze nutritive (organiche e minerali) che giunge ad un lago con l'equivalente carico di fosforo; oppure sullo stesso lago si può determinare il livello di eutrofizzazione in base del valore medio di concentrazione di fosforo (quantità per unità di volume).

Il lago Maggiore è alimentato dalle acque raccolte da un territorio di $\sim 6.600 \text{ km}^2$, dove quasi 700.000 abitanti vivono, lavorano e producono rifiuti corrispondenti a ~ 900 tonnellate di composti del fosforo in un anno, di cui almeno la metà giunge al lago; in esso giungono anche circa 65 tonnellate di composti del fosforo dovuto alla cessione naturale dei terreni. Il carico complessivo è quindi stimabile in ~ 500 tonnellate all'anno che determinerebbe una concentrazione media di fosforo totale di 25 mg/m^3 nelle acque del lago, il cui volume è quasi 38 km^3 . Con calcoli analoghi è stato stimato, per il mare Adriatico, un carico, dal bacino padano e dalle regioni che vi si affacciano (ex Jugoslavia compresa), pari a un valore compreso fra 50.000 e 100.000 tonnellate all'anno di fosforo. Per riportare le attuali condizioni di ipertrofia dell'Adriatico a quelle di un mare con qualità delle acque accettabile, il carico di fosforo (quasi tutto dovuto alle attività umane) andrebbe ridotto del 90 %.

SCHEDA 1.1 - Un po' di chimica: atomi ed elementi

Tutte le sostanze che costituiscono l'Universo definiscono la materia; tutto quanto ci circonda, e noi stessi, è materia; essa è costituita da **atomi**, particelle di massa e volume estremamente piccoli; esistono poco più di cento specie diverse di atomi, formati a loro volta da particelle elementari molto più piccole. Ogni atomo è costituito da un **nucleo** centrale (un aggregato di **protoni** e **neutroni**) intorno al quale si trovano gli **elettroni**, in numero uguale a quello dei protoni.

Il protone ha massa pari a $1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ (meno di due milionesimi di miliardesimo di miliardesimo di grammo), con una piccola carica elettrica positiva (e^+). Il neutrone ha massa quasi identica, ma elettricamente neutro (privo di carica). L'elettrone ha una massa ancora più ridotta (quasi 2.000 volte più piccola delle precedenti), con carica uguale a quella del protone, ma di segno negativo (e^-). Le differenze fra gli atomi sono date dal diverso numero di particelle che li compongono.

L'**ossigeno (O)** è costituito da atomi che hanno nucleo con 8 protoni e 8 neutroni, circondato da una “nuvola” di 8 elettroni con carica complessiva $8e^+ + 8e^- = 0$ (complessivamente neutro perché le otto cariche positive bilanciano le otto cariche negative). Occorrerebbero circa 100.000.000 atomi per formare una fila lunga un centimetro; ne occorrerebbero quasi $4 \cdot 10^{22}$ (decine di migliaia di miliardi di miliardi) per formare una massa di appena 1 g. Se si potesse ingrandire un atomo di ossigeno fino a far diventare il nucleo grande come un pallone da calcio, gli elettroni (delle dimensioni di nocchie) viaggerebbero intorno passando da pochi a centinaia di metri di distanza: l'atomo non è un “edificio” compatto, ma costituito da molto spazio vuoto.

Tab. 1.6 - Elenco degli elementi conosciuti, con indicazione dello stato fisico alla temperatura di 25°C ed alla pressione di 1 atm (**S** = solido; **L** = liquido; **G** = gas) e del simbolo. **Z** = numero atomico. **M** = massa atomica relativa. **Tf** =

temperatura di fusione [°C]. Te = temperatura di ebollizione [°C]. EI = energia di prima ionizzazione [kJ/mole]. EN = elettronegatività secondo PAULING. D = densità [g/mL]. NO = numero di ossidazione. CE = configurazione elettronica.										
Elemento		Z	M	Tf	Te	EI	EN	D	NO	CE
Afnio (S)	Hf	72	178,49	2.233	4.602	642	1,30	13,3	+4	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ² 6s ²
Alluminio (S)	Al	13	26,9815	660	2.519	578	1,61	2,70	+3	(Ne) 3s ² 3p ¹
Americio (S)	Am	95	243	1.176	2.011	579	1,30	13,7	+3 +4 +5 +6	(Rn) 5f ⁷ 7s ²
Antimonio (S)	Sb	51	121,75	631	1.587	834	2,05	6,68	±3 +5	(Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³
Argento (S)	Ag	47	107,868	963	2.162	731	1,93	10,5	+1	(Kr) 4d ¹⁰ 5s ¹
Argon (G)	Ar	18	39,948	- 189	- 186	1.521	-	1,78·10 ⁻³	-	(Ne) 3s ² 3p ⁶
Arsenico (S)	As	33	74,9216	817	-	947	2,18	5,73	±3 +5	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³
Astato (S)	At	85	210	302	337	930	2,20	-	±1 +3 +5 +7	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵
Attinio (S)	Ac	89	227	1.051	3.159	499	1,10	10,10	+3	(Rn) 6d ¹ 7s ²
Azoto (G)	N	7	14,0067	- 210	- 196	1.402	3,04	1,25·10 ⁻³	+2 ±3 +4 +5	(He) 2s ² 2p ³
Bario (S)	Ba	56	137,34	727	1.897	503	0,89	3,59	+2	(Xe) 6s ²
Berillio (S)	Be	4	9,0122	1.288	2.471	899	1,57	1,85	+2	(He) 2s ²
Berkelio (S)	Bk	97	249	1.050	-	601	1,30	14,8	+3 +4	(Rn) 5f ⁹ 7s ²
Bismuto (S)	Bi	83	208,980	271	1.560	703	2,02	9,8	+3 +5	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³
Boro (S)	B	5	10,811	2.300	3.650	801	2,04	2,47	+3	(He) 2s ² 2p ¹
Bohrio (S)	Bh	107	260	-	-	660	-	-	-	(Rn) 5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²
Bromo (L)	Br	35	79,904	-7	59	1.140	2,96	3,12	±1 +3 +5	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
Cadmio (S)	Cd	48	112,40	321	765	868	1,69	8,65	+2	(Kr) 4d ¹⁰ 5s ²
Calcio (S)	Ca	20	40,08	842	1.484	590	1,00	1,55	+2	(Ar) 4s ²
Californio (S)	Cf	98	251	1.060	-	608	1,30	-	+3	(Rn) 5f ¹⁰ 7s ²
Carbonio (S)	C	6	12,0112	3.550	-	1.086	2,55	2,26	+2 ±4	(He) 2s ² 2p ²
Cerio (S)	Ce	58	140,12	798	3.424	528	1,12	6,77	+3 +4	(Xe) 4f ¹ 5d ¹ 6s ²
Cesio (S)	Cs	55	132,905	28	669	376	0,79	1,87	+1	(Xe) 6s ¹
Cloro (G)	Cl	17	35,453	- 101	- 35	1.251	3,16	3,21	+1 +3 +5 +7	(Ne) 3s ² 3p ⁵
Cobalto (S)	Co	27	58,9332	1.495	2.927	758	1,88	8,80	+2 +1	(Ar) 3d ⁷ 4s ²
Cromo (S)	Cr	24	51,996	1.907	2.672	653	1,66	2,19	+2 +3 +6	(Ar) 3d ⁵ 4s ¹
Curio (S)	Cm	96	247	1.345	-	581	1,30	13,5	+3	(Rn) 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
Darmastadio(S)	Ds	110	271	-	-	-	-	-	-	-
Disprosio (S)	Dy	66	162,50	1.409	2.567	572	1,22	8,53	+3	(Xe) 4f ¹⁰ 6s ²
Dubnio (S)	Db	105	262	-	-	640	-	-	-	(Rn) 5f ¹⁴ 6d ³ 7s ²
Einsteinio (S)	Es	99	254	860	-	619	1,30	15,1	+3	(Rn) 5f ¹¹ 7s ²
Elio (G)	He	2	4,0026	- 272	- 269	2.372	-	1,8·10 ⁻⁴	-	1s ²
Erbio (S)	Er	68	167,26	1.522	2.868	589	1,24	9,05	+3	(Xe) 4f ¹² 6s ²
Europio (S)	Eu	63	151,96	822	1.597	547	-	5,24	+2 +3	(Xe) 4f ⁷ 6s ²
Fermio (S)	Fm	100	253	1.527	-	627	1,30	-	+3	(Rn) 5f ¹² 7s ²
Ferro (S)	Fe	26	55,847	1.535	2.861	759	1,83	7,86	+2 +3	(Ar) 3d ⁶ 4s ²
Fluoro (G)	F	9	18,9984	- 220	- 188	1.681	3,98	1,70·10 ⁻³	-1	(He) 2s ² 2p ⁵
Fosforo (S)	P	15	30,9738	44	280	1.012	2,19	1,82	±3 +5	(Ne) 3s ² 3p ³
Francio (S)	Fr	87	223	27	677	380	0,70	1,00	+1	(Rn) 7s ¹
Gadolinio (S)	Gd	64	157,25	1.311	3.273	592	1,20	7,89	+3	(Xe) 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
Gallio (S)	Ga	31	69,72	30	2.204	579	1,81	5,91	+3	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹
Germanio (S)	Ge	32	72,59	937	2.830	762	2,01	5,32	+2 +4	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²
Hassio (S)	Hs	108	265	-	-	750	-	-	-	(Rn) 5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ²
Idrogeno (G)	H	1	1,00797	- 259	- 253	1.312	2,20	1,00·10 ⁻⁵	±1	1s ¹
Indio (S)	In	49	114,82	157	2.072	558	1,78	7,31	+3	(Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹
Iodio (S)	I	53	126,904	114	184	1.008	2,66	4,93	±1 +5 +7	(Kr) 5d ¹ 6s ²
Iridio (S)	Ir	77	192,2	2.446	4.550	878	2,20	22,5	+3 +4	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²
Itterbio (S)	Yb	70	173,04	824	1.427	603	1,10	6,98	+2 +3	(Xe) 4f ¹⁴ 6s ²
Ittrio (S)	Y	39	88,905	1.523	3.345	616	1,22	4,47	+5	(Kr) 4d ¹ 5s ²
Kripto (G)	Kr	36	83,80	-157	-152	1.351	3,00	3,75·10 ⁻⁵	-	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶
Lantanio (S)	La	57	138,91	920	1.454	538	1,10	6,17	+3	(Xe) 4d ¹⁰ 5s ²
Laurenzio (S)	Lw	103	257	-	-	-	1,30	-	+3	(Rn) 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
Litio (S)	Li	3	6,939	181	1.342	513	0,98	0,55	+1	(He) 2s ¹
Lutezio (S)	Lu	71	174,97	1.656	3.315	524	1,27	9,84	+3	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
Magnesio (S)	Mg	12	24,312	650	1.090	738	1,31	1,74	+2	(Ne) 3s ²

Continua tab. 1.6

Segue tab. 1.6

Elemento		Z	M	Tf	Te	EI	EN	D	NO	CE
Manganese (S)	Mn	25	54,9380	1.244	2.061	717	1,55	7,43	+2 +3 +4 +6 +7	(Ar) 3d ⁵ 4s ²
Meitnerio (S)	Mt	109	268	-	-	840	-	-	-	(Rn) 5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ²
Mendelevio (S)	Md	101	200,59	827	-	637	1,30	-	+2 +3	(Rn) 5f ¹³ 7s ²
Mercurio (S)	Hg	80	256	- 39	357	1.007	1,90	13,6	+1 +2	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²
Molibdeno (S)	Mo	42	95,94	2.617	4.639	685	2,16	10,20	+1 +2 +3 +4 +5 +6	(Kr) 4d ⁵ 5s ¹
Neodimio (S)	Nd	60	144,24	1.010	3.074	530	1,14	7,00	+3	(Xe) 4f ⁴ 6s ²
Neon (G)	Ne	10	20,183	- 249	- 246	2.081	-	9,0·10 ⁻⁴	-	(He) 2s ² 2p ⁶
Nettunio (S)	Np	93	237	640	3.902	597	1,36	20,4	+3 +4 +5 +6	(Rn) 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²
Nichel (S)	Ni	28	58,71	1.455	2.913	737	1,91	8,90	+2 +3	(Ar) 3d ⁸ 4s ²
Niobio (S)	Nb	41	92,906	2.468	4.742	664	1,60	8,57	+3 +5	(Kr) 4d ⁴ 5s ¹
Nobelio (S)	No	102	254	-	-	642	1,30	-	+2 +3	(Rn) 5f ¹⁴ 7s ²
Olmio (S)	Ho	67	164,930	1.470	2.720	581	1,23	8,80	+3	(Xe) 4f ¹¹ 6s ²
Oro (S)	Au	79	196,967	1.064	2.856	890	2,54	19,3	+1 +3	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹
Osmio (S)	Os	76	190,2	3.033	5.027	839	2,20	22,6	+2 +3 +4 +6 +8	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²
Ossigeno (G)	O	8	15,9994	-219	- 183	1.314	3,44	1,43·10 ⁻³	-2	(He) 2s ² 2p ⁴
Palladio (S)	Pd	46	106,4	1.553	2.963	805	2,20	12,0	+2 +4	(Kr) 4d ¹⁰
Piombo (S)	Pb	82	207,19	328	1.740	716	2,33	11,4	+2 +4	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²
Platino (S)	Pt	78	195,09	1.768	3.827	868	2,28	21,4	+2 +4	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹
Plutonio (S)	Pu	94	242	641	3.228	585	1,28	19,7	+3 +4 +5 +6	(Rn) 5f ⁶ 7s ²
Polonio (S)	Po	84	210	254	962	812	2,00	9,2	+2 +4 +6	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴
Potassio (S)	K	19	39,102	63	760	419	0,82	0,86	+1	(Ar) 4s ¹
Praseodimio (S)	Pr	59	140,907	931	3.520	523	1,13	6,77	+3	(Xe) 4f ³ 6s ²
Promezio (S)	Pm	61	145	1.080	2.457	523	-	7,22	+3	(Xe) 4f ⁵ 6s ²
Protoattinio (S)	Pa	91	231	1.572	3.756	568	1,50	15,4	+4 +5	(Rn) 5f ² 6d ¹ 7s ²
Radio (S)	Ra	88	226	700	1.140	509	0,90	5,00	+2	(Rn) 7s ²
Radon (G)	Rn	86	22	- 71	- 62	1.037	-	9,72·10 ⁻³	-	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶
Rame (S)	Cu	29	63,546	1.084	2.567	745	1,90	8,96	+1 +2	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ¹
Renio (S)	Re	75	186,2	3.186	5.627	760	1,90	21,0	+4 +6 +7	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²
Rodio (S)	Rh	45	102,905	1.966	3.695	720	2,28	12,4	+3	(Kr) 4d ⁸ 5s ¹
Roentgenio (S)	Rg	111	272	-	-	-	-	-	-	-
Rubidio (S)	Rb	37	85,47	39	686	403	0,82	1,53	+1	(Kr) 5s ¹
Rutenio (S)	Ru	44	101,07	2.334	4.150	711	2,20	12,5	+2 +3 +4 +5 +6 +7	(Kr) 4d ⁷ 5s ¹
Rutherfordio (S)	Rf	104	261	2.673	6.073	409	-	-	+4	(Rn) 5f ¹⁴ 6d ² 7s ²
Samario (S)	Sm	62	150,35	1.072	1.778	543	1,17	7,54	+2 +3	(Xe) 4f ⁶ 6s ²
Scandio (S)	Sc	21	44,956	1.541	2.836	631	1,36	2,99	+3	(Ar) 3d ¹ 4s ²
Seaborgio (S)	Sg	106	263	-	-	730	-	-	-	(Rn) 5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²
Selenio (S)	Se	34	78,96	221	685	941	2,55	4,81	-2 +4 +6	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴
Silicio (S)	Si	14	28,086	1.414	3.280	786	1,90	2,33	+2 ±4	(Ne) 3s ² 3p ²
Sodio (S)	Na	11	22,9898	98	883	496	0,93	0,97	+1	(Ne) 3s ¹
Stagno (S)	Sn	50	118,69	232	2.602	709	1,96	729	+2 +4	(Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²
Stronzio (S)	Sr	38	87,62	777	1.384	549	0,95	2,60	+2	(Kr) 5s ²
Tallio (S)	Tl	81	204,37	304	1.473	589	2,04	11,8	+1 +3	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹
Tantalio (S)	Ta	73	180,948	3.017	5.425	761	1,50	16,7	+5	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²
Tecnezio (S)	Tc	43	99	2.157	4.265	702	1,90	11,50	+4 +5 +6 +7	(Kr) 4d ⁵ 5s ²
Tellurio (S)	Te	52	127,60	450	988	869	2,10	6,24	-2 +4 +6	(Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴
Terbio (S)	Tb	65	158,924	1.356	3.230	564	1,20	8,27	+3	(Xe) 4f ⁹ 6s ²
Titanio (S)	Ti	22	47,90	1.668	3.287	658	1,54	4,55	+2 +3 +4	(Ar) 3d ² 4s ²
Torio (S)	Th	90	232,038	1.750	4.788	587	1,30	11,7	+4	(Rn) 6d ² 7s ²
Tullio (S)	Tm	69	168,934	1.545	1.950	596	1,25	9,33	+2 +3	(Xe) 4f ¹³ 6s ²
Tungsteno (S)	W	74	183,85	3.422	5.655	770	2,36	19,3	+2 +3 +4 +5 +6	(Xe) 4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²
Uranio (S)	U	92	238,03	1.135	4.131	584	1,38	19,0	+3 +4 +5 +6	(Rn) 5f ³ 6d ¹ 7s ²
Vanadio (S)	V	23	50,942	1.910	3.407	651	1,63	6,11	+2 +3 +4 +5	(Ar) 3d ³ 4s ²
Xenon (G)	Xe	54	131,30	- 112	- 107	1.170	2,60	5,90·10 ⁻³	-	(Kr) 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶
Zinco (S)	Zn	30	65,37	420	907	906	1,65	2,14	+2	(Ar) 3d ¹⁰ 4s ²
Zirconio (S)	Zr	40	91,22	1.852	4.409	660	1,33	6,49	+4	(Kr) 4d ² 5s ²
Zolfo (S)	S	16	32,064	115	445	1.000	2,58	2,09	-2 +4 +6	(Ne) 3s ² 3p ⁴

Non tutti gli atomi di ossigeno sono composti nel modo descritto. Su 100.000 atomi, 99.759 hanno nucleo formato da 8 protoni e 8 neutroni, in tutto con 16 particelle nucleari (**O¹⁶**); 37 hanno nucleo formato da 8 protoni e 9 neutroni (**O¹⁷**) e 204 da 8 protoni e 10 neutroni (**O¹⁸**). Questi atomi di ossigeno hanno tutti le stesse proprietà chimiche, ma una massa leggermente diversa; essi sono gli **isotopi** dell'ossigeno (uguale numero di protoni ma uno o due neutroni di differenza).

Il **carbonio** (simbolo **C**) è costituito da un nucleo di 6 protoni e 6 neutroni (12 particelle nucleari) circondato da 6 elettroni. L'atomo di carbonio è leggermente più piccolo di quello di ossigeno. Gli isotopi del carbonio sono **C¹²** (molto abbondante) e i rarissimi **C¹³** (6 protoni + 7 neutroni) e **C¹⁴** (6 protoni + 8 neutroni). Il **silicio** (simbolo **Si**) è costituito da atomi più pesanti con nucleo di 14 protoni + 14 neutroni (28 particelle nucleari; una massa più che doppia rispetto al carbonio). Il **ferro** (**Fe**) è ancora più pesante, con 26 protoni nel nucleo (ed un numero leggermente superiore di neutroni), ma fra i più pesanti in assoluto troviamo delle sostanze con nuclei costituiti anche da un centinaio di protoni. L'atomo più leggero è quello di **idrogeno** (**H**); il suo isotopo più diffuso (*protio*) ha un nucleo formato da un protone (**H¹**) intorno al quale orbita un elettrone; esso è 5.000 più abbondante dell'isotopo *deuterio* con un protone e un neutrone (**H²**); un terzo isotopo "trizio" (**H³**: 1 protone + 2 neutroni) è ancora più raro. Abbiamo descritto alcuni esempi di atomi; per tutti gli altri si rimanda alla **tab. 1.6** dove è riportato l'elenco alfabetico, delle specie atomiche conosciute. Per distinguere queste ultime si fa riferimento ad alcune definizioni della chimica:

- **numero atomico** (simbolo **Z**); numero di protoni presenti nel nucleo;
- **numero di massa** (simbolo **A**); numero di protoni e neutroni nel nucleo; in molti casi A è doppio di Z come per esempio negli isotopi **O¹⁶** e **C¹²**; in altri casi A è più del doppio di Z come per esempio negli isotopi **O¹⁷** e **C¹⁴** o in nuclei di atomi molto pesanti dove i neutroni sono in numero superiore ai protoni; in ogni caso la differenza A - Z è il numero di neutroni;
- **massa atomica relativa** (simbolo **M**); numero che esprime quante volte la massa di un determinato atomo è più grande di quella dell'isotopo dell'idrogeno protio, assunto come unità (essendo costituito da un nucleo di un solo protone); per esempio l'atomo dell'alluminio ha massa pari a quasi 27 volte quella del protio, il mercurio oltre 200 volte.

Nella tabella si osserva che la massa atomica dell'idrogeno anziché essere 1 (perché dovrebbe pesare una volta se stesso), risulta diverso anche se molto prossimo (1,00797); ciò è dovuto alla presenza degli isotopi deuterio e trizio, con massa atomica circa doppia e tripla di quella del protio, che influenzano il valore medio dell'idrogeno. La massa atomica permette anche di calcolare quella di un qualunque atomo semplicemente conoscendo la massa del protio, assunta come riferimento; questa è praticamente quella del protone e vale $\sim 1,67 \cdot 10^{-24}$ g; quindi moltiplicando questo valore per M per un determinato tipo di atomo, si ottiene la sua massa. Quando una porzione omogenea di materia è costituita da atomi tutti dello stesso tipo, essa costituisce una *sostanza allo stato elementare*, cioè un **elemento** (una goccia di mercurio, un pezzo di ferro puro, il diamante costituito esclusivamente da carbonio, il contenuto di una bombola di ossigeno,...).

SCHEDA 1.2 - Classificazione degli elementi dei viventi

Oltre agli elementi plastici occorre ricordare gli **elementi secondari indispensabili** (anche detti **oligodinamici**) che partecipano, come i precedenti, alla formazione delle strutture viventi, ma in quantità molto più limitata ($\sim 2,5$ % in peso; **tab. 1.7**). Lo zolfo presente in molte proteine e il fosforo nel nucleo delle cellule; il magnesio costituente fondamentale della clorofilla; calcio, sodio, potassio e cloro rappresentano la componente minerale. Sempre presenti, ma in piccole tracce (meno dello 0,5 % in peso) negli organismi e necessari per molte funzioni vitali, sono gli **elementi rari indispensabili** (**tab. 1.8**). Il ferro nell'emoglobina del sangue per il trasporto dell'ossigeno (come il rame nei Molluschi); lo iodio in un ormone prodotto dalla tiroide; il rame e lo zinco regolatori di funzioni vitali forse in tutti i viventi. Bisogna ricordare infine gli **elementi rari speciali** (vanadio, boro, silicio, bario, stronzio, manganese e cobalto); non sono presenti in tutti gli organismi, ma fondamentali in qualche caso (come per esempio il silicio nei "gusci" delle alghe diatomee). Gli **elementi accidentali**, si riscontrano nella materia vivente solo accidentalmente (piombo, titanio,...), forse non necessari.

elemento	simbolo	numero atomico (Z)	massa atomica relativa (M)	elemento	simbolo	numero atomico (Z)	massa atomica relativa (M)
fosforo	P	15	30,97	ferro	Fe	26	55,85
zolfo	S	16	32,06	rame	Cu	29	63,55
sodio	Na	11	22,99	zinco	Zn	30	65,37
potassio	K	19	39,10	iodio	I	53	129,90
calcio	Ca	20	40,08	fluoro	F	9	18,99
cloro	Cl	17	35,45	bromo	Br	35	79,90
magnesio	Mg	12	34,31	Tab. 1.8 - Elementi rari indispensabili.			
Tab. 1.7 - Elementi secondari indispensabili.							

SCHEDA 1.3 - Un po' di termodinamica: il gas aria

La **pressione** è una **forza per unità di superficie** [N/cm²]. Nei **fluidi (liquidi e gas)** la pressione in un punto è la stessa in tutte le direzioni. Ad una certa profondità la pressione esercitata su un sommozzatore, indipendentemente dalla direzione (verso il basso o l'alto, lateralmente), è sempre la stessa (legge di Blaise PASCAL, 1650). Essa aumenta con la profondità in conseguenza

dell'incremento di peso dell'acqua (una atmosfera ogni 10 metri). Il sommozzatore sopporta il peso della colonna d'acqua che lo sovrasta (figg. 1.13 e 1.14).

La Terra è circondata da uno strato di aria alto 800 km (anche se la maggior parte è concentrata nei primi dieci). La superficie terrestre è paragonabile al fondo di un fluido (l'atmosfera) che esercita una pressione; essa si rende evidente con lo schiacciamento di un barattolo di latta ermeticamente chiuso mentre viene gradualmente svuotato. Una migliore indicazione della pressione atmosferica si ottiene riempiendo un lungo tubo di vetro con mercurio e rovesciato in una bacinella anch'essa contenente mercurio (fig. 1.15); una parte del liquido esce dal tubo e si forma un dislivello fra le superfici del mercurio nella bacinella e nel tubo. Sulla superficie del mercurio nella bacinella, l'aria esercita una pressione capace di equilibrare il peso del liquido nel tubo, il cui piccolo spazio sovrastante è vuoto. La pressione dell'aria si misura con un dispositivo simile a quello raffigurato in fig. 1.15 (**barometro a mercurio**) e vale il peso della colonna di mercurio diviso per la superficie della sezione del tubo. Un altro barometro (fig. 1.16) si basa sullo schiacciamento di un piccolo contenitore vuoto che si deforma (si schiaccia come la latta) in funzione della pressione atmosferica; la deformazione è trasmessa ad un ago che segna le variazioni.

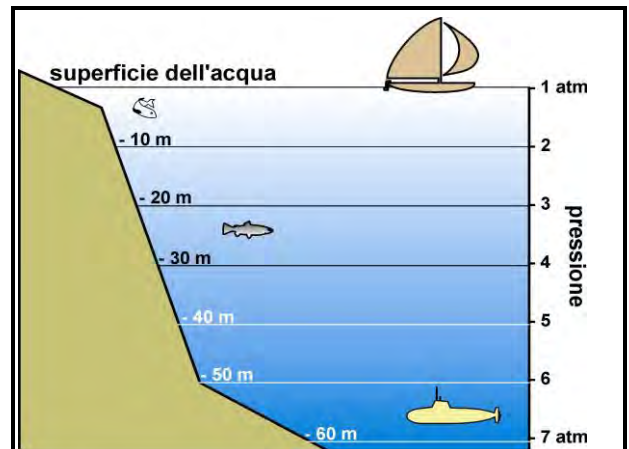


Fig. 1.13 - Pressione dell'acqua [atm] espressa in funzione della profondità [m].

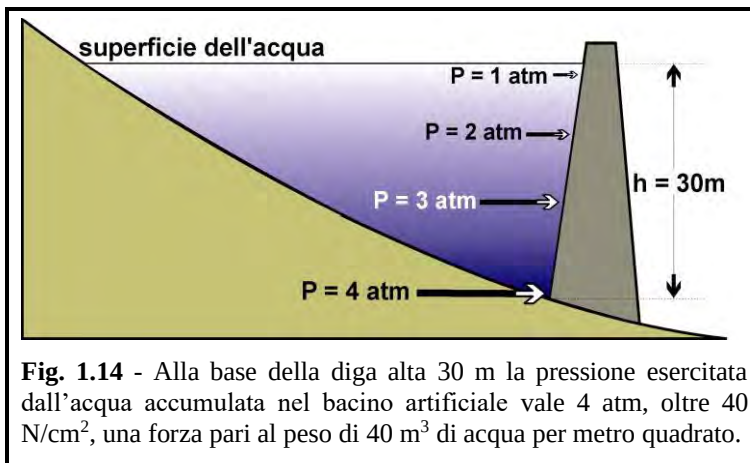


Fig. 1.14 - Alla base della diga alta 30 m la pressione esercitata dall'acqua accumulata nel bacino artificiale vale 4 atm, oltre 40 N/cm², una forza pari al peso di 40 m³ di acqua per metro quadrato.

La pressione atmosferica varia con il tempo meteorologico (diminuisce con il brutto tempo e viceversa) e con l'altitudine (salendo di quota diminuisce il peso dell'aria sovrastante). Si definisce **atmosfera standard [atm]** la pressione che equilibra una colonna di mercurio alta 760 mm, a 0 °C (la temperatura modifica le condizioni fisiche del gas) e al livello del mare (la forza di gravità, che pure varia con l'altitudine, può cambiare il peso dell'aria sovrastante), corrispondente ad un valore di **10,14 N/cm²** (il peso di poco più di un litro d'acqua su una superficie di 1 cm²). La pressione si misura in atmosfere o in millimetri di mercurio (**mm Hg** o **Torr**, in onore di Evangelista TORRICELLI inventore, nel 1644, del barometro). Altre unità di misura è il "**millibar**" (**mb**) 1 atm standard corrisponde a circa 1.013 mb.

Dal punto di vista dimensionale, la pressione **P** è una **forza per unità di superficie [N/m²]**. Il Newton [N] è l'unità di misura fondamentale della forza; essa è quella che, applicata ad un corpo di massa $m = 1$ kg, produce una accelerazione $a = 1$ m/s². La stessa massa precipita, sulla superficie della Terra, con una accelerazione $g = 9,81$ m/s²; quindi il suo peso è $P = 9,81$ N (quello di un litro d'acqua, cioè di 1 dm³). L'azione di una forza (F) pari ad 1 N su una superficie (S) di 1 m² è l'unità di misura fondamentale della pressione, detta **Pascal [Pa]**. È una unità piuttosto piccola; più frequentemente si utilizza un suo multiplo cento volte più grande [**hPa**]. Il seguente schema di equivalenze riassume le principali unità di misura:

$$P_{\text{standard}} = 10,13 \text{ N/cm}^2 = 1 \text{ atm} = 1,013 \text{ bar} (1.013 \text{ mbar}) = 101.300 \text{ Pa} (1.013 \text{ hPa}) = 760 \text{ mm (Hg)}$$

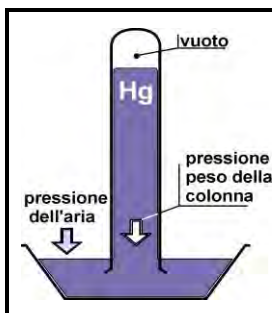


Fig. 1.15 - Esperienza di Torricelli. Il dislivello fra le superfici libere del mercurio nel tubo e nella bacinella è misurato in millimetri; esso rappresenta la pressione atmosferica. Questo principio è alla base dei barometri a mercurio.

La pressione dell'aria può variare fino ad un 5 ÷ 10 % in più o in meno a seconda del tempo meteorologico ed in maggior misura con l'altitudine (fig. 1.2). Per esempio da 1.013 hPa presso il livello marino può scendere a valori intorno a 900 hPa a 1.000 m di quota; a 3.000 m di altitudine la pressione atmosferica scende a circa 700 hPa; salendo ancora di quota l'aria si fa sempre più rarefatta e fredda e la pressione scende a valori intorno alla metà (500 ÷ 550 hPa) a 5.000 m (tanto che anche la respirazione diventa difficoltosa).

La misura della pressione dell'aria richiede l'uso di un barometro, strumento che può essere collocato in qualunque luogo, all'aperto o al chiuso di una stanza. Infatti non esiste differenza tra la pressione esterna e quella all'interno degli edifici. Lo strumento più semplice ed economico è il barometro aneroidale (fig. 1.16). È economico e facile da usare, ma deve essere opportunamente tarato ed è poco preciso. Più precisi sono i barometri a mercurio, ma costosi e di lettura più complessa. I più indicati sono i barometri analogici, muniti di display che indicano direttamente il valore di pressione in hPa e talora illustrano anche un grafico con l'andamento della pressione nelle ultime 24 ore. La pressione misurata è quella del sito ove è collocato lo strumento; in base alle precedenti considerazioni, essa non dipende solo dalle condizioni meteorologiche (che sono quelle che interessano), ma anche dall'altitudine (fig. 1.2). Il dato corretto deve tenere conto del fattore altitudinale, altrimenti non sarebbe possibile il confronto con le misure effettuate nello stesso momento presso altre località. La misura della pressione "reale" deve

quindi essere corretta al corrispondente valore riferito al livello del mare. Ciò significa, molto grossolanamente che, al valore misurato con il barometro, occorre aggiungere:

- 1 hPa per 9 m di quota fino a 500 m s.l.m.;
- 1 hPa per 8,5 m di quota da 500 a 1.000 m s.l.m.;
- 1 hPa per 8 m di quota sopra i 1.000 m s.l.m.

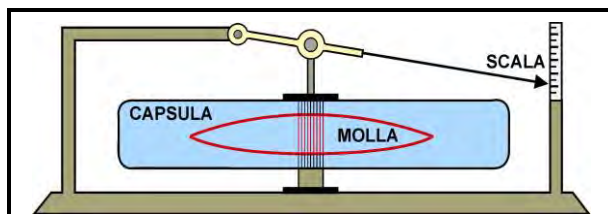


Fig. 1.16 - Schema di **barometro aneroido** con una capsula metallica il cui interno è vuoto con una molla per compensare parzialmente la pressione esterna; in funzione di questa la capsula si deforma facendo muovere l'ago su una scala graduata. Strumento molto diffuso ed economico, spesso appeso alle pareti delle case. Sullo stesso principio si basa l'**altimetro**, strumento per misurare l'altitudine: all'aumentare della quota diminuisce lo spessore di aria sovrastante e quindi la pressione atmosferica.

Se misuriamo una pressione pari a 980 hPa presso una località situata all'altitudine di 450 m s.l.m., occorre aggiungere $450:9 = 50$ hPa. Pertanto la pressione ridotta al livello marino diventa $980 + 50 = 1.030$ hPa ed è questo il dato di cui tenere conto; esso è significativamente superiore al valore standard di 1.013 hPa, quindi da considerare una "alta pressione", probabilmente rappresentativa di una condizione meteorologica di "tempo buono".

Una proprietà caratteristica dei gas è la loro comprimibilità. Questa è espressa dalla legge di Robert BOYLE (1662): *a temperatura costante una data quantità di gas occupa un volume inversamente proporzionale alla pressione esercitata su di esso*. In altri termini in un sistema in cui la temperatura non cambia, raddoppiando la pressione il volume occupato dal gas dimezza. Oppure il fluido si può dilatare fino ad occupare un volume tre volte superiore se la pressione viene ridotta ad un terzo. Non sempre i gas si comportano esattamente come previsto dalla legge di Boyle; tuttavia, per i nostri scopi, possiamo ritenere *l'aria come un gas facilmente comprimibile o dilatabile in stretta relazione con la pressione*.

I gas variano il volume in funzione della temperatura (legge di Jaques Alexandre César CHARLES, 1787). Se la pressione non cambia l'aria è libera di dilatarsi con l'aumento della temperatura e viceversa. In modo analogo, se il volume non cambia, la pressione dell'aria aumenta con la temperatura e viceversa. Altri fisici (John DALTON, 1801; Amedeo AVOGADRO, 1810) studiarono la termodinamica dei fluidi e formularono modelli matematici in grado di spiegare molti fenomeni naturali. **Pressione, volume, temperatura** sono le principali variabili per la descrizione dello stato fisico dell'aria che compone l'atmosfera e sono fra loro legate dalle classiche equazioni della fisica termodinamica, a loro volta influenzate dal comportamento dell'acqua presente come gas nella atmosfera. Una massa d'aria che gravita su una porzione di terra molto riscaldata dal sole può dilatarsi (per l'aumento del volume con la temperatura), diventare più leggera e salire in alto; essa pesa quindi di meno comportando anche una diminuzione di pressione; ma salendo di quota, per il diminuire della temperatura, si raffredda e l'umidità presente condensa dando origine alla formazione di nubi e a rovesci temporaleschi. È un esempio a dimostrazione dell'utilità dello studio della termodinamica per una buona interpretazione dei fenomeni atmosferici.

SCHEDE 1.4 - Sostanze elementari e composte, miscugli

La **sostanza elementare** è una porzione di materia costituita da un solo elemento, cioè da atomi della stessa specie (con uguale numero atomico). Conosciamo un centinaio di elementi (**tab. 1.6**), ma abbiamo a che fare con un numero molto più grande di sostanze diverse, ciascuna con peculiari caratteri fisici e chimici. Se usassimo solo le singole lettere dell'alfabeto per esprimerci, saremmo molto limitati perché potremmo utilizzare solo una ventina di simboli; nel linguaggio comune sono rari i concetti rappresentati da una sola lettera. Combinando insieme in vario modo i simboli dell'alfabeto è possibile ottenere, in teoria, un numero infinito di parole, ciascuna delle quali utile per illustrare un concetto (un oggetto, un'azione, uno stato,...). Combinando insieme delle parole si possono ottenere delle espressioni (frasi) che sono alla base del nostro linguaggio.

Anche la chimica usa un linguaggio, le cui regole condizionano le modalità con le quali i simboli degli elementi si uniscono tra loro per ottenere "parole". Le sostanze elementari sono rare in natura, come in un libro sono rare le parole costituite da una sola lettera. Sono molto rari i casi in cui determinati elementi si trovano allo stato puro; si tratta più frequentemente di metalli, indicati con il termine **elementi nativi**. Sono esempi il *platino* (giacimenti in URSS, in Sudafrica e in Canada), l'*oro* (Alaska, California), il *rame*, l'*argento*, il *ferro*, ecc... Vi sono anche i metalloidi come il *carbonio* (nella forma del diamante che viene estratto in Australia, Brasile, Africa, Africa Australe) e lo *zolfo* (di cui giacimenti si trovano anche in Sicilia).

Combinando elementi diversi (atomi con diverso numero atomico) è teoricamente possibile ottenere un numero infinito di combinazioni. Il **composto** (o **sostanza composta**) è la *combinazione di due o più elementi*. Tralasciamo le modalità con le quali specie atomiche diverse si uniscono fra loro; facciamo alcuni esempi utilizzando le **formule chimiche**; esse sono combinazioni di simboli degli elementi come le lettere dell'alfabeto possono essere combinate per formare le parole. Con le formule chimiche si possono costruire "equazioni" per illustrare dei fenomeni (analogamente con le parole per costruire delle frasi) secondo regole della "grammatica della chimica". L'acqua è composta da ossigeno (**O**) ed idrogeno (**H**); la sua formula chimica è **H₂O**; il numero 2 è un indice di H: per ogni atomo di ossigeno vi sono due atomi di idrogeno, oppure che gli ultimi sono sempre in numero doppio rispetto ai primi. La formula chimica di un composto indica da quali elementi è formato (con i simboli) e, con indici numerici, in quali proporzioni (come numeri di atomi) stanno tra loro. Sapendo che l'ossigeno ha numero di massa atomica circa 16 volte superiore a quella dell'idrogeno (**tab. 1.6**), la massa totale del primo sarà, nell'acqua, 8 volte superiore a quello dell'idrogeno (dato che il numero degli atomi di idrogeno è doppio); quindi la percentuale del peso di ossigeno nell'acqua è circa $[8:(8+1)] \cdot 100 = 89\%$ coincidente con il valore che abbiamo indicato precedentemente.

Le formule chimiche forniscono molte indicazioni sulle sostanze composte. Il cloruro di sodio (sale da cucina) ha formula **NaCl**. Esso è costituito da cloro (**Cl**) e sodio (**Na**) in uguali proporzioni; l'atomo di cloro è più grande ($M = 35,45$) rispetto a quello di sodio ($M = 22,99$); il nucleo del primo ha 17 protoni + 17 neutroni, mentre l'altro ha un nucleo con 22 particelle nucleari. La somma delle due masse atomiche vale 58,44; la massa percentuale del cloro rispetto al totale è $(35,45:58,44) \cdot 100 = 61\%$; il restante 39 % è dovuta al sodio. **CH₂O** è la formula dello zucchero costituito da un ugual numero di atomi di carbonio ($M = 12,01$) e di ossigeno ($M = 15,99$) e da un numero doppio di atomi di idrogeno ($M = 1,01$). La somma delle masse atomiche è $12,01 + 15,99 + (1,01 \cdot 2) = 30,02$; la percentuale in massa del carbonio è $(12,01:30,02) \cdot 100 = 27,7\%$; quella dell'ossigeno è $(15,99:30,02) \cdot 100 = 53,3\%$, mentre quella dell'idrogeno si ottiene con la differenza $100 - (27,7 + 53,3) = 19,0\%$.

Le operazioni che abbiamo appena eseguito sono esempi di calcoli stechiometrici. La *stechiometria* è la scienza del calcolo in chimica e fu introdotta nella seconda metà del '700 da Antoine Laurent de LAVOISIER; essa si avvale della matematica e della fisica, con le quali si posero le basi per una interpretazione quantitativa della chimica, facendo compiere notevoli progressi nello studio delle trasformazioni della materia. Per esempio la silice, una sostanza composta molto comune nel regno minerale e costituente fondamentale del vetro (**SiO₂**), è costituita da ossigeno per il 53 % in massa e per il 47 % da silicio. L'anidride carbonica ha formula **CO₂**, il metano **CH₄**, l'anidride solforosa (di cui si sente spesso parlare per gli effetti inquinanti) ha formula **SO₂**. Ma vi sono sostanze con formule più complicate come quelle dell'acido solforico (**H₂SO₄**) dove per ogni atomo di zolfo ve ne sono due di idrogeno e 4 di ossigeno, del carbonato di calcio (**CaCO₃**), costituente fondamentale del calcare o quella del bicarbonato di sodio (**NaHCO₃**), costituito da quattro specie atomiche diverse. Tutte formule che sono ancora ben lontane dal rappresentare il massimo della complessità.

Se le sostanze allo stato elementare in natura sono rare, quelle composte "pure" sono poco frequenti. L'acqua, per esempio, non si trova mai allo stato puro (ad eccezione dell'acqua distillata ottenuta artificialmente); in essa sono sempre sciolte altre sostanze. Nella quasi totalità dei casi la materia si presenta come **miscugli** di sostanze diverse (elementi o composti). L'aria è una miscela di gas; la silice contiene quasi sempre delle impurezze, talvolta in piccolissime quantità, ma in grado di conferirle colorazioni particolari; la carta è prevalentemente costituita da una sostanza molto complessa, la cellulosa, unitamente ad altri composti. Un frammento di materia qualsiasi, pur di aspetto omogeneo, quando sottoposto ad una analisi chimica, quasi sempre, risulta costituito da un insieme di due o più sostanze, a loro volta frequentemente composte e raramente elementari.

SCHEDA 1.5 - L'esperienza di MILLER

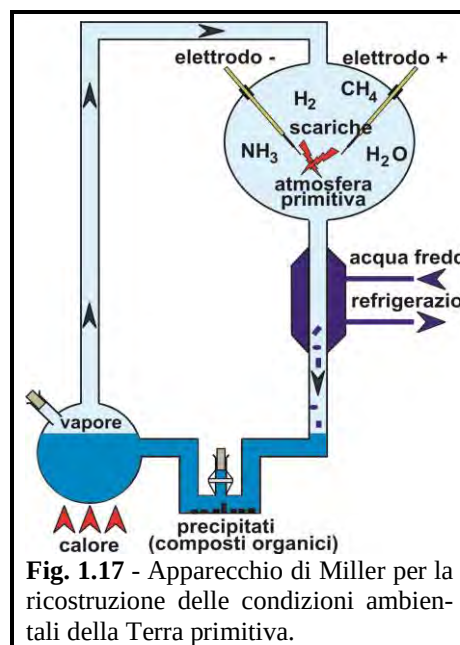
Presso l'Università di Chicago, nel 1930, il premio Nobel per la chimica, Harold Clayton UREY, sulla base delle ipotesi di Aleksandr Ivanovič OPARIN, formulate 25 anni prima, studiava le teorie sulla formazione del Sistema Solare e sull'atmosfera che avvolgeva la Terra primitiva. Con un suo studente, Stanley MILLER, simularono tale atmosfera in laboratorio, ricreando, in una ampolla, le condizioni che precedettero l'origine della vita (~ 3,5 miliardi di anni fa). Intro-dussero in un'ampolla sotto vuoto (**fig. 1.17**) metano, ammoniaca ed idrogeno e la collegarono, tramite un tubo, ad un pallone nel quale fecero bollire dell'acqua per sviluppare vapore caldo che raggiungeva l'ampolla, mescolandosi con gli altri composti.

Venne così ricostruita l'atmosfera primitiva, calda e riducente (quella attuale, che contiene ossigeno, è detta "ossidante"). Con un paio di elettrodi si producevano scariche per "simulare" i fulmini che dovevano coinvolgere l'atmosfera primitiva che, essendo calda e molto umida, era probabilmente teatro di numerosi temporali. Con un sistema di refrigerazione veniva provocata la condensazione del vapore "imitando" le piogge che, in quell'epoca, colmarono d'acqua le depressioni, dando origine agli oceani.

Miller volle verificare se, in tali condizioni, potevano formarsi spontaneamente nuove sostanze, come conseguenza di processi nell'ampolla, probabilmente gli stessi dell'atmosfera primitiva. Se nuove sostanze si formarono in quelle condizioni, esse dovevano raccogliersi nei mari primordiali; ciò significa che, nell'apparecchio di Miller, al fondo dell'ansa ad "U" (**fig. 1.17**), avrebbero dovuto raccogliersi precipitati di composti formati nell'ampolla. Dopo una settimana Miller esaminò il liquido dell'ansa e verificò la presenza di composti organici fra i quali aminoacidi (componenti fondamentali delle proteine). Nel 1963 Miller pubblicò sulla rivista "Scienze" un articolo intitolato *Produzione di aminoacidi in condizioni che avrebbero potuto essere quelle della Terra primitiva*, con il quale divenne famoso in tutto il mondo. Con l'esperienza di Miller si ha la prova che la formazione spontanea di molecole organiche complesse al di fuori della vita, in condizioni analoghe a quelle della Terra primitiva, non era solo possibile, ma probabile.

Quindi tutto ebbe inizio con quello che venne definito "brodo primordiale", un ambiente adatto per la generazione delle prime molecole organiche (composti del carbonio) che troviamo negli organismi. Ambienti adatti a processi di formazione di molecole organiche sono anche il vulcani sottomarini, dove vi sono le condizioni necessarie: acqua e in essa disciolti gas come anidride carbonica e metano (fonti del carbonio), sali minerali e tanta energia.

Neppure si può escludere l'arrivo sulla Terra di composti organici dallo spazio (teoria della *panspermia*). Non abbiamo prove dell'ingresso nel nostro pianeta di virus e batteri alieni, ma si sono rinvenuti amminoacidi (che formano, attraverso lunghe catene, le proteine), zuccheri e basi azotate (componenti del DNA) all'interno di meteoriti e nelle polveri raccolte dalle missioni spaziali.



In sintesi diversi possono essere i meccanismi che hanno portato alla formazione del “brodo primordiale”, forse già quattro miliardi di anni fa. Cosa è successo dopo? Sappiamo della presenza delle prime cellule, molto piccole e semplici, prive di nucleo, ovvero di organismi unicellulari primitivi (procarioti) che si nutrivano assimilando le molecole organiche disponibili in quel “brodo”. Per ottenere energia dovevano demolire gli zuccheri (il carburante dei viventi) mediante processi anaerobici, in quanto l’ossigeno libero era assente. La comparsa di questi organismi è datata a circa $3,5 \div 4$ miliardi di anni fa, come documentato dal rinvenimento di stromatoliti fossili (colonie di batteri).

Circa 3 miliardi di anni fa compaiono organismi simili, ma in grado di effettuare il processo di fotosintesi; si tratta di cianobatteri che liberarono quantità crescenti di ossigeno, prima nelle acque degli oceani e quindi nell’atmosfera, con conseguente cambiamento radicale della condizione della Terra.

La fusione di piccole colonie di cellule primitive ha portato alla formazione di cellule più grandi; ma le maggiori dimensioni hanno comportato la necessità di una migliore organizzazione citoplasmatica ($1,5 \div 2$ miliardi di anni fa). Si tratta di organismi unicellulari complessi aerobi (che utilizzano ossigeno per ottenere energia dagli zuccheri), sia eterotrofi (che si nutrono di sostanze organiche presenti nell’ambiente, pascolando o predando), sia autotrofi (che si costruiscono la materia organica di cui sono costituiti, per esempio attraverso la fotosintesi).

Lynn MARGULIS (1967) propose la teoria endosimbiontica; cellule procariote di maggiori dimensioni si organizzano strutturalmente con formazione di membrane citoplasmatiche più complesse e di un nucleo contenente DNA; alcuni importanti organuli, come i mitocondri (con funzione energetica) e cloroplasti (fondamentali per la fotosintesi) sono il risultato dell’inglobamento di batteri capaci di svolgere quelle funzioni. Si può affermare che le prime cellule eucariote abbiano sviluppato, all’interno del loro citoplasma, una sorta di simbiosi con cellule batteriche poi diventate veri e propri organuli cellulari. (fig. 1.18).

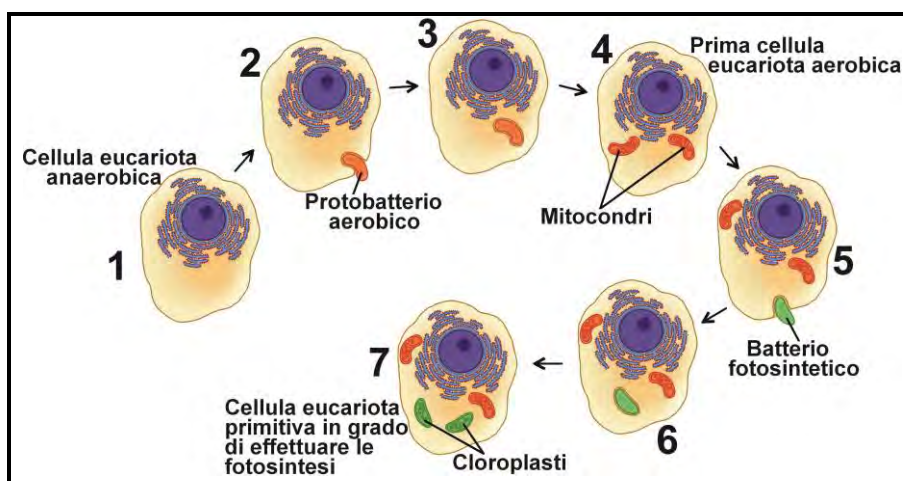


Fig. 1.18 - Teoria endosimbiontica. Si parte da una cellula eucariota già relativamente complessa (1) che ingloba un piccolo batterio aerobico, ovvero capace di utilizzare ossigeno per ricavare energia dagli zuccheri (2). Originariamente si tratta di una simbiosi (3); successivamente i batteri inglobati si ristrutturano diventando mitocondri, veri e propri organuli cellulari (4). Allo stesso modo accade per endosimbiosi con batteri fotosintetici (5) che poi evolvono (6) in cloroplasti. La cellula (7) è un organismo unicellulare fotosintetico aerobico.

Dalle singole cellule semplici si passa poi a degli aggregati formanti dei corpi pluricellulari nei quali non era ancora presente una differenziazione in apparati con diverse funzioni (es. antiche alghe rosse primordiali, datate a circa 1,5 miliardi di anni fa). Successivamente si sviluppano organismi più complessi che evolvono in modi indipendenti (piante acquatiche primitive, funghi, piccoli animali; circa 1,2 miliardi di anni fa). La vita era ancora esclusivamente acquatica, l’ossigeno in atmosfera non era ancora sufficientemente abbondante per filtrare i raggi ultravioletti che giungevano ancora abbondanti sulla superficie del pianeta, ma dispersi dallo strato più superficiale (pochi centimetri) delle acque a protezione di quelle più profonde ricche di vita in rappresentanza delle più diverse attività metaboliche. Ma intorno a 600 milioni di anni fa l’ossigeno atmosferico (derivante da quello di origine fotosintetica negli oceani) divenne sufficiente per disperdere la maggior parte delle radiazioni ultraviolette (barriera di ozono). A quel punto divenne possibile la colonizzazione delle terre emerse da parte della vita.

SCHEDA 1.6 - I “serbatoi” di carbonio sulla Terra

Un metro cubo di anidride carbonica (CO_2) allo stato di gas, in condizioni “normali” ($T = 0^\circ\text{C}$; $P = 1\text{ atm}$), ha massa di quasi 2 kg di cui il 27 % (536 g) di carbonio (C). Un metro cubo di metano (CH_4) allo stato di gas, in condizioni normali, ha massa di 0,714 kg di cui il 75 % (536 g) di carbonio (C). In una massa di 1 kg di glucosio (zucchero monosaccaride; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) è costituita da poco più della metà da carbonio (C). Per tutte le sostanze organiche si può ricavare il contenuto di carbonio.

Il carbonio è un elemento relativamente raro sulla Terra o almeno a confronto con quelli molto più abbondanti come, per esempio, ossigeno e silicio. Eppure è l’elemento fondamentale della vita. Esso è presente non solo allo stato elementare o quasi (grafite e diamante), ma anche sotto forma di composti semplici (CO_2 e CH_4) e come “protagonista” nei composti più complessi (anche molto complessi) facenti parte dell’enorme insieme delle molecole costituenti la materia vivente. Bisogna inoltre considerare alcune materie prime succitate (carbone, petrolio, gas naturale, torba) che sono paragonabili a grandi depositi costituiti in buona parte da carbonio. Infine bisogna citare anche tutte le materie plastiche.

Tutti i materiali succitati contengono carbonio le cui quantità possono essere stimate secondo uno schema di carattere molto generale, ma interessante sotto il profilo degli ordini di grandezza (tab. 1.9 e fig. 1.18). L’unità di misura fondamentale è la “Gt” (pari a un miliardo di tonnellate).

Tab. 1.9 - I principali “serbatoi” del carbonio sulla Terra [Gt]. Si considerano la litosfera (essenzialmente la crosta) e gli ambienti e gli insiemi di organismi che vivono su di essa.

Gt (10^9 t)	Deposito	Commento
80.000.000	litosfera	Rocce e sedimenti. Nelle rocce carbonatiche e cherogene (es. bitume), di cui $5.000 \div 10.000$ Gt (sotto-deposito) di combustibili fossili (carbone, petrolio, gas).
40.000	Oceani	97 % negli <i>oceani profondi</i> (stoccaggio a lungo termine) e $2.000 \div 3.000$ Gt nelle <i>acque superficiali</i> (con scambi rapidi con l'atmosfera).
5.000	pedosfera	Nel suolo, di cui circa il 30 % (2.000 Gt) nel <i>permafrost</i> .
900	atmosfera	Con una concentrazione passata da 180 ppm nel 1850 a oltre 420 ppm nel 2025.*
450	vegetazione	insieme di tutte le piante erbacee e arboree terrestri ed erbacee acquatiche.
90	microorganismi	Eubatteri (70 Gt) archei (6 Gt),** funghi (10 Gt), protisti (4 Gt),*** virus,...
0,51	animali vertebrati	Pesci, anfibi, rettili, uccelli e mammiferi.
1,4	animali invertebrati	insetti, aracnidi, crostacei, molluschi, vermi, celenterati,...
0,065	Homo sapiens	Quasi 8,5 miliardi di persone che popolano la Terra.

* Parti per milione [ppm] è una unità di misura adimensionale che indica un rapporto tra quantità misurate omogenee di un milione a uno. Nell'atmosfera, se prendessimo un milione di molecole di aria (composta principalmente da molecole di azoto “N₂” e di ossigeno “O₂”), circa 420 di queste sarebbero molecole di anidride carbonica (CO₂).

** Organismi monocellulari privi di nucleo (procarioti), distinti dagli eubatteri (“batteri veri”); generalmente abitano in ambienti estremi. Gli eubatteri possono essere aerobi o anaerobi (utilizzano sostanze diverse dall'ossigeno per ottenere energia).

*** Insieme di organismi monocellulari con nucleo (eucarioti), aerobi (utilizzano l'ossigeno per ottenere energia), eterotrofi (che si nutrono di sostanza organica; es Protozoi) ed autotrofi (chemio/foto-autotrofi che si fabbricano le sostanze organiche di cui sono costituiti; es. fitoplancton).

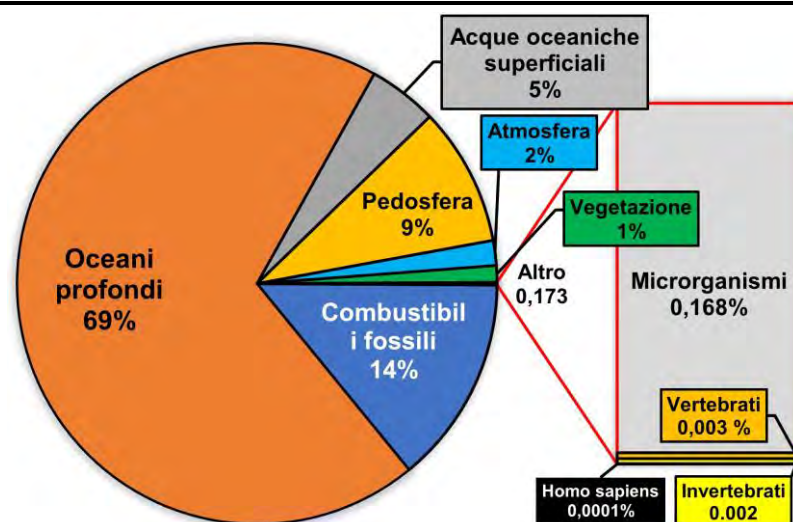


Fig. 1.19 - Rispetto al “serbatoio di carbonio della crosta terrestre (80.000.000 Gt; stoccaggio su tempi geologici) si considera il “sotto-serbatoio” dei combustibili fossili che, insieme agli altri indicati in **tab. 3.1** (stoccaggio entro tempi storici) porta al totale di oltre 56.000 Gt di CO₂ condizionanti il ciclo di carbonio in modo significativo e variabile nell'attuale situazione climatica post-glaciale. I valori dei singoli “serbatoi” sono rappresentati in percentuale rispetto al totale.

Il “serbatoio” più grande è quello degli oceani profondi (quasi il 70 %) e può influenzare, mediante scambi, gli altri “serbatoi” nel corso di millenni. Il “serbatoio” delle acque superficiali è in diretta ed immediata connessione con quello della atmosfera, condizionando anche gli altri “serbatoi”. L'insieme dei microorganismi vale più di 30 volte quello degli animali (vertebrati e invertebrati). La popolazione umana, pur essendo costituita da quasi 8,5 miliardi di individui, costituisce una parte assolutamente irrilevante (0,07 Gt) rispetto alla biosfera (quasi 700 Gt).

smi vale più di 30 volte quello degli animali (vertebrati e invertebrati). La popolazione umana, pur essendo costituita da quasi 8,5 miliardi di individui, costituisce una parte assolutamente irrilevante (0,07 Gt) rispetto alla biosfera (quasi 700 Gt).

Nel regno animale (quasi 2 Gt di carbonio tra vertebrati e invertebrati), la distribuzione è molto sbilanciata a causa dell'attività umana:

- l'insieme degli artropodi e dei pesci costituisce la maggior parte della biomassa animale (circa 1 Gt per i primi e 0,7 Gt per i secondi);
- la massa degli animali allevati dall'uomo (principalmente bovini e suini) è di circa 0,1 Gt;
- la massa della popolazione umana vale complessivamente circa 0,065 Gt C;
- l'insieme dei mammiferi selvatici vale solo 0,007 Gt; la biomassa degli animali domestici e del bestiame supera di circa 15 volte quella di tutti i mammiferi selvatici terrestri e marini messi insieme;
- circa l'85 % della biomassa di carbonio dell'insieme dei mammiferi selvatici occupa la terraferma, soprattutto quella dominata dalle foreste;
- una parte enorme della vita è “invisibile” (~13%), composta da batteri e archei che vivono nelle profondità della crosta terrestre e dei sedimenti oceanici;

nonostante gli oceani coprano il 70% del pianeta, ospitano pochissima biomassa totale (~1%), anche se hanno un'altissima biodiversità e rapidi tassi di rinnovamento.

SCHEDA 1.7 - L'impronta del carbonio

L'impronta di carbonio (*carbon footprint*) è un indicatore ambientale che misura l'ammontare totale delle emissioni di gas serra generate annualmente direttamente o indirettamente da una entità, ovvero da un individuo, un territorio, un'organizzazione, un evento o un prodotto. Viene espressa in tonnellate di **CO₂ equivalente (CO₂e)**, in quanto non si misura solo la CO₂, ma anche altri gas come il metano (CH₄) o il protossido di azoto (N₂O), convertendo il loro potenziale di riscaldamento globale in quello della CO₂. Il calcolo dell'impronta segue standard internazionali sulla base di tre categorie o ambiti:

1. *emissioni dirette*; fonti possedute o controllate direttamente (es. il gas bruciato dalla caldaia o la benzina dell'auto).
2. *emissioni indirette da energia*; generazione di elettricità, calore o vapore;
3. *altre emissioni indirette*; categoria più complessa; include tutto il ciclo di vita, dalla produzione dei beni allo smaltimento come rifiuti.

Per calcolare l'impronta di una determinata entità occorre conoscere le quantità delle risorse consumate in un dato arco temporale (generalmente un anno); per esempio quanti litri di benzina consumati per un'auto o quanti metri cubi di gas consumati per il riscaldamento o quanta energia elettrica consumata per una certa attività, quali e quanti cibi consumati, ... Successivamente per ogni valore della tipologia di risorsa consumata occorre applicare un coefficiente specifico (*fattore di emissione*) per ottenere la quantità di CO₂e emessa. A questo scopo sono disponibili tabelle molto complesse che riportano i fattori di conversione per tutte le tipologie di risorse. Per esempio 2,35 kg di CO₂ per ogni litro di benzina (la **tab. 1.10** riporta altri esempi). Infine si sommano le i valori di tutte le emissioni delle varie risorse considerate per ottenere il valore totale che rappresenta appunto l'impronta del carbonio.

Tab. 1.10 – Esempi di fattori di conversione dai valori delle risorse consumate a quelli delle emissioni di anidride carbonica equivalente (CO₂e).

Categoria	Risorsa / Attività	Unità di misura	Fattore di Emissione (kg CO ₂ e)
Energia	Elettricità (Mix Nazionale IT)	1 kWh	0,25 ÷ 0,28
	Gas Naturale (Riscaldamento)	1 m ³	2
Trasporti	Benzina	1 litro	2,35
	Diesel	1 litro	2,68
	Auto Elettrica (Media)	1 km	0,05
	Treno alta velocità (media in Italia)	1 km	0,03
Viaggi	Volo Aereo (Breve raggio)	1 km/passeggero	0,15 ÷ - 0,25
Cibo	Carne Bovina	1 kg	25,00 ÷ 30,00
	Carne di Pollo / Suina	1 kg	4,00 ÷ 6,00
	Frutta/Verdura di stagione	1 kg	0,40 ÷ 0,80
Rifiuti	Plastica (non riciclata)	1 kg	3,1

Le tipologie delle risorse che maggiormente condizionano il valore totale sono:

- trasporti; uso dell'auto privata e frequenza dei voli aerei;
- alimentazione; consumo di carne rossa e prodotti lattiero-caseari con impronta molto più alta rispetto ai prodotti vegetali;
- energia domestica; il tipo di riscaldamento (metano, pompa di calore, ...) e la classe energetica degli elettrodomestici;
- consumi; acquisto di nuovi oggetti (vestiti, elettronica, mobili, elettrodomestici, ...) e loro smaltimento.

Uno degli esempi più chiari è il confronto tra diversi mezzi di trasporto per coprire la stessa distanza. Immaginiamo un viaggio di una persona con percorrenza di 1.000 km; l'impronta del carbonio risulta come segue:

- 140 kg CO₂e per viaggio in auto di media cilindrata;
- 250 kg CO₂e per il viaggio in aereo in classe economica;
- 30 kg CO₂e per il viaggio in treno alta velocità.

L'impronta di carbonio non è distribuita in modo equo. Esiste un divario enorme tra le nazioni industrializzate e quelle in via di sviluppo e tra le fasce di reddito all'interno della stessa popolazione. Per effettuare confronti corretti conviene utilizzare il dato dell'impronta come valore totale medio annuo di CO₂e/procapite, ovvero il totale annuo dell'insieme delle emissioni relative ad ogni cittadino quale media rappresentativa dell'intero globo o di una sua porzione (es. nazione) in un determinato anno (**figg. 1.19 e 1.20**).

Il primo trattato universale e giuridicamente vincolante sui cambiamenti climatici venne redatto in occasione della **Conferenza Internazionale di Parigi (COP - 2015)**. In quella occasione, grazie al contributo della comunità scientifica, si convenne di contenere l'aumento della temperatura media globale sotto i 2 °C rispetto ai livelli preindustriali, puntando a limitare l'aumento a 1,5 °C. Mezzo grado di differenza è cruciale per evitare gli effetti più catastrofici del riscaldamento. Ciò significa che l'impronta media globale dovrebbe scendere ad almeno 2,3 t CO₂e/procapite/anno, ovvero dimezzare il valore registrato nell'anno 2025 o ridursi ulteriormente con l'aumento della popolazione mondiale. Un abitante medio degli USA dovrebbe ridurre la propria impronta dell'80 %; un italiano dovrebbe dimezzarla. Si tratta di un obiettivo molto difficile da conseguire, soprattutto se riflettiamo sui seguenti esempi:

- un solo volo aereo andata/ritorno intercontinentale (es. Roma-New York) emette circa 2 t CO₂e; un solo viaggio comporta una impronta pari ad almeno il 40 % di quella media annua di un cittadino italiano;
- un'auto a benzina che percorre 15.000 km/anno emette circa 2,3 t CO₂e; la mobilità con mezzi pubblici riduce questa voce dell'80 %;
- produrre 1 kg di carne bovina genera circa 60 kg CO₂e (a causa del metano e del suolo usato); una dieta a base vegetale e/o con significativa riduzione dei derivati animali può ridurre fino all'70/80 % della CO₂e/anno emessa;
- una caldaia tradizionale per un appartamento medio emette circa 1,5 t CO₂e; l'installazione di una pompa di calore e/o l'intervento sull'isolamento (cappotto termico) può abbattere questo valore anche fino alla metà.

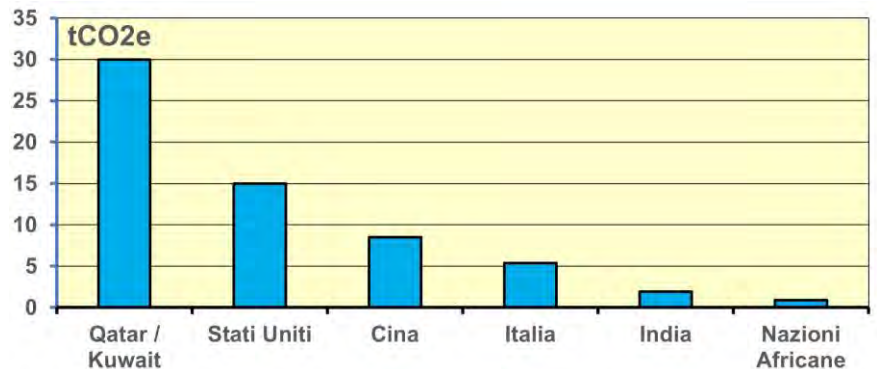


Fig. 1.20 - Evoluzione dell'impronta del carbonio media annua globale procapite dal 1990 al 2025; valori espressi in tonnellate di anidride carbonica equivalente [tCO₂e]. Si passa da un valore poco superiore a 4 tCO₂e/anno/procapite alla fine del secolo scorso, fino a sfiorare le 5 tonnellate poco prima della pandemia da Covid. Recentemente l'impronta si riduce un poco, ma si tratta di un valore procapite a fronte dell'in-cremento della popolazione mondiale che comporta comunque l'incremento delle emissioni globali.

Fig. 1.21 - Valori dell'impronta del carbonio media annua globale procapite in diverse porzioni del pianeta espressi in tonnellate di anidride carbonica equivalente [tCO₂e]. Nel 2025 si passa da valori molto elevati, fino a 6/7 volte la media globale a quelli più bassi, anche inferiori a 1 tCO₂e, come accade nelle aree più povere dell'Africa.

L'aspetto che emerge con chiarezza è la **disuguaglianza economica**:

- l'1 % della popolazione globale più ricca comporta una impronta del carbonio pari a 74 tCO₂e/procapite (viaggi privati, yacht, investimenti in industrie pesanti), 15 volte la media globale;
- il 10 % della popolazione globale più ricca emette circa il 50% delle emissioni globali totali;
- il 50 % della popolazione globale più povera contribuisce solo per il 7 % alle emissioni mondiali, con una media di circa tCO₂e/procapite.



SCHEDA 1.6 - Eutrofizzazione

Consideriamo un ipotetico lago, relativamente profondo; le acque sono trasparenti e la luce solare vi penetra fino ad oltre 30 m. Le concentrazioni dei nutrienti (principalmente sali dell'azoto e del fosforo) sono modeste; la produzione di materia organica nella stagione calda (ad opera soprattutto del fitoplancton) non è eccessiva e la quantità di ossigeno per la sua decomposizione è inferiore a quella totale presente nelle acque profonde. Non vi sono condizioni di deficit di ossigeno ed il pesce non è abbondante. Un lago di questo genere probabilmente è "giovane" come genesi e, per il fatto di essere poco produttivo e povero di vita vegetale e animale, viene indicato con il termine *oligotrofico*.

Con il tempo (decenni, secoli o millenni) le acque incanalate o di ruscellamento portano al lago sali nutritivi asportati dai terreni circostanti. Durante le piene, gli immissari trasportano argille, limi e sabbie che decantano sui fondali. Le foglie portate dal vento, gli insetti catturati dai pesci, gli escrementi degli uccelli acquatici, ... portano nuova materia. Quando nuovo materiale giunge ad un fiume, viene rimosso dalla corrente e trascinato a valle. Nei laghi le acque non vengono ricambiate facilmente; i tempi necessari al ricambio totale possono essere anche di alcuni anni. Nel lago Maggiore dopo 25 anni permane ancora il 20 % dell'acqua originaria. Tutto ciò che arriva al lago ne diventa parte, sedimentando o entrando nei cicli biologici.

Col il tempo il lago diventa meno profondo per i processi di sedimentazione e più produttivo per l'apporto di nutrienti dai territori circostanti. La vita è più abbondante, maggiore è la "fioritura" del plancton nella stagione calda. Il materiale organico prodotto costituisce una massa notevole, ma l'ossigeno è ancora sufficiente per la sua totale decomposizione, senza che si verifichino situazioni di deficit. Le acque, per la presenza di maggiori quantità di plancton, sono meno trasparenti ma, presso le rive, è ancora possibile scorgere il fondo oltre i due metri di profondità. La produzione di pesci è buona. Un lago di questo tipo viene considerato "maturo" come età e, per la maggior produttività, viene indicato con il termine *mesotrofico*.

Con il tempo, dai territori circostanti arriva altro materiale che tende a riempire sempre di più il lago e ad aumentarne la produttività (per l'apporto di altri nutrienti). In queste condizioni, sia per il diminuito volume delle acque profonde (minore

riserva di ossigeno), sia per l'eccessiva mole di sostanza organica prodotta nella stagione calda (che richiede troppo ossigeno per essere consumata integralmente), si instaurano situazioni di deficit di ossigeno presso il fondo. Il quadro generale è quello di un lago molto produttivo (abbondante fauna ittica) con grande sviluppo di plancton, di alghe superiori e di canneto che ingombrano le rive. Vi è assenza di ossigeno presso i fondali in estate e i sedimenti sono fetidi perché formati in un ambiente anossico e ricco di ammoniaca e di acido solfidrico. Questo lago è "vecchio" e viene indicato con il termine *eutrofico*.

Oligotrofia, mesotrofia, eutrofia sono gli stadi trofici attraverso i quali un lago passa dalle condizioni giovanili a quelle di vecchiaia. Si assiste ad un graduale processo di *eutrofizzazione* naturale durante la "maturazione" del lago, che porta alla sua estinzione, alla formazione di uno stagno, poi di palude che può definitivamente colmarsi a pianura. Questo processo, che inizia dalla genesi del lago e che si conclude a livello di palude e pianura, si attua, in natura, in tempi lunghi, di secoli, di millenni o di decine di migliaia di anni, a seconda del tipo morfologico del bacino lacustre. I sedimenti che si accumulano nel lago oligotrofico sono, per la maggior parte, costituiti da detriti minerali (sabbia ed argilla, più frequentemente di colore chiaro). Nei laghi eutrofici oltre alla componente minerale si accumulano sui fondali maggiori quantità di materiali organici (di colore scuro) che non vengono interamente decomposti in conseguenza della scarsità di ossigeno presso il fondo.

Quando il lago eutrofico si colma definitivamente si forma una **torbiera**, spazio pianeggiante costituito prevalentemente (o totalmente) da **torba**, materiale organico sedimentato in ambiente eutrofico. Questo materiale (la cui composizione media è $C = 50 \div 60 \%$, $H = 4 \div 7 \%$ e $O = 25 \div 35 \%$) si presenta come una massa spugnosa bruna o nera, ricca d'acqua (90 %), composta da resti vegetali più o meno decomposti, talvolta riconoscibili ad occhio nudo. La torba (un tipo di **carbone fossile**) è usata in agricoltura per conferire caratteri particolari ai terreni; può essere seccata ed usata come combustibile povero. Industrialmente è di scarso valore, usata come combustibile in loco quando si tratta di grandi giacimenti di facile sfruttamento (come il bacino di Mosca). In rari casi viene sottoposta a distillazione per ricavarne catrame, carbone e gas. In Italia le più estese torbiere si trovano in Toscana, a Torre del Lago.

Il processo di eutrofizzazione naturale (comune anche ai laghi costieri ed in ambienti più francamente marini) avviene nel modo prima descritto a condizione che il territorio circostante sia poco o nulla antropizzato. Le attività umane comportano la produzione di materiali di rifiuto che, comunque vengano eliminati, giungono, più o meno trasformati, al lago; fra essi nutrienti soprattutto di origine organica derivati dalle attività domestiche o derivanti dai concimi dilavati dai terreni agrari. Le acque lacustri, spesso, sono sottoposte ad una forte pressione turistica, quindi una ulteriore produzione di prodotti di rifiuto e la loro eliminazione nelle acque. La conseguenza di tutto ciò è l'ulteriore apporto di nutrienti ai cicli biologici dei laghi. Questa azione di "fertilizzazione" comporta l'accelerazione di processi i quali, in condizioni naturali, avverrebbero pur sempre, ma entro archi di tempo assai più ampi. Le attività economico - produttive determinano una notevole accelerazione dei processi di eutrofizzazione dei laghi facendoli "invecchiare" precocemente. Il caso dell'eutrofizzazione del mare Adriatico, che può essere considerato una sorta di grande lago poco profondo, è esemplificativo (**fig. 1.21**).

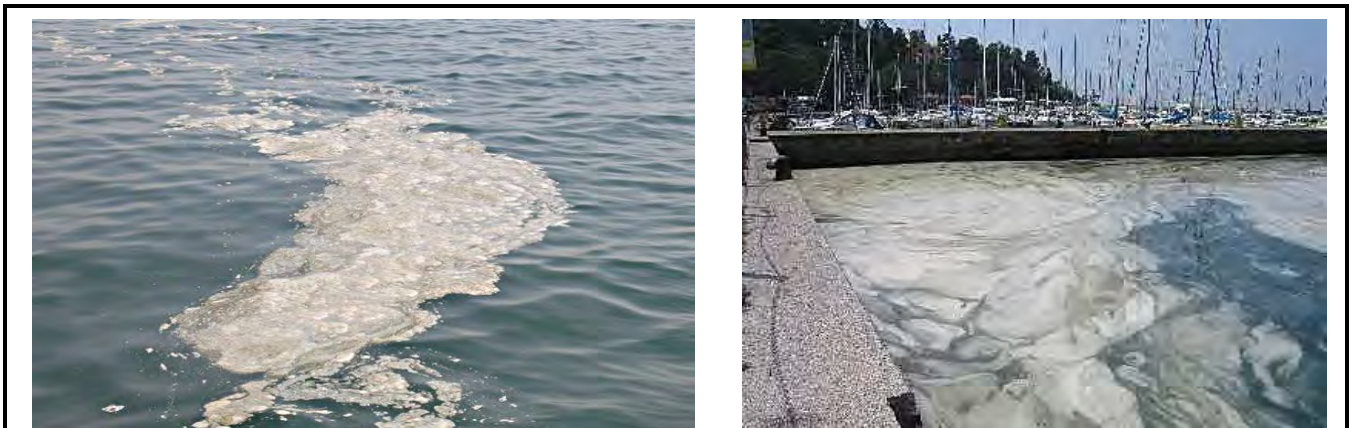


Fig. 1.22 - L'eccessiva proliferazione di alghe è conseguenza più dell'eutrofizzazione nei laghi e nei piccoli bacini marini. A sinistra si osserva, presso la superficie dell'Adriatico, una vasta area letteralmente invasa dalla mucillagine. Tali fenomeni si possono osservare anche presso le coste come nel caso del porto di Grignano (a destra) in provincia di Trieste

2 - L'ACQUA

2.1 - L'acqua ed il sale

L'**acqua** è una sostanza composta da **idrogeno (H)** e **ossigeno (O)**. Gli atomi di idrogeno sono i più piccoli tra tutti gli elementi, con un nucleo contenente solo un protone, intorno al quale è presente un solo elettrone, in un orbitale che potrebbe contenerne due. Gli atomi di ossigeno sono più grandi; il nucleo è costituito da 8 protoni e 8 neutroni. 8 elettroni formano un guscio esterno diviso su due livelli energetici (orbitali), uno che ne contiene due ed un altro che può contenerne fino ad 8. Vi è quindi spazio per 10 elettroni in tutto; ma l'ossigeno ne ha solo 8, di cui due saturano il primo orbitale e i rimanenti 6 occupano il secondo, dove quindi rimane spazio per altri 2. I due tipi di atomi legano bene insieme "fondendo" parzialmente i gusci elettronici per ottenere una situazione in cui l'unico orbitale dell'atomo di idrogeno risulta colmato con 2 elettroni, mentre l'orbitale "incompleto" dell'atomo di ossigeno risulta colmato con 8 elettroni, ma legandosi con 2 atomi di idrogeno (**fig. 2.1**). L'unione di un atomo di ossigeno con due atomi di idrogeno forma la **molecola d'acqua**, in cui i due elementi sono fra loro legati da una forza detta **legame covalente**, termine che trae origine dalla "messa in compartecipazione" degli elettroni.

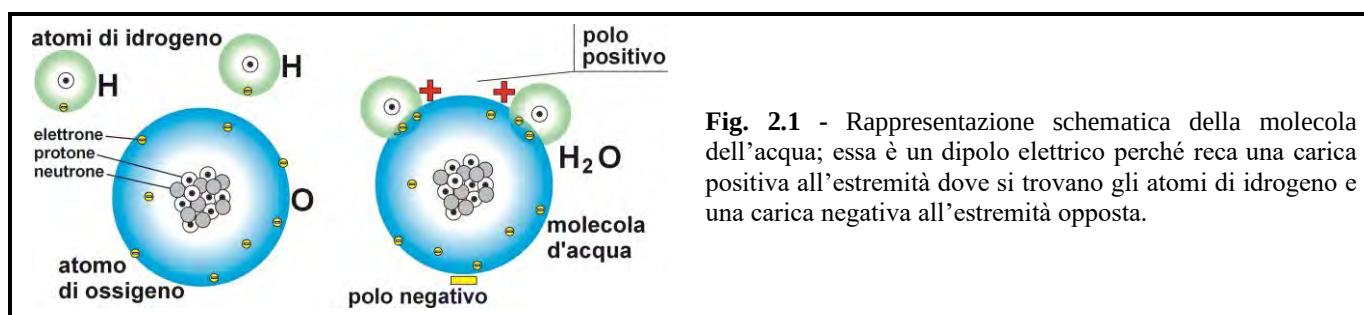


Fig. 2.1 - Rappresentazione schematica della molecola dell'acqua; essa è un dipolo elettrico perché reca una carica positiva all'estremità dove si trovano gli atomi di idrogeno e una carica negativa all'estremità opposta.

Il legame covalente caratterizza molti altri composti. Il metano (CH_4) è costituito da molecole con un atomo di carbonio legato a quattro atomi di idrogeno (**fig. 2.2**). L'anidride carbonica (CO_2) è costituita da un atomo di carbonio che mette in compartecipazione 4 elettroni con due coppie di elettroni di due atomi di ossigeno. L'ammoniaca (NH_3) è costituita da molecole un atomo di azoto, legato a tre atomi di idrogeno (**fig. 2.2**). Le formule chimiche riproducono le proporzioni numeriche con le quali stanno fra loro i diversi elementi nelle molecole. Si indica con H_2O la formula dell'acqua, in quanto il numero doppio degli atomi di idrogeno rispetto a quelli di ossigeno è una conseguenza del tipo di molecola che abbiamo descritto. Tutte le sostanze che sono costituite da molecole (gruppi uguali di atomi legati con forza tra loro da legami di tipo covalente) si dicono **sostanze molecolari**.

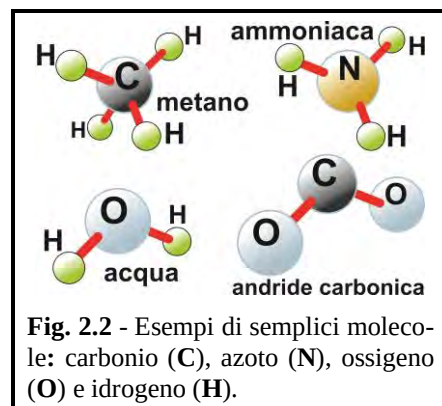


Fig. 2.2 - Esempi di semplici molecole: carbonio (C), azoto (N), ossigeno (O) e idrogeno (H).

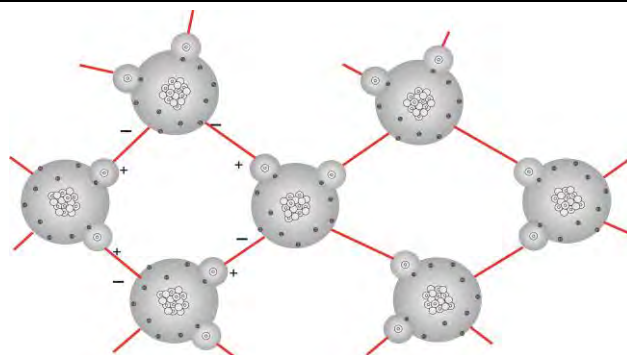
L'acqua è una sostanza molecolare, formata da molecole con un atomo di ossigeno con 8 protoni ($8e^+$) e 8 elettroni ($8e^-$) e con due atomi di idrogeno, ciascuno con un protone ($1e^+$) e un elettrone ($1e^-$). La carica complessiva della molecola è $[(8e^+ + 8e^-) + 2(1e^+ + 1e^-)] = 0$; esse sono elettricamente neutre. I due atomi di idrogeno sono sistemati in modo da formare un angolo di circa 105° fra le direzioni di allineamento fra i nuclei; essi sono quindi da un lato della molecola (**fig. 2.1**). Gli elettroni messi in compartecipazione si trovano fra il nucleo dell'idrogeno con una piccola carica positiva ($1e^+$) e quello dell'ossigeno con una più forte carica positiva ($8e^+$). Gli elettroni (negativi) sono attratti da una maggiore forza elettrostatica verso il nucleo di ossigeno. Complessivamente risulta un insieme di cariche che non sono distribuite uniformemente; la molecola si comporta come un *dipolo elettrico*, con una estremità, o polo, negativa da una parte (ossigeno) e positiva dall'altra (idrogeni). Fra i poli positivi e negativi di molecole d'acqua diverse e vicine si manifestano forze di attrazione di natura elettrostatica (**fig. 2.3**); esse sono all'origine di quasi tutti i fenomeni naturali legati all'acqua (**tab. 2.1** e **schede 2.1** e **2.5**). Le considerazioni e le immagini fin qui proposte danno l'idea della molecola d'acqua come una figura piana; in realtà essa presenta una struttura tridimensionale tetraedrica, illustrata nella **scheda 2.2**.

Il comune sale da cucina è composto da sodio (Na) e da cloro (Cl) in uguali proporzioni numeriche: la formula chimica è NaCl (cloruro di sodio). Sembrerebbe che tale sostanza sia composta da molecole, ciascuna costituita da un atomo di sodio strettamente legato con un atomo di cloro; ma la realtà è diversa.

Il cloro ha 17 elettroni in un guscio elettronico costituito da una serie di orbitali a diversi livelli energetici; in quello più esterno (che ne potrebbe contenere 8) sono presenti 7 elettroni; ne manca uno solo per completarlo. Gli atomi di cloro tendono ad acquisire un elettrone in più, quindi con 17 cariche positive nel nucleo e 18 negative nel guscio

elettronico. Il bilancio $[(17e^+ + 18e^-) = 1e^-]$ non è più in pareggio e l'atomo diventa un **anione** o **ione negativo** perché carico negativamente.

Fig. 2.3 - Le molecole d'acqua sono reciprocamente attratte da forze di tipo elettrostatico dovute ai poli opposti (+/-) di molecole vicine (linee rosse). Tali forze costituiscono i cosiddetti *legami idrogeno*, in quanto questo atomo si trova sempre compreso fra due ossigeni (uno della molecola di appartenenza e l'altro di quella vicina).



angolo fra i legami H-O nella molecola	104,5	gradi
distanza H-O nella molecola	$1 \cdot 10^{-8}$	cm
carica elettrica media polare	0,44	$e^{+/-}$
momento dipolare	0,8	Debye
costante dielettrica	80	-
massa molecolare	18,0153	-
calore specifico (per $T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$)	1,0	cal/g/ $^{\circ}\text{C}$
calore latente di fusione	80	cal/g
calore latente di evaporazione	540	cal/g
calore latente di sublimazione	540	cal/g
tensione superficiale	72	10^{-5} N/cm
densità a $4\text{ }^{\circ}\text{C}$	1,0	g/l
punto crioscopico (per $P = 1\text{ atm}$)	0	$^{\circ}\text{C}$
punto ebullioscopico (per $P = 1\text{ atm}$)	100	$^{\circ}\text{C}$
coefficiente di autodiffusione	$2,2 \cdot 10^{-5}$	cm^2/sec
conducibilità termica	$1,4 \cdot 10^{-3}$	cal/sec/cm/ $^{\circ}\text{C}$
viscosità	8,9	millipoise
prodotto ionico $[\text{H}^+][\text{OH}^-]$ - $T=25\text{ }^{\circ}\text{C}$	$1 \cdot 10^{-14}$	(acqua pura)
Tab. 2.1 - Caratteristiche fisiche e chimiche dell'acqua.		

Il sodio ha 11 elettroni distribuiti in tre orbitali: due completi e con uno solo elettrone in quello più esterno che ne potrebbe contenere 8; l'atomo ne dovrebbe allora acquisire altri 7 per completare l'ultimo livello energetico, diventando una particella con 11 cariche positive nel nucleo e 18 negative nel guscio, cioè un anione con una carica pari a $7e^-$, una condizione fisicamente impossibile. L'atomo di sodio, invece, tende a perdere quell'unico elettrone di quell'orbitale largamente incompleto, conservando "pieni" gli altri due livelli energetici, diventando un **catione** o **ione positivo** con carica $11e^+ + 10e^- = 1e^+$. Cloro e sodio hanno comportamenti chimici opposti; ogni atomo di sodio cede un elettrone ad un atomo di cloro diventando un catione il primo e un anione il secondo. fra i due si instaura una forza di attrazione elettrostatica (fra cariche di segno opposto) che rappresenta il legame fondamentale nel composto NaCl. Questo tipo di legame, molt-

o diverso da quello covalente, è detto **legame ionico** e i composti i cui atomi sono legati in questo modo vengono detti **composti ionici**.

Per capire in quale modo gli atomi del sale si dispongono nello spazio, si immagini di avere a disposizione parecchie palline da ping-pong, che rappresentano gli ioni Na^+ , e palline da tennis che rappresentano gli ioni Cl^- . Potremmo poi disporre le sfere Na^+ in modo che ciascuna sia circondata da 6 sfere Cl^- e viceversa, cercando di "impacchettare" occupando il minor spazio possibile, usando della colla affinché la struttura non si smonti facilmente. Nel nostro modello la colla rappresenta la forza di attrazione elettrostatica che lega le sfere. Risulta una costruzione tipo quella rappresentata in **fig. 2.4** che dovremmo moltiplicare per miliardi di miliardi di volte per ottenere un minuscolo granello di sale. Questo, esaminato con un modesto microscopio, apparirebbe di forma geometrica regolare, un solido con superfici quadrangolari fra loro perpendicolari, una sorta di cubo o parallelepipedo mal riuscito o un insieme di cubi e parallelepipedi fra loro compenetrati (**fig. 2.5**).

Nella **fig. 2.6** sono stati rappresentati unicamente i centri degli atomi; è più facile notare che essi "disegnano" nello spazio un cubo: è la **cella elementare** del cloruro sodico che, ripetuta in tutte le direzioni, origina il granello di sale; questo assume un aspetto esterno in conseguenza del tipo di simmetria data dalla particolare disposizione degli atomi che si ripete all'infinito nel **reticolo cristallino**. NaCl non è il risultato di molecole costituite da coppie Na-Cl, ma è un impacchettamento di ioni paragonabili a sfere di un tipo ciascuna legata a 6 sfere dell'altro tipo.

Il sale è una sostanza ionica cristallina; numerose altre sostanze cristalline sono costituite da reticoli ionici. Altre sono costituite da molecole a loro volta disposte nello spazio a formare reticoli cristallini; sono sostanze molecolari cristalline. Per esempio un granello di zucchero, ingrandito al microscopio (**fig. 2.7**), appare con un abito cristallino, cioè con una forma che rispecchia l'ordine e la simmetria con le quali le complesse molecole di zucchero (costituite da numerosi atomi di carbonio, idrogeno e ossigeno) si dispongono nello spazio.

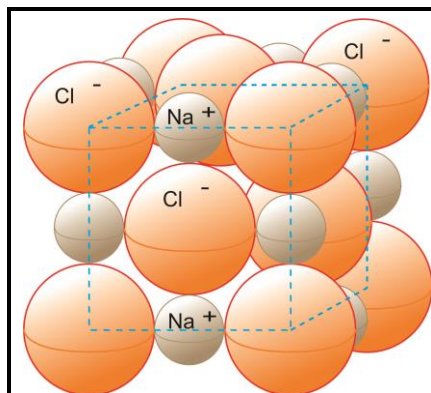


Fig. 2.4 - Modello del **cloruro di sodio**. Nel comune sale da cucina, ogni anione cloro (Cl^-) è circondato da 6 cationi sodio (Na^+) e viceversa; risulta un “impacchettamento” molto compatto, con lo spazio sfruttato al massimo.

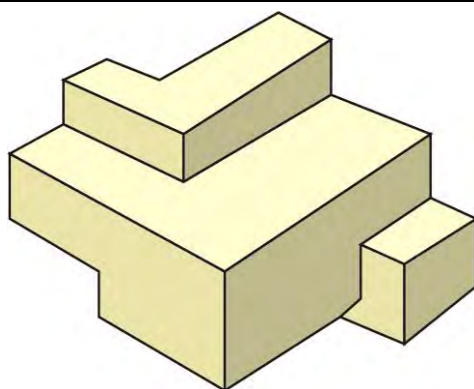


Fig. 2.5 - Forma di un granello di sale da cucina (NaCl) come potrebbe apparire con un forte ingrandimento.

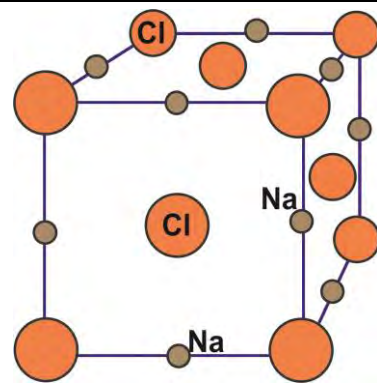


Fig. 2.6 - Nello schema sono rappresentati solo i centri degli atomi della **fig. 2.4**. È evidente la simmetria del cubo secondo cui sono disposti nello spazio gli atomi di cloro (anioni Cl^-) e quelli di sodio (cationi Na^+). Questa struttura (cella elementare) si ripete nello spazio per un elevatissimo numero di volte, originando “granelli” di sale la cui forma rispecchia l’ordine e la simmetria del reticolo cristallino.

Le diverse sostanze (elementari o composte, molecolari o ioniche) sono costituite da atomi o da gruppi di atomi o da singoli ioni che possono disporsi nello spazio con reticoli caratterizzati da simmetrie anche molto diverse, originando una notevole varietà di forme (vedi gli esempi descritti nella **scheda 2.4**). C’è sufficiente materia per una intera disciplina, la “*mineralogia*” della quale, utilizzeremo ancora altre nozioni.

2.2 - L’acqua e l’ossigeno



Fig. 2.7 - Il comune zucchero da tavola (saccarosio $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) è un insieme di numerosissimi granelli, ciascuno costituito da un cristallo al cui interno le complesse molecole sono ordinate in reticolo caratterizzato da ordine e simmetria.

Se si mette un cucchiaino di zucchero (*soluti*) in un bicchiere d’acqua (*solvente*), dopo aver mescolato lo zucchero non si vede più: si ottiene una *soluzione*. L’esperienza può essere ripetuta più volte, ma ad un certo punto, dopo il rimescolamento, l’ultima quantità di soluto, che sembrava pure essa disciolta, si deposita sul fondo del bicchiere a mano a mano che diminuisce la turbolenza dell’acqua. Esiste una quantità massima di zucchero che può essere sciolta nell’acqua senza che si formi del deposito. Il rapporto fra la massima quantità di soluto che può sciogliersi e il volume del solvente, è detto **concentrazione di saturazione**. Quando la concentrazione è inferiore si dice che la soluzione è *sottosatura*. Quando invece è superiore si dice che la soluzione è *soprasatura*; quest’ultima condizione si ha soltanto se l’acqua è agitata. Si può provare a ripetere le precedenti prove con un bicchiere d’acqua calda, per scoprire che la massima quantità di zucchero che si riesce a sciogliere completamente è maggiore: *la concentrazione di saturazione di un soluto aumenta con la temperatura*. Questa è una legge che vale per la maggior parte delle sostanze che si sciolgono in acqua.

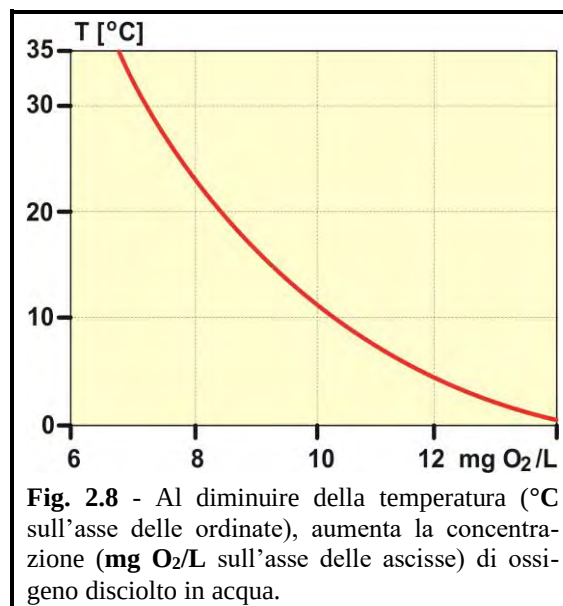
Anche i gas si sciolgono in acqua e, in particolare, l’ossigeno, che costituisce ~ il 20 % dell’aria che respiriamo. Gli organismi acquatici necessitano di ossigeno per “respirare”, per compiere più o meno le stesse funzioni che, con tale gas, compiono gli organismi terrestri, uomo compreso.

L’ossigeno coinvolto nei processi respiratori di un pesce, di un gambero, di un mollusco, di un’alga, non è quello legato con l’idrogeno nelle molecole d’acqua, ma quello “libero”, sotto forma di gas, presente come soluto nell’acqua stessa e rappresentato con il simbolo “ O_2 ” (perché formato da molecole biatomiche ciascuna costituita da due atomi di ossigeno uniti da un legame covalente). Per l’ O_2 , come per gli altri gas, valgono, più o meno, le stesse considerazioni viste prima.

Si parla quindi di acqua satura di O_2 (quando la concentrazione di tale gas è massima in acque tranquille), di acqua soprasatura (nelle acque turbolente) e di acqua sottosatura (concentrazione di O_2 inferiore a quella di saturazione). La concentrazione si esprime con il numero di milligrammi [mg] di ossigeno contenuti in un litro [L]; per esempio la concentrazione di saturazione di O_2 nell’acqua alla temperatura di 20 °C è pari a 9 mg/L circa.

Lo zucchero, come la maggior parte delle sostanze solubili, si scioglie meglio nell'acqua calda; ciò non capita per i gas; l'ossigeno atmosferico si scioglie meglio in acqua fredda: *la concentrazione di saturazione dell'ossigeno in acqua aumenta al diminuire della temperatura (fig. 2.8)*. Per esempio a 5 °C di temperatura la massima concentrazione di ossigeno è quasi 13 mg/l e soltanto 8 mg/l quando la temperatura sale a 25 °C.

I pesci respirano facendo entrare acqua dalla bocca e uscire dagli opercoli; in tal modo le branchie vengono “bagnate” abbondantemente; il colore rosso vivo di tali organi respiratori è dovuto alla presenza di numerosi capillari che permettono al sangue di assumere ossigeno dall'acqua e restituire anidride carbonica. L'ossigeno, come in quasi tutti gli organismi, viene utilizzato per “bruciare” il “combustibile cibo” (soprattutto zuccheri e grassi) allo scopo di ottenere energia per i processi vitali. Tale gas è presente nell'aria, a disposizione dei viventi terrestri, ed anche sciolto nell'acqua, a disposizione dei viventi acquatici e in misura tanto maggiore quanto più bassa è la temperatura.



2.3 - Stati della materia

- Una sostanza allo **stato solido** è **incomprimibile** (variando la pressione non si notano variazioni di volume); **mantiene il suo volume e non cambia la sua forma** (indipendentemente da quella del contenitore; per es. un cubetto di ghiaccio rimane tale anche se in un bicchiere a forma di calice).
- Una sostanza allo **stato liquido** è **incomprimibile**; **mantiene il suo volume**, ma **senza una propria forma** (perché assume quella del contenitore che la contiene; un litro d'acqua mantiene il suo volume, ma assume forme molto diverse a seconda di quelle delle bottiglie di pari capacità).
- Una sostanza allo **stato gassoso** è **comprimibile** (variando la pressione, cambia il volume); **non mantiene il suo volume e non ha forma propria** (il gas contenuto in una grande bombola a debole pressione può essere contenuto in una bombola diversa per forma e anche più piccola a maggiore pressione).

L'anidride carbonica è un gas perché adatta la sua forma all'ambiente in cui si trova espandendosi o riducendosi a seconda dello spazio disponibile. L'olio (come l'acqua) è un liquido perché incomprimibile, ma capace di adattare la propria forma a quella di qualsiasi contenitore. Un pezzo di marmo dalla forma di parallelepipedo è un solido (come il ghiaccio) perché l'unico modo per adattare la sua forma ad un contenitore cilindrico è quello di frantumarlo con un martello. Un cubetto di plastilina in un contenitore cilindrico mantiene la sua forma: è un solido; ma se viene schiacciata anche con una debole pressione essa adatta la propria forma: è un liquido. Una sfera di vetro appoggiata su un tavolo rimane tale: è un solido; ma se poniamo sopra un forte peso, dopo molto tempo, si deforma; dopo un tempo indefinito, si schiaccia come una goccia d'acqua appoggiata su un piano, sotto l'azione del proprio peso; è una questione di tempi diversi con cui si manifestano i fenomeni che abbiamo paragonato: il vetro è un liquido. Questi esempi dimostrano che la classificazione succitata degli stati della materia non funziona?

Emerge un fatto: *date tempo ai solidi ed essi si comporteranno come liquidi*. Qualunque sostanza definita solida può, in tempi lunghi, modificare la propria forma, così come i liquidi la cambiano in tempi brevi. Basta avere pazienza e i geologi (scienziati della Terra) ne hanno parecchia, dato che studiano fenomeni naturali della durata di milioni di anni, dall'origine del nostro pianeta ($4,5 \cdot 10^9$ anni fa). Quanto visto permette, per esempio, di paragonare i continenti ad enormi zatteroni (lastre di crosta terrestre più spessa in corrispondenza delle terre emerse) “galleggianti” sul mantello, come iceberg sull'oceano e di ipotizzare che essi possano affondare maggiormente o riemergere rispetto ai materiali sottostanti. Sembra una ipotesi difficile da accettare; sappiamo che quei materiali sono allo stato solido, difficilmente paragonabili ad un liquido. Ma tutto risulta più plausibile se immaginiamo che con il tempo (fino a centinaia di milioni di anni) anche i solidi (e quindi i materiali del mantello) finiscono col comportarsi come “liquidi al rallentatore”.

La precedente classificazione è comunque utile perché distingue stati di una stessa sostanza caratterizzati da comportamenti fisici diversi (come acqua e ghiaccio, come ferro fuso e solido, ecc...). Un altro sistema di classificazione è basato sullo stato di aggregazione degli atomi o delle molecole che compongono una determinata sostanza (**scheda 2.5**):

- **stato cristallino** - gli atomi o le molecole che compongono una sostanza si aggregano ponendosi nello spazio secondo un reticolo caratterizzato da un preciso ordine e nel quale è possibile individuare delle simmetrie; (per esempio grafite, diamante, ghiaccio, metalli); da ciò consegue la definizione di **minerale**: *una sostanza elementare o composta (descrivibile con una formula chimica) ordinata in uno stato cristallino*.
- **stato amorfo** - gli atomi e/o le molecole che compongono una determinata sostanza si aggregano ponendosi nello spazio senza un preciso ordine (non esiste reticolo cristallino e quindi non è possibile individuare simmetrie); vale come esempio il vetro.

Si potrebbe affermare che l'acqua, nella quale le molecole hanno perso la disposizione del reticolo cristallino del ghiaccio, potrebbe essere definita come una sostanza amorfa. Allo stesso modo il ferro fuso, i cui atomi hanno perso la loro ordinata disposizione ad impacchettamento compatto nel reticolo del ferro solido, potrebbe essere definito amorfo. In realtà la distinzione tra stato cristallino e amorfo viene utilizzata esclusivamente per le sostanze allo stato solido così come lo abbiamo definito precedentemente, in quanto è implicito che lo stato liquido, per l'alta energia cinetica che caratterizza le particelle, implica uno stato disordinato, in antitesi al reticolo cristallino. Bisogna tuttavia riconoscere che è facile generare confusione; infatti a volte si sente affermare che i cristalli sono "veri solidi", mentre i "finti solidi" sarebbero le sostanze amorfe (cioè dei liquidi?), mescolando, in questo modo, concetti e definizioni. Il vetro è un solido amorfo, il ghiaccio è un solido cristallino; quando fondono entrambi non sono più né amorfi, né cristallini, sono semplicemente liquidi.

Spesso un solido cristallino possiede un abito esterno (una forma) che ricorda il tipo di simmetria del reticolo: le stelline esagonali del ghiaccio, la forma delle gemme, i granuli del sale, ecc..., in questi casi si parla di cristalli in stato **idiomorfo**. Altre volte la forma esterna non rispecchia quella delle figure regolari e simmetriche che possono essere individuate nel reticolo cristallino; in quel caso il cristallo è detto **allotriomorfo**.

2.4 - Cambiamenti di stato

Nei passaggi di stato dell'acqua la temperatura aumenta e diminuisce in funzione del calore posseduto, cioè dell'energia di movimento (cinetica) delle molecole. Se l'energia termica è bassa, le molecole mantengono le posizioni in un reticolo cristallino (*minima energia, massimo ordine*). Se l'energia termica è elevata, le molecole perdono la disposizione ordinata del ghiaccio. Se è molto elevata, le molecole acquisiscono la più completa indipendenza le une rispetto alle altre, come succede nei gas (*massima energia, massimo disordine*). I passaggi di stato **fusione** (solido $\Rightarrow$ liquido) ed **evaporazione** (liquido $\Rightarrow$ gas) comportano un aumento di energia e una diminuzione dell'ordine; viceversa i passaggi di stato **liquefazione** (gas $\Rightarrow$ liquido) e **solidificazione** (liquido $\Rightarrow$ solido) comportano una diminuzione di energia ed un aumento dell'ordine. Quanto appena affermato non vale solo per l'acqua, ma per quasi tutte le sostanze conosciute (**fig. 2.9**).

Il vetro è un solido amorfo, le cui particelle non sono disposte in modo ordinato in un reticolo cristallino, ma quando fonde il disordine aumenta. Il ferro è un solido cristallino i cui atomi sono fra loro legati con più forza rispetto alle molecole d'acqua: ci vuole più energia per "rompere" il reticolo cristallino e recare disordine nella struttura; infatti il **punto di fusione** (1.535 °C) è molto più elevato di quella dell'acqua (0 °C).

Raffreddando il ferro fuso, cioè sottraendo energia cinetica agli atomi, fra questi, quando la temperatura si abbassa al **punto di solidificazione** (uguale al punto di fusione trattandosi di processi inversi), tornano a prevalere le forze di legame, favorendo il ritorno alla struttura cristallina. Le forze di legame che "costringono" gli atomi di mercurio (Hg) in un reticolo cristallino sono assai deboli, tanto che è sufficiente poca energia per romperle; la temperatura di fusione è di appena -39 °C. Al contrario i legami tra gli atomi di carbonio nel reticolo del diamante sono molto forti, tanto che il punto di fusione è ~ 3.500 °C. Analoghi ragionamenti valgono per l'altro passaggio di stato (evaporazione e quello inverso liquefazione o **condensazione**). Sappiamo che il punto di ebollizione dell'acqua è 100 °C, mentre quelli della maggior parte delle altre sostanze è più elevato: 1.100 °C per il magnesio, circa 1.300 °C per il calcio, 880 °C per il sodio, 760 °C per il potassio,...

Quanto fin qui affermato è vero ad una condizione: gli scambi di calore non devono avvenire troppo rapidamente; la temperatura deve cambiare gradualmente; altrimenti intervengono fattori di complessificazione del modello proposto. Una brusca diminuzione di temperatura durante la solidificazione non consente agli atomi o alle molecole che compongono la materia fusa di rallentare gradualmente il loro movimento; non vi è possibilità, per le forze di legame, di organizzare le particelle in un reticolo ordinato. È come se le particelle venissero bloccate improvvisamente in posizioni qualunque in una configurazione spaziale disordinata. Un raffreddamento lento di un fluido ad alta temperatura può portare ad uno stato cristallino; un raffreddamento troppo rapido, dello stesso materiale, può portare ad un solido amorfo (vetro). Bisogna rilevare che i fenomeni descritti avvengono in condizioni "normali", cioè entro determinati ambiti di pressione e di temperatura (**scheda 2.6**).

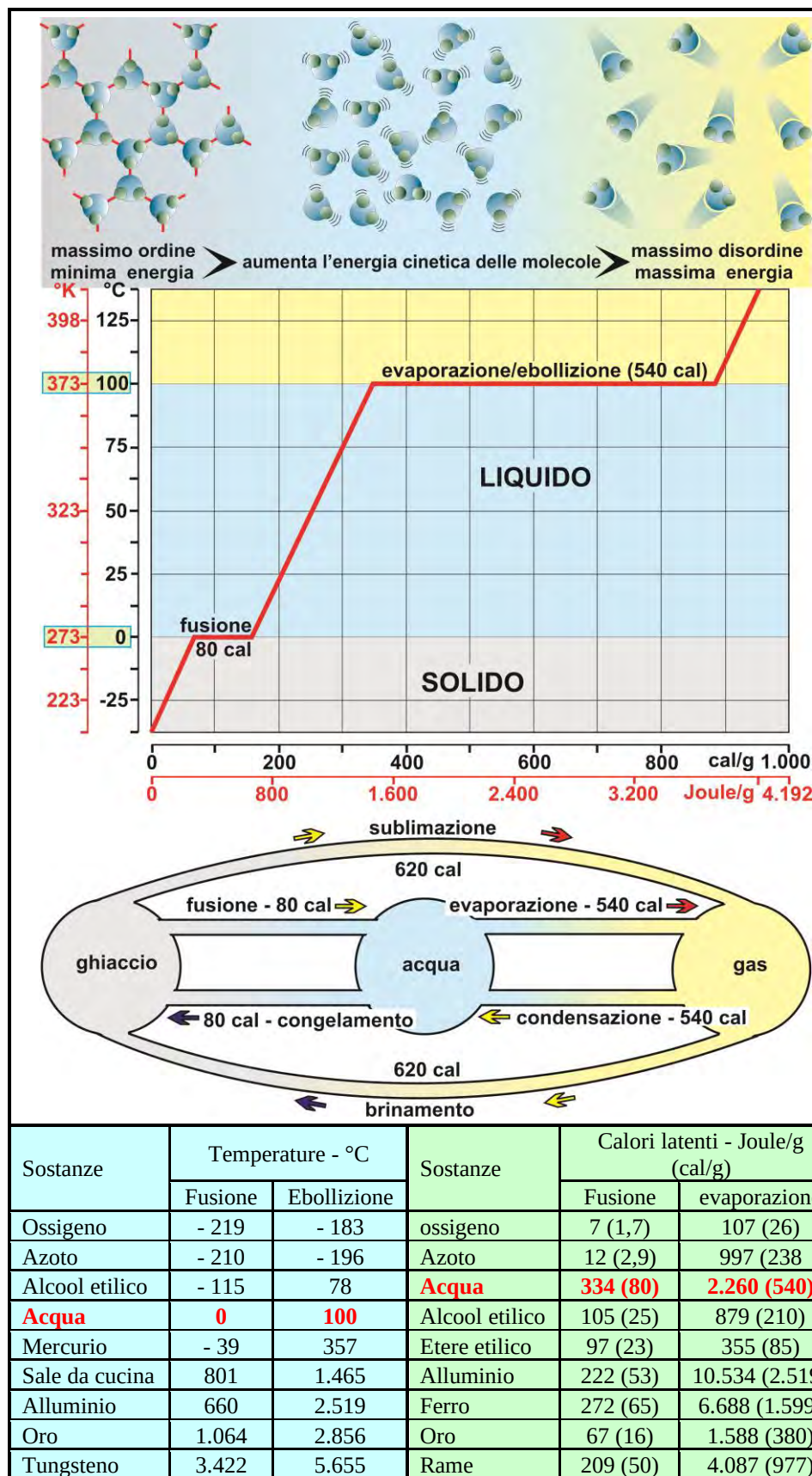


Fig. 2.9 - I passaggi di stato dell'acqua sono condizionati da scambi di energia elevati. I valori sono espressi in calorie per grammo d'acqua (ed in Joule/grammo). Essi sono tra i più elevati rispetto alla maggior parte delle sostanze.

Il **calore latente di fusione** è l'energia necessaria per rompere parzialmente i legami che vincolano le particelle in un reticolo cristallino ordinato e caratterizzato dal massimo ordine.

Il **calore latente di evaporazione** (decisamente maggiore del precedente) è l'energia necessaria per rompere definitivamente i legami tra le particelle, lasciandole così completamente libere di muoversi nello spazio sotto forma di moti del tutto caotici.

Durante i passaggi di stato, nonostante gli scambi di energia, la temperatura rimane costante. Il diagramma di riscaldamento dell'acqua infatti mette in evidenza due **soste termiche**. Ciò significa che, nonostante si continui a fornire calore la temperatura rimane costante (uguale al punto crioscopico = 0 °C) finché tutto il ghiaccio non fonde in acqua liquida. La sosta termica relativa al processo di ebollizione è più lunga, perché maggiore è il calore latente di vaporizzazione (540 cal/g) rispetto a quello di fusione (80 cal/g).

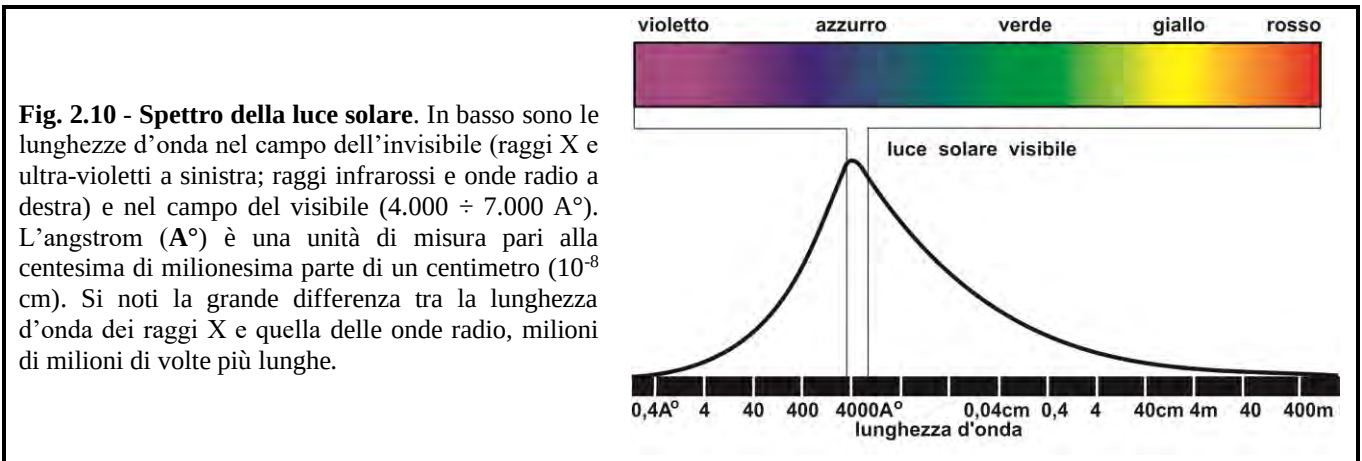
La forma del diagramma di riscaldamento è condizionata dai valori dei **punti crioscopico (0 °C)** ed **ebullioscopio (100 °C)**

È necessario fornire molta energia per aumentare di poco la temperatura dell'acqua; il raffreddamento comporta la restituzione di molta energia: l'acqua ha un elevato **calore specifico (scheda 2.5)**. Quando si scalda del ghiaccio la sua temperatura sale fino a raggiungere il punto crioscopico (0 °C); continuando a fornire calore la temperatura non aumenta finché non si completa del tutto il passaggio di stato da solido a liquido (fusione o liquefazione). La quantità di energia necessaria alla liquefazione del ghiaccio viene indicata come **calore latente di fusione**, uguale alla quantità di energia per il processo inverso (solidificazione). La temperatura non varia neppure durante gli scambi di calore nei passaggi di stato ebollizione (liquido - gas) e condensazione (passaggio inverso); si parla allora

di **calore latente di ebollizione** (fig. 2.9). Quanto appena visto non vale solo per l'acqua, ma per quasi tutte le sostanze, ciascuna caratterizzata da specifici valori dei calori latenti. L'acqua ha valori elevati dei calori latenti di fusione e di ebollizione. Di conseguenza nei continui passaggi di stato che caratterizzano il ciclo dell'acqua si verificano grandi scambi di energia che condizionano notevolmente i fenomeni meteorologici.

2.5 - La trasparenza dell'acqua

La luce può essere studiata come un fenomeno ondulatorio, in modo analogo alle onde del mare, alle vibrazioni elastiche, alle onde sonore, a quelle sismiche. I fenomeni ondulatori si studiano mediante specifiche caratteristiche (cfr. tab 1.8 - cap. 1 - mod. I); per esempio la **lunghezza d'onda** è la distanza fra due punti in cui assume il valore massimo (come fra le creste di due onde consecutive del mare). La luce solare è costituita da onde elettromagnetiche di vario tipo a seconda della lunghezza d'onda (fig. 2.10)



La luce bianca è composta da diversi colori, come ci rivela lo spettro dell'arcobaleno che evidenzia il violetto, l'azzurro, il verde, il giallo e il rosso (cfr. fig. 1.34 - cap. 1 - mod. I). Quando la luce bianca colpisce un oggetto colorato, per esempio una foglia, questa trattiene tutte le onde riflettendo quella verde, il colore che vediamo. Un oggetto rosso assorbe tutte le radiazioni riflettendo quella rossa. Un oggetto bianco le riflette tutte, uno nero le assorbe. Dove finisce la luce non riflessa? Si pongano due padelle, una nera e una bianca, sotto la luce di un potente faro; dopo qualche minuto è possibile cuocere un uovo nella padella nera, mentre quella bianca è solo tiepida. La luce assorbita da un corpo viene trasformata in calore: *le onde elettromagnetiche trasportano energia*.

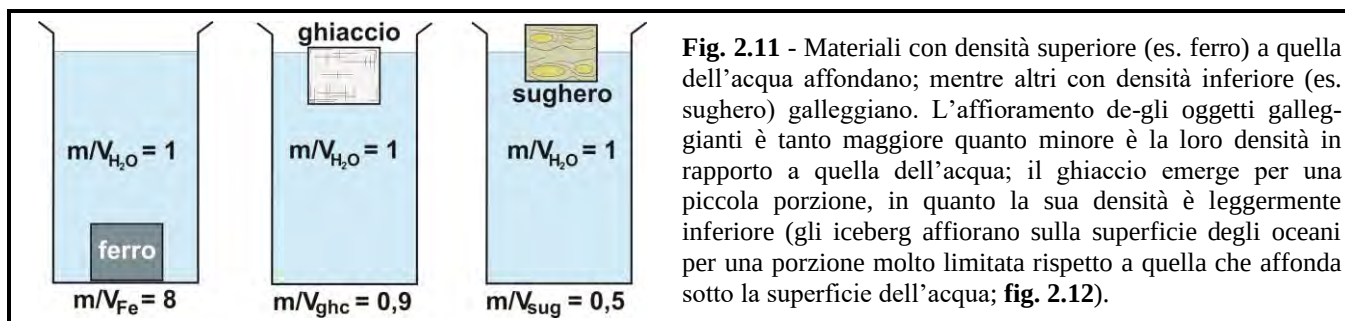
I vegetali, acquatici e terrestri, utilizzano l'energia solare per compiere il processo di fotosintesi, che consente ad essi di crescere andando a costituire un "pascolo" a disposizione degli erbivori prede, a loro volta, di carnivori in un ordine gerarchico noto come catena alimentare. Nei mari e nei laghi, la penetrazione della luce nell'acqua, assume grande importanza giacché in assenza di questa la vita vegetale è inibita e la catena alimentare è molto più povera.

Della luce incidente sulla superficie di un mare o di un lago, ne viene riflessa una parte, mentre la rimanente (alle nostre latitudini è mediamente il 90 %) penetra nelle acque. L'acqua non è completamente trasparente e, a seconda delle sue caratteristiche, assorbe, in misura più o meno grande, la luce che vi penetra. La luce si estingue completamente a circa 110 m di profondità in acqua distillata; in natura condizioni simili si hanno nel limpidissimo mare dei Sargassi dove bisogna scendere fino a 100 m per avere buio. Nei laghi alpini più limpidi si può avere luce fino ad un massimo di 40 ÷ 60 m (con una riduzione del 50 % a 8 m di profondità), mentre in molti casi (piccoli laghi di pianura, la costa adriatica italiana) vi è quasi totale buio ad appena pochi metri sotto la superficie. La trasparenza dell'acqua dipende da ciò che essa contiene; la presenza di particelle sospese di sostanza organica (scarichi cloacali) o di argilla (portata, per esempio, da un fiume in piena) e soprattutto un rigoglioso sviluppo di plancton (negli ambienti eutrofizzati) favoriscono l'assorbimento della luce. Gli ambienti acquatici quali laghi e mari possono essere suddivisi in fasce di profondità in funzione della penetrazione della luce (**scheda 2.7**)

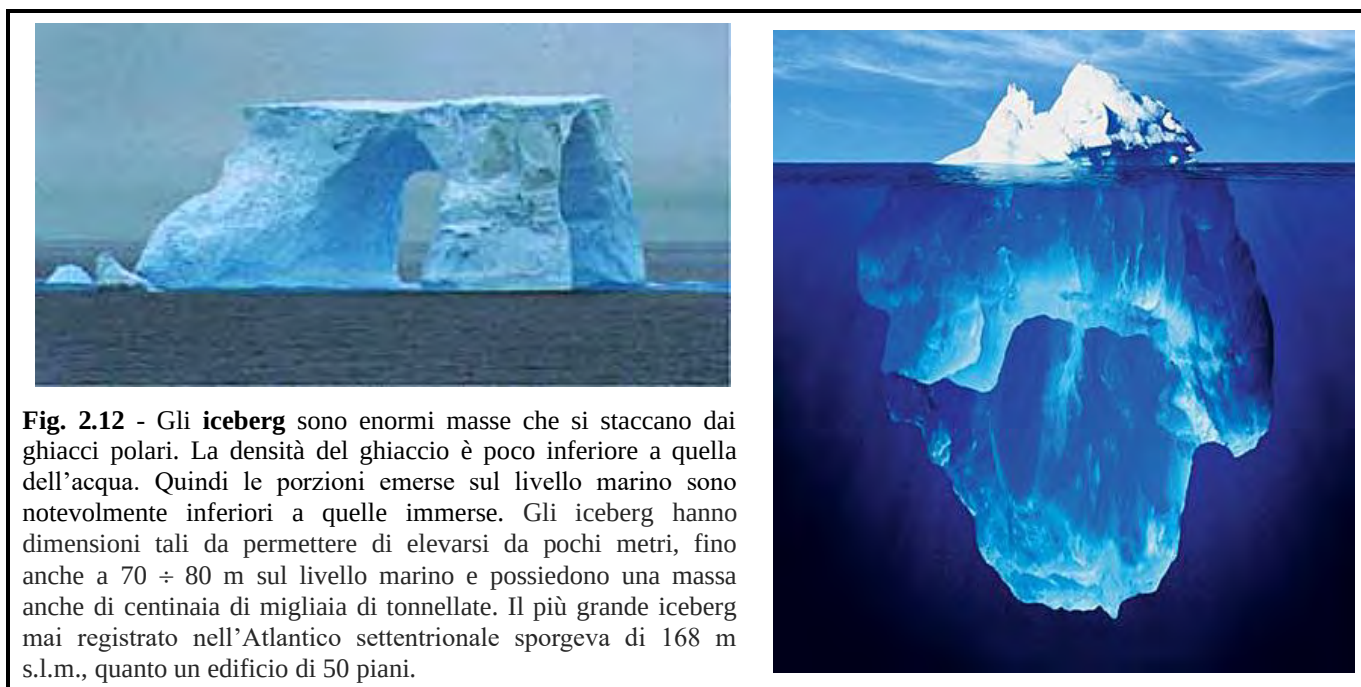
L'assorbimento della luce non è uguale per tutte le lunghezze d'onda. I raggi ultravioletti sono assorbiti totalmente nei primi decimetri d'acqua. Nei laghi (o mari) più trasparenti la lunghezza d'onda che penetra più profondamente è quella azzurra; in quelli sufficientemente trasparenti la luce che raggiunge la massima profondità è quella gialla; nelle acque meno trasparenti è la rossa. Questo diverso grado di assorbimento è molto importante nel determinare il colore dei laghi e dei mari, ma è dovuto anche al colore del plancton e delle sostanze organiche e inorganiche sospese nell'acqua oltre che al colore del fondale, se ad esso riesce ad arrivare la luce.

2.6 - La massa dell'acqua

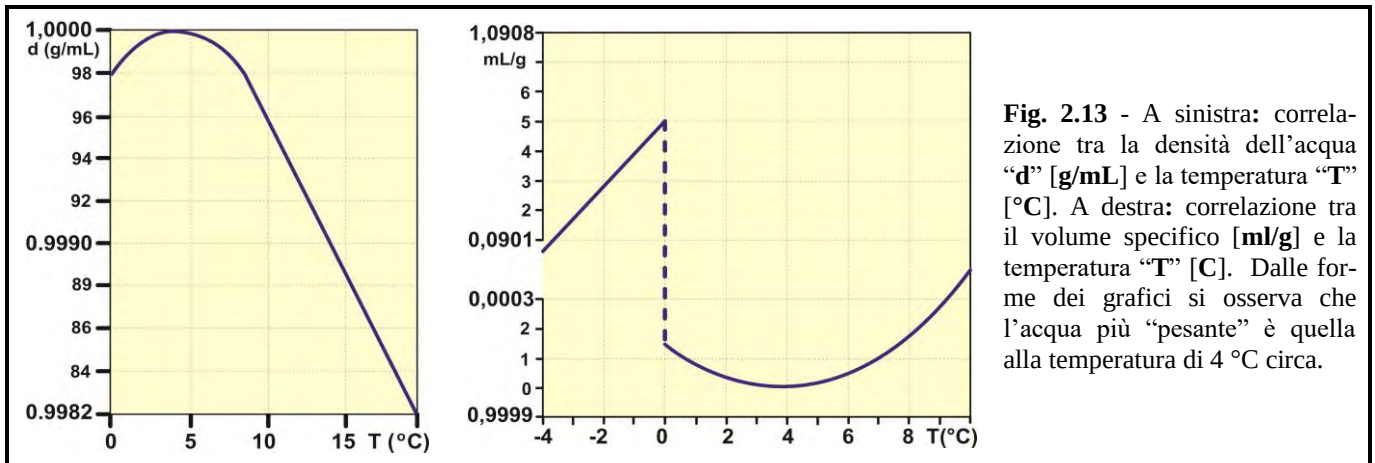
Sappiamo che un litro ($1\text{ L} = 1\text{ dm}^3$) di acqua distillata, alla temperatura di circa $4\text{ }^{\circ}\text{C}$, ha massa di $1\text{ kg} = 1.000\text{ g}$ (ed un peso di quasi 10 N): la densità è pari a 1 kg/L , oppure (dividendo entrambe le unità di misura per 1.000), 1 g/mL (un grammo ogni millesimo di litro - 1 cm^3). La definizione della densità dell'acqua è importante per comprendere le ragioni per cui altri materiali possono galleggiare o affondare (**fig. 2.11** e **2.12**).



È importante precisare il valore termico di $4\text{ }^{\circ}\text{C}$, dato che a temperature diverse la stessa massa d'acqua occuperebbe volumi leggermente diversi; infatti la densità dell'acqua cambia col variare della temperatura (**fig. 2.13** e **scheda 2.8**). A $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ un litro d'acqua ha massa pari a 999 g ($0,1\text{ }\%$ in meno), mentre a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ la massa scende a 998 g ($0,2\text{ }\%$ in meno). L'acqua dunque diventa più "leggera" quando aumenta la temperatura. È come se il suo volume "gonfiasse"; infatti 1.000 g d'acqua, a $10\text{ }^{\circ}\text{C}$, occupano un volume di $1,001\text{ mL}$. Il fatto sorprendente è che l'acqua diventa più "leggera" anche a temperature inferiori a $4\text{ }^{\circ}\text{C}$. La relazione tra densità dell'acqua e temperatura è causa della stratificazione termica delle acque dei laghi e dei mari (**scheda 2.9**).



Quando l'acqua congela si ha un brusco aumento di volume: il ghiaccio è più leggero dell'acqua (il $9\text{ }\%$ in meno a parità di volume) e quindi galleggia. Se fosse più pesante (come succede a quasi tutte le altre sostanze che, allo stato solido, pesano di più rispetto a quello liquido) e se più pesante fosse anche l'acqua a zero gradi (anziché a quattro), i fondali dei mari e dei laghi, nei climi freddi, sarebbero ingombri di ghiacci che non riuscirebbero a fondere data la bassa temperatura delle acque sovrastanti. Il volume di tali ghiacci aumenterebbe ogni inverno, fino ad occupare gran parte dei bacini, con conseguenze negative sul clima della Terra e sulla vita acquatica. Invece il ghiaccio, galleggiando, forma una coltre che contrasta la conduttività termica limitando il raffreddamento degli strati d'acqua sottostanti impedendo che essi cedano ulteriore calore all'atmosfera. In questo modo gli organismi acquatici sfuggono agli effetti distruttivi del gelo. Contemporaneamente nei mari e nei laghi più profondi, l'acqua più "pesante", in prossimità del fondo, non arriva quasi mai a temperature inferiori ai $4\text{ }^{\circ}\text{C}$.

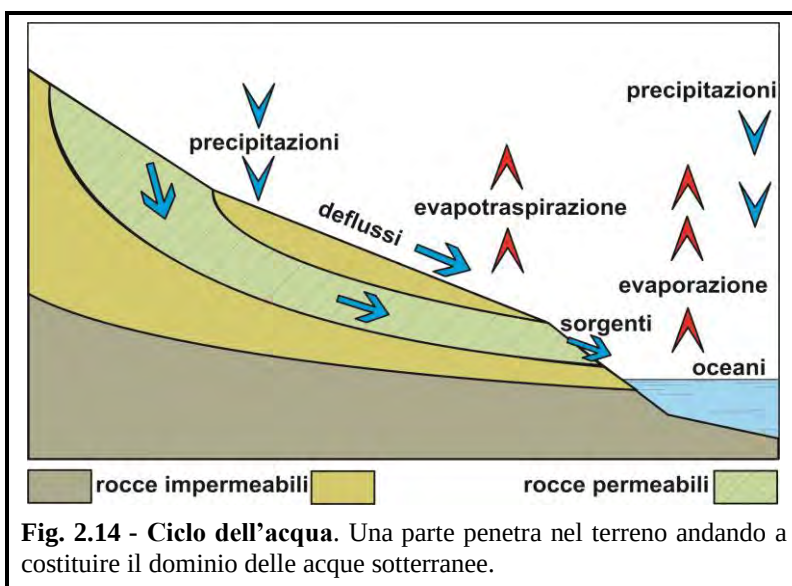


Quando l'acqua penetra nelle fessure delle rocce e successivamente gela, aumentando di circa un decimo del volume, esercita sulle pareti interne una forte pressione ($1.500 \div 2.000 \text{ N/cm}^2$) che le allontana allargando le fessure stesse. Con lo sgelò, l'acqua penetra più profondamente nelle fessure che, con il successivo gèlo, si allargano ulteriormente. Questo fenomeno prende il nome di **gelivazione** (o **processo crioclastico**, o **azione del gèlo e disgèlo**); si verifica nella stagione invernale nei climi temperati al passaggio dal giorno alla notte, soprattutto nelle zone montane e più generalmente in quelle a clima freddo. Le fessure, con il tempo, vengono ampliate finché la roccia si fende e si scompone in frammenti. Se la superficie del suolo è orizzontale o poco inclinata i frammenti rimangono in posto e danno origine a campi di detrito (*mare di sassi*). Se la superficie è molto inclinata, i frammenti, via via che si staccano, precipitano in basso accumulandosi in potenti falde di detrito (come è frequente osservare in montagna ai piedi dei più ripidi versanti rocciosi).

2.7 - Il ciclo dell'acqua

La disponibilità d'acqua (risorsa idrica) dipende da un bilancio ad andamento ciclico di cui normalmente si distinguono tre stadi fondamentali:

- l'acqua passa sotto forma di gas dal serbatoio del mare (e da altri di minore capacità) all'atmosfera;
- l'atmosfera trasporta il gas sulle terre emerse dove può trasformarsi in acqua (nubi) e cadere sotto forma di precipitazioni (pioggia, neve, grandine); le precipitazioni avvengono anche direttamente sul mare;
- le precipitazioni sulle terre emerse danno origine a fiumi e a correnti sotterranee che riportano l'acqua nel mare per ricominciare il ciclo.



Questo è uno schema molto semplificato (fig. 2.14). Talvolta si sollevano leggere nebbie (goccioline d'acqua) da campi appena arati o da una strada appena bagnata dalla pioggia con la ricomparsa del sole; si tratta di acqua che ritorna all'atmosfera senza passare dal serbatoio mare. L'acqua di una pozzanghera può evaporare e tornare dopo poco tempo con un temporale che si scatena nella stessa zona. La neve che cade oggi sulle Alpi può essere acqua evaporata due settimane prima dall'Atlantico e trasportata da venti occidentali.

Il ciclo dell'acqua, in realtà, è un insieme di sottocicli con continui scambi di umidità fra terra, mari e atmosfera (fig. 2.15). Per esempio l'acqua può passare dall'oceano all'aria e ritornarvi senza passare attraverso

la terra. Durante una pioggia molte gocce non riescono a raggiungere il suolo ma evaporano ritornando direttamente all'atmosfera. Anche le acque dei fiumi o dei laghi possono tornare all'atmosfera senza passare attraverso i mari. Si può avere evaporazione direttamente dal terreno umido.

La **fig. 2.16** illustra le modalità con le quali si producono i deflussi superficiali (l'acqua che scorre sulla superficie dei terreni per incanalarsi nel reticolo idrografico), quelli cioè che contribuiscono alle portate disponibili nei fiumi. Una parte delle acque delle precipitazioni evapora prima ancora di giungere al suolo o appena giunta sul terreno, oppure da questo più lentamente tramite la traspirazione dei vegetali. Un'altra parte penetra nel sottosuolo e ritorna all'atmosfera, sia per evaporazione diretta, sia per traspirazione, oppure (o contemporaneamente) alimenta i deflussi tramite sorgenti ed i collegamenti falda-fiume. Un'altra parte scorre sulla superficie per alimentare direttamente i deflussi.

La frazione del ciclo delle acque terrestri può essere alterata, anche in modo consistente, dall'uomo, soprattutto con la "cementificazione", cioè con la realizzazione di strade, case e costruzioni varie che impermeabilizzano il terreno e limitano la penetrazione dell'acqua nel sottosuolo (**fig. 2.17**). Di conseguenza si verifica una minore alimentazione delle riserve sotterranee (preziose soprattutto per gli usi potabili), una minore disponibilità di acque nel suolo a svantaggio della vegetazione ed una maggiore alimentazione diretta dei deflussi superficiali, contribuendo così, anche se in misura limitata, alla formazione di piene rovinose in occasione delle manifestazioni meteorologiche intense (le alluvioni, generalmente apportatrici di morte e distruzioni). Una minore penetrazione nel suolo inoltre comporta una sottrazione dei volumi d'acqua che, in condizioni naturali incrementerebbero l'evapotraspirazione; ciò significa una minore umidità dell'aria e modificazioni climatiche a livello locale, fondamentali nel determinare le condizioni vitali per la vegetazione e per l'agricoltura. È un esempio di alterazione del ciclo dell'acqua (**schede 2.10, 2.11 e 2.12** per approfondimenti).

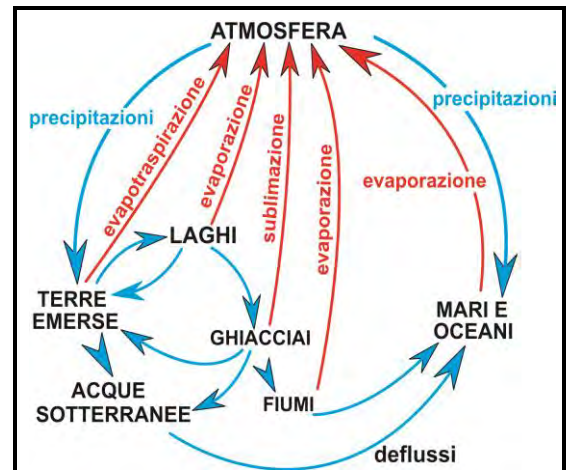


Fig. 2.15 - Complessità del ciclo dell'acqua.

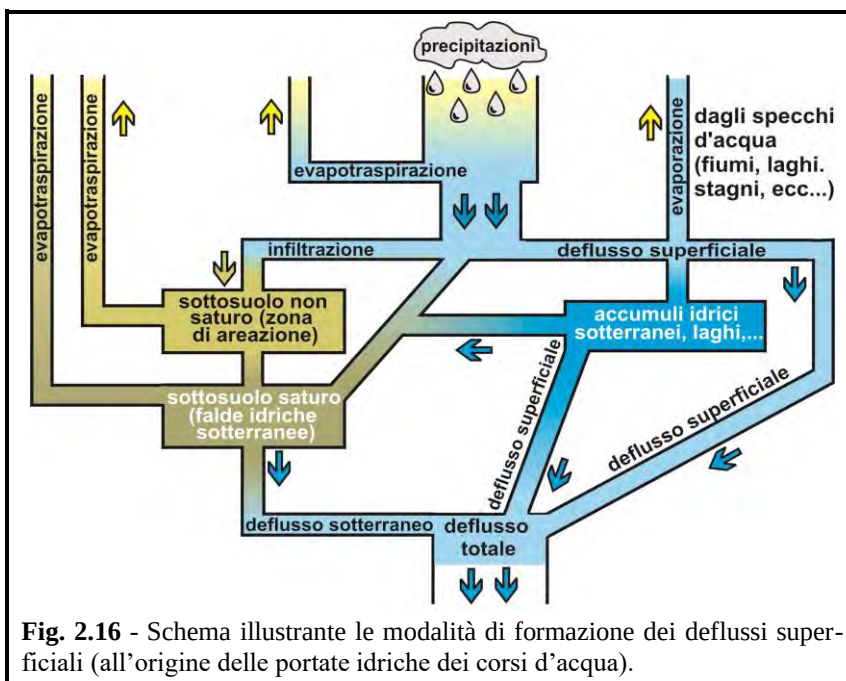


Fig. 2.16 - Schema illustrante le modalità di formazione dei deflussi superficiali (all'origine delle portate idriche dei corsi d'acqua).

tutto i vegetali che traspirano grandi quantità di acqua; gli ecosistemi delle foreste equatoriali liberano nell'atmosfera volumi d'acqua paragonabili a quelli che evaporano dai mari.

2.8 - Le acque dolci e salate

Se la Terra fosse una sfera completamente liscia, sarebbe interamente coperta da uno strato d'acqua profondo 3 km; in realtà gli oceani occupano una superficie di $364 \cdot 10^6 \text{ km}^2$ contro un'area totale di $510 \cdot 10^6 \text{ km}^2$ (il 71 %, poco meno di 3/4). Del volume totale dell'acqua terrestre ($1,41 \cdot 10^9 \text{ km}^3$) circa il 97 % costituisce gli oceani ($1,37 \cdot 10^9 \text{ km}^3$) distribuiti prevalentemente nell'emisfero australe. L'acqua marina è una soluzione acquosa di molti sali (**tab. 2.2**). Quello più importante è il cloruro di sodio (oltre il 27 %) che aggiunto agli altri (cloruri e solfati), porta ad un totale di concentrazione media pari al 35 %. In alcuni mari (Mar Rosso, Mediterraneo orientale, Golfo Persico) la salsedine arriva fino al 40 %. Dove l'evaporazione è molto limitata e gli apporti dei fiumi elevati, le salinità sono

più basse, anche inferiori al 5 ‰ (Golfo di Botnia o Mar d'Azov). Quasi tutta l'acqua terrestre è rappresentata da quella marina, ma la salinità non ne consente l'utilizzo da parte dell'uomo. Esso può servirsi quasi esclusivamente di acqua dolce, appena il 3 ‰ circa dell'acqua totale.

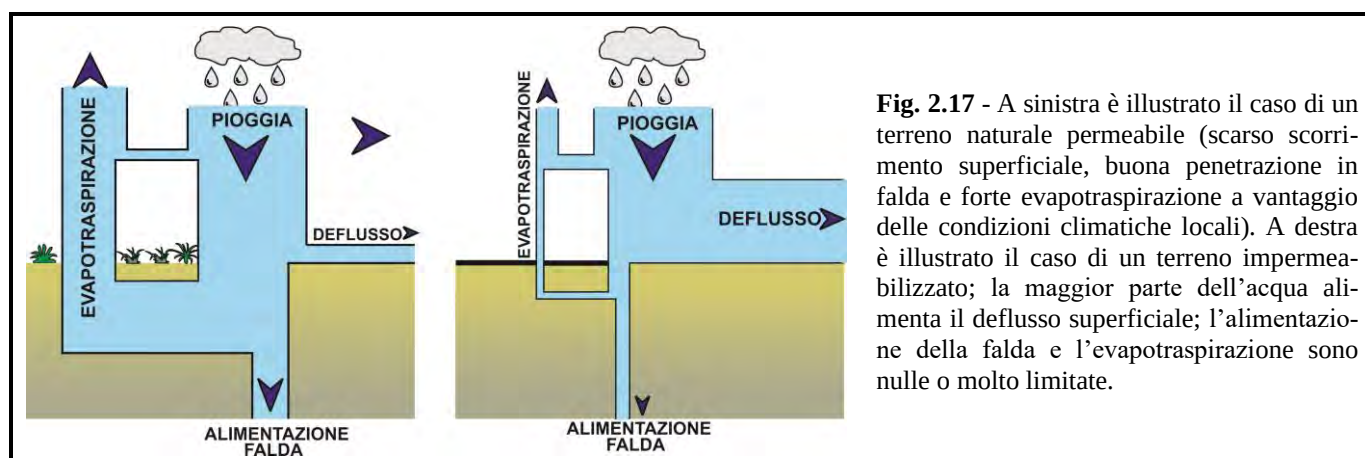


Fig. 2.17 - A sinistra è illustrato il caso di un terreno naturale permeabile (scarso scorrimento superficiale, buona penetrazione in falda e forte evapotraspirazione a vantaggio delle condizioni climatiche locali). A destra è illustrato il caso di un terreno impermeabilizzato; la maggior parte dell'acqua alimenta il deflusso superficiale; l'alimentazione della falda e l'evapotraspirazione sono nulle o molto limitate.

cloruro di sodio	NaCl	27,2
cloruro di magnesio	MgCl₂	3,8
solfato di magnesio	MgSO	1,7
solfato di calcio	CaSO₄	1,3
solfato di potassio	K₂SO₄	0,9
carbonato di calcio	CaCO₂	0,1
bromuro di magnesio	MgBr₂	0,1

Tab. 2.2 Composizione media dell'acqua marina (g/kg d'acqua). La somma dei valori riportati è pari a circa 35 g/kg, espresso come 35 ‰.

Meno del 3 ‰ delle acque terrestri sono poco salate (acque dolci) e solo esse sono utilizzabili dall'uomo. Le acque dei ghiacciai non sono disponibili, pur costituendo la maggior parte delle acque dolci (5/6). L'acqua allo stato gassoso e quella presente come umidità nel terreno non sono utilizzabili. La porzione disponibile è quella delle acque superficiali continentali (fiumi e laghi) e una parte di quelle sotterranee. Nell'insieme l'uomo può utilizzare non più dello 0,5 ‰ delle acque terrestri che non a caso sono le più inquinate. L'acqua presente nelle acque correnti (fiumi e torrenti) e stagnanti (laghi, stagni, paludi) costituisce lo 0,04 ‰ delle acque terrestri; eppure le acque continentali superficiali sono indispensabili per la vita sulle terre emerse e per le attività umane. Il dominio delle acque atmosferiche, sebbene rappresenti appena lo 0,001 ‰ di quelle terrestri, è molto importante; esso rappresenta la fase chiave del ciclo

dell'acqua; solo le acque sotterranee non sono ad esso collegate, anche se esiste un legame indiretto attraverso il suolo. Il motore del ciclo dell'acqua è alimentato dall'energia solare; essa viene impiegata per il passaggio di stato liquido/gas; l'acqua dagli oceani, dalle terre emerse ed anche dai ghiacciai viene "sollevata" e resa disponibile per le precipitazioni, senza le quali non esisterebbero le acque continentali.

Le precipitazioni sul globo sono molto variabili; i valori medi annui sono: 1.140 mm sugli oceani e 720 mm sulle terre emerse. Vi sono aree geografiche (deserti) con piogge quasi assenti ed altre con valori superiori a 10.000 mm (il massimo medio annuo conosciuto è 11.981 mm a Mount Waichale nelle Hawaii). Il valore medio annuo per l'intero globo è 1.020 mm (per la penisola italiana è 970 mm); moltiplicando tale valore per la superficie terrestre ($5 \cdot 10^8 \text{ km}^2$) si ottiene un volume di oltre 500.000 km^3 di cui circa 4/5 ritorna come acqua condensata negli oceani e 1/5 sulle terre emerse. In un anno, un volume d'acqua quasi 40 volte superiore a quello presente nell'atmosfera e grande come quello dei ghiacciai, evapora e ritorna come precipitazioni passando attraverso l'atmosfera stessa; questa può essere paragonata ad un serbatoio che si riempie e si svuota 40 volte in un anno.

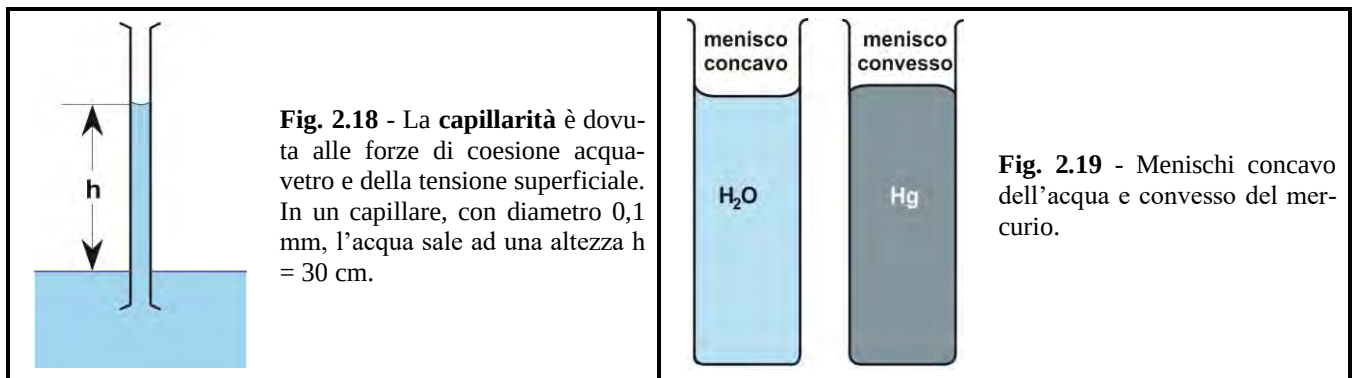
Il calore latente di evaporazione dell'acqua è 540 cal/g (**fig. 2.9**). Quanto calore è necessario per far evaporare 500.000 km^3 ($5 \cdot 10^{20} \text{ g}$) di acqua: $2,7 \cdot 10^{23} \text{ cal}$, più di un terzo dell'energia solare che giunge sulla superficie terrestre in un anno. La stessa quantità di energia viene restituita con il passaggio di stato inverso. L'evaporazione e le precipitazioni comportano scambi di grandi quantità di energia e ciò avviene prevalentemente nel livello più basso dell'atmosfera (*troposfera*), che forma uno strato di poco oltre 11.000 m, una sottile pellicola che avvolge la Terra, con uno spessore 600 volte inferiore al suo raggio. Queste grandezze fanno comprendere come il serbatoio dell'acqua atmosferica rappresenti l'ingranaggio più importante del meccanismo che regola il ciclo dell'acqua.

2.9 - L'acqua nella terra

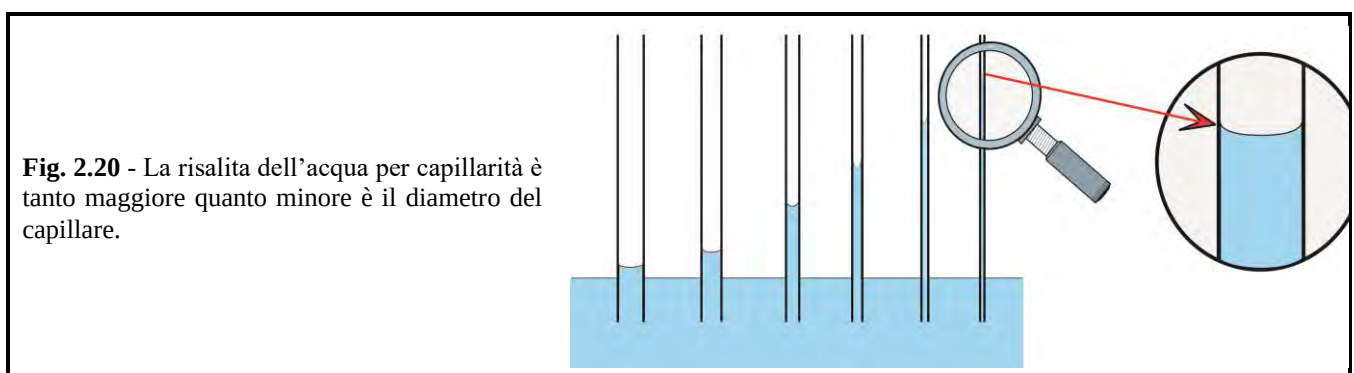
La quantità di acque dolci sotterranee è circa dieci volte quella delle acque superficiali. La terra su cui poggiamo i piedi "galleggia" su un immenso lago che ogni tanto affiora in sorgenti, pozzi, paludi,... La distribuzione dell'acqua nel sottosuolo è regolata dall'azione congiunta di due forze: quella di gravità (il peso dell'acqua) verso il basso e

quella legata alla **capillarità** verso l'alto, in assenza della quale la parte più superficiale del suolo risulterebbe più asciutta e la vita sulla Terra più difficile. Per comprendere il fenomeno della capillarità immaginiamo di immergere in un recipiente d'acqua un tubo di vetro con diametro interno inferiore al mezzo millimetro (**fig. 2.18**). Si vedrà l'acqua salire fino ad un certo livello "h" ed inoltre la sua superficie libera nel capillare sarà concava (**Fig. 2.19**). La risalita dell'acqua per capillarità è tanto maggiore quanto minore è il diametro del capillare (**fig. 2.20**).

La spiegazione di questo fenomeno sta nella natura delle molecole d'acqua. Legate le une alle altre da forze di natura elettrostatica in tutte le direzioni, esse tendono ad "aderire" ad una grande varietà di altre sostanze come il vetro, l'argilla o il terreno. Quasi tutti i composti costituiti anche da ossigeno, attirano l'idrogeno dell'acqua. Quando le molecole, a contatto con la sezione del tubo (o con le pareti interne di capillari sanguigni, o dei canalicoli che nelle piante portano verso l'alto le soluzioni di sali nutritivi provenienti dalle radici, o dei minuscoli anfratti fra le particelle di argilla, di sabbia e di frammenti organici che costituiscono il terreno), si elevano aderendo alle molecole di vetro sovrastanti, si trascinano appresso le altre molecole, mentre la superficie dell'acqua (per la tensione superficiale) trascina verso l'alto l'intera colonna. Lentamente le molecole, a contatto con le pareti interne del capillare, continuano l'ascesa e l'acqua si eleva sempre di più. La salita ha termine quando il peso della colonna diventa uguale alla forza che l'ha innalzata.



Il fenomeno della capillarità importante per il terreno. L'acqua si sposta dalle zone umide a quelle asciutte, tendendo a distribuirsi uniformemente a vantaggio della vegetazione che, nel suolo, affonda le proprie radici per attingere acqua ed i sali in essa disciolti. Non si deve pensare tuttavia che terreni completamente asciutti possano diventare umidi grazie all'acqua che passa da terreni abbondantemente irrigati pur se adiacenti o a quella presente a diversi metri di profondità. La "circolazione" dell'acqua fra gli interstizi delle particelle di terreno ha precisi limiti fisici. Per esempio nella sabbia l'acqua, pur se rapidamente, può risalire per capillarità per pochi decimetri. Nell'argilla (costituita da particelle più fini e quindi con interstizi più piccoli) l'acqua può risalire, ma molto più lentamente (fino a parecchi giorni), anche per quasi un metro.



La presenza di acqua nel terreno, nelle zone fredde e temperate, in conseguenza dei passaggi di stato solido-liquido (**crioclastismo**), può essere all'origine di particolari formazioni in superficie. Nei prati umidi di alta montagna o delle regioni pianeggianti ad elevata latitudine, l'acqua può gelare durante le notti più fredde aumentando di volume e facendo gonfiare leggermente il suolo sollevandolo in certi punti; in corrispondenza di questi aumentano i "vuoti" interni che si riempiono d'acqua durante il giorno per il disgelo e si dilatano ulteriormente per il gelo della notte successiva. Il terreno si solleva in modo non uniforme, formando un insieme di **cuscini erbori** fra i quali, durante i temporali estivi, l'acqua scorre approfondendo i solchi che li dividono contribuendo così ad accentuare l'irregolarità della superficie del terreno.

Può succedere che il riscaldamento diurno non sia sufficiente per il disgelo dell'acqua nel suolo o addirittura che il gelo continui anche durante tutto il giorno (come nelle zone artiche o di alta montagna). L'acqua rimane permanentemente allo stato solido ed anzi il gelo si propaga più in profondità (fino a decine di metri); soltanto in estate avviene il disgelo, ma solo in superficie (talvolta appena pochi cm), mentre il ghiaccio permane per tutto l'anno (e per migliaia di anni se non si modifica il clima) nel terreno profondo o addirittura anche in superficie. I suoli permanentemente gelati, vengono detti **permafrost** (*permagelo*; fig. 2.21).



carbonica "CO₂" e di metano "CH₄") rimane congelato, come risulta in sezione rimasta scoperta sulla sponda di un laghetto appena formato.

Fig. 2.21 - Nei vasti territori alle elevate latitudini domina il **permafrost**. Nella breve estate scongela solo lo strato più superficiale, mentre a partire da pochi decimetri di profondità il suolo (ricco di sostanza organica più o meno decomposta, di anidride



Fig. 2.22 - Nelle regioni fredde il rapido congelamento dell'acqua che impregna suoli argillosi/limosi non protetti dalla vegetazione posta alla formazione di crepe che disegnano in superficie delle figure assomiglianti a veri e propri poligoni che, in alcuni casi posso-

no raggiungere ciascuna aree di alcuni metri quadrati.

Con il disgelo nello strato superficiale, i materiali si "ammorbidiscono", perché resi più "plastici", non più vincolati dalla "rigidità" del ghiaccio e riducono leggermente il volume, per il minor volume specifico dell'acqua allo stato liquido; viceversa lo strato immediatamente sottostante non subisce modificazioni conservando il suo stato di gelo. I due strati a contatto si comportano quindi diversamente: si "muove" ad ogni estate il primo, mentre rimane permanentemente "rigido" il secondo. Ciò è all'origine di particolari "disegni" in superficie per la formazione di piccole fessure allungate (simili a crepe) che si congiungono a formare poligoni, in genere di alcuni dm² di estensione ciascuno (analoghi a quelli che si formano nell'argilla quando si asciuga velocemente). Sono i cosiddetti "**suoli poligonali**" (**fig. 2.22**) che, in alcuni casi, si presentano, con poligoni anche di qualche m², le cui fessure marginali possono riempirsi di ciottoli come a formare "corone" di sassi che evidenziano i limiti fra i poligoni stessi.

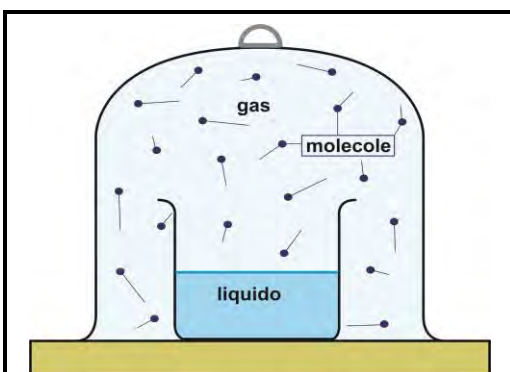


Fig. 2.23 - Una campana di vetro delimita un volume intorno ad un recipiente con acqua. Le molecole "evaporate" (con maggiore energia cinetica) "saturano" l'ambiente diventando co-sì numerose che il numero di quelle che rientrano casualmente nel liquido compensa il numero di quelle che escono: si ha equilibrio che dipende dalla temperatura del sistema

2.10 - L'acqua nell'aria

L'acqua contenuta in un recipiente aperto verso l'esterno evapora, passa allo stato di gas aumentando di volume. Il fenomeno può essere spiegato con la *teoria cinetica della materia* (**scheda 2.5**). Alcune molecole d'acqua subiscono urti casuali con quelle vicine con conseguente aumento della loro energia cinetica che può quindi risultare anche molto superiore a quella media di tutte le molecole del liquido. Se tali molecole si trovano vicino alla superficie acquaria, possono vincere le forze attrattive con le molecole circostanti e sfuggire nella fase gassosa. Dato che a lasciare il liquido sono le molecole a contenuto energetico maggiore, quelle che restano hanno energia cinetica minore e quindi la temperatura si abbassa: **l'evaporazione è accompagnata da raffreddamento**. Questo fenomeno è più evidente per i liquidi che evaporano facilmente, come per esempio l'alcool che, versato sulla pelle, determina una netta sensazione di raffreddamento.

L'evaporazione continua fino a che tutto il liquido è passato allo stato gassoso senza che vi sia stata ebollizione. Supponiamo di mettere sul recipiente una cupola di vetro (**fig. 2.23**); il livello del liquido scende fino ad un valore costante. Le molecole che sfuggono dal liquido, passando alla fase gassosa, hanno uno spazio limitato; man mano che aumenta in esso il numero di molecole, aumenta anche la probabilità che alcune, nel loro moto caotico, ritornino nel liquido. A questo punto il livello del liquido diventa

costante in quanto, in un dato tempo, il numero di molecole che “evaporano” è uguale al numero di quelle che “condensano” (equilibrio dinamico).

Le molecole nella fase gassosa esercitano una pressione, il cui valore, in condizioni di equilibrio è la **tensione di vapore**. Essa dipende dalla temperatura; innalzando questa aumenta l'energia cinetica media delle molecole; diventano più numerose quelle con energia sufficiente per evaporare e aumenta la pressione di vapore di equilibrio. La *tensione di vapore dell'acqua* (**e**) è la massima quantità d'acqua in grammi [g] che può essere contenuta allo stato gassoso in un determinato volume d'aria [m^3]. Essa è molto variabile con la temperatura (**T**); per esempio per $T = 7\text{ }^\circ\text{C}$ la tensione di vapore è pari a $7,27\text{ g/m}^3$, mentre sale a $17,31\text{ g/m}^3$ con una temperatura di $30\text{ }^\circ\text{C}$ (**fig. 2.24**).

La quantità d'acqua effettivamente contenuta allo stato gassoso nell'aria è l'**umidità assoluta** (**Ua**) e si misura anch'essa in g/m^3 . Il rapporto Ua/e [%] è l'**umidità relativa** (**Ur**). Per esempio se la quantità d'acqua allo stato gassoso effettivamente presente nell'aria fosse $Ua = 9,41\text{ g/m}^3$, alla temperatura di $10\text{ }^\circ\text{C}$ coinciderebbe con la tensione di vapore “e”; pertanto l'umidità relativa sarebbe pari a $Ur = 100\%$ (**fig. 2.24**). Ma se la temperatura fosse più elevata, per esempio $20\text{ }^\circ\text{C}$, il valore di “e” diventerebbe $17,31\text{ g/m}^3$ e l'umidità relativa $Ur = Ua/E = (9,41 : 17,31) \cdot 100 = 54\%$. Altra acqua ($100 - 54 = 46\%$) potrebbe passare allo stato gassoso per saturare l'aria e cioè una quantità pari a $17,31 - 9,41 = 7,90\text{ g}$ per ogni m^3 d'aria (il 46 % rispetto alla tensione di vapore). Riassumendo:

- l'umidità assoluta (**Ua**) è la quantità d'acqua realmente presente nell'aria;
- la tensione di vapore (**e**) è la quantità d'acqua massima (saturazione) che può essere contenuta allo stato gassoso nell'aria ad una data temperatura;
- l'umidità relativa (**Ur**) è il rapporto Ua/e [%] e fornisce indicazioni su quanta acqua potrebbe ancora passare allo stato gassoso per raggiungere la saturazione.

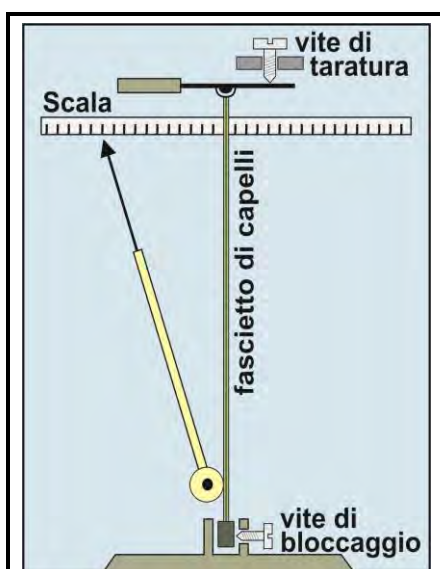
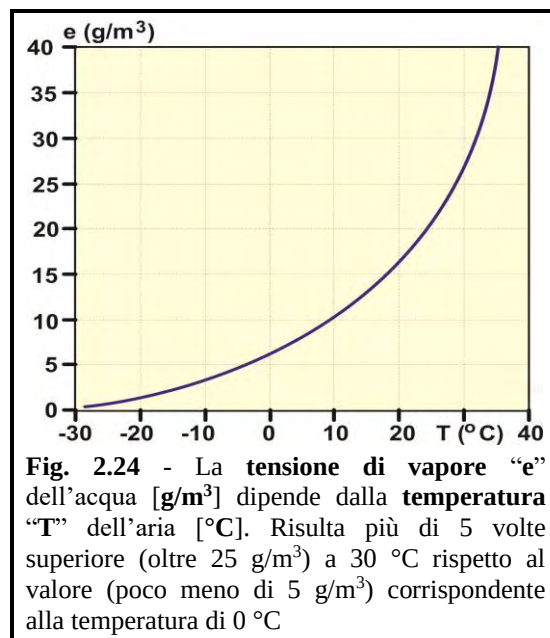


Fig. 2.25 - L'igrometro a capelli è basato sulla proprietà dei capelli di allungarsi all'aumentare dell'umidità in aria. Un **fascetto di capelli** è teso verso il basso da un peso (o da una molla) ed è vincolato ad un asse che ruota in senso orario con l'allungamento. In seguito ad una opportuna taratura un indice segnala il valore di umidità relativa % su una scala graduata.

L'umidità relativa dell'aria può essere misurata con l'**igrometro**. Il più semplice e diffuso (l'igrometro a capelli) è schematizzato in **fig. 2.25**. Esso è basato sulla proprietà che hanno i capelli di allungarsi all'aumentare dell'umidità relativa dell'aria.

È possibile effettuare un esperimento disponendo di un termometro e di un igrometro. Supponiamo di voler determinare il contenuto di acqua nell'aria in un'aula lunga 6 m, larga 5 m e alta 3,5 m (volume = $6 \cdot 5 \cdot 3,5 = 105\text{ m}^3$). Se il termometro segna una temperatura di $22\text{ }^\circ\text{C}$, per mezzo del diagramma e/T (**fig. 2.24**) si ricava la corrispondente tensione di vapore [g/m^3]. Se l'ambiente fosse saturo di vapore, l'aria presente in aula conterrebbe una quantità d'acqua pari a $(105\text{ m}^3) \cdot (19\text{ g/m}^3) = 1.995\text{ g}$, quasi due litri. Supponiamo oche l'igrometro segni un'umidità relativa pari al 65 %; ciò significherebbe che la quantità d'acqua effettivamente presente per ogni metro cubo sia $0,65 \cdot 19\text{ g/m}^3 = 12,35\text{ g/m}^3$, per un totale di quasi 1.296 g (poco meno di 1,3 litri) in tutta l'aula: occorrerebbe che altra acqua, pari a $1.995 - 1.296 = 699\text{ g}$, evaporasse per portare l'ambiente a saturazione (umidità relativa al 100 %). Oppure, se ipoteticamente si potesse abbassare la temperatura fino a $13\text{ }^\circ\text{C}$ circa, la tensione di vapore si abbasserebbe fino al valore di $12,35\text{ g/m}^3$; essa coinciderebbe con la quantità d'acqua effettivamente presente e l'umidità relativa diventerebbe pari al 100 %.

L'aria diventa satura di vapore se aumenta la quantità d'acqua che passa allo stato gassoso oppure se diminuisce la temperatura. Raggiunta la tensione di vapore se altra acqua evapora (o se la temperatura diminuisce ancora), altra acqua deve condensare (sistema in equilibrio), come nel caso del recipiente nella campana di vetro (**fig. 2.23**). Questo è il meccanismo con il quale si formano le nebbie o le nuvole. Masse d'aria, già quasi sature di vapore per aver “sorvolato” un oceano o una foresta tropicale, si raffreddano nei loro

spostamenti verso aree più fredde; se la diminuzione di temperatura comporta un abbassamento della tensione di vapore a valori pari o inferiori all'umidità assoluta, quella relativa raggiunge la saturazione; l'acqua oltre il 100 % condensa in goccioline che formano le nubi. Viceversa un aumento di temperatura (per esempio al sorgere del sole) determina un aumento della tensione di vapore e un abbassamento dell'umidità relativa a valori inferiori al 100 % con "riassorbimento" della nebbia con il ritorno alla fase gassosa dell'acqua delle goccioline sospese nell'aria.

SCHEDA 2.1 - La superficie dell'acqua

Le piccole gocce, dovute a spruzzi, su una superficie piana (per esempio sui vetri di un'auto), tendono a mantenere la forma di mezza sfera, come se l'acqua tendesse a raggrupparsi, a non spargersi. Allo stesso modo la goccia che, ingrandendosi a poco a poco, sstenta a staccarsi da un rubinetto non ben chiuso; come se preferisse gonfiarsi, fino a che il peso non la fa precipitare. L'acqua sè avvolta da una pellicola elastica, la stessa che appare ricoprire la superficie di uno stagno. Piccoli insetti (1 ÷ 2 cm) "corrono", senza bagnarsi gli arti, su quella pellicola sottile che ricopre le acque tranquille in una ansa di fiume o in un lago presso la riva. Sono le "idrometre", i "gerridi", le "velie" che vivono predando altri insetti (fig. 2.26). L'acqua possiede una elevata **tensione superficiale** dovuta alle forze di attrazione di natura elettrostatica fra i poli opposti delle molecole che, in corrispondenza della superficie acqua - aria, sono più forti determinando una condizione paragonabile a quella di una membrana elastica. Essa deve essere "lacerata" per permettere a piccoli oggetti (di densità maggiore) di affondare. È possibile "appoggiare" uno spillo sulla superficie dell'acqua in un bicchiere; con un piccolo urto, si può "aiutare" lo spillo a lacerare quella membrana per affondare.

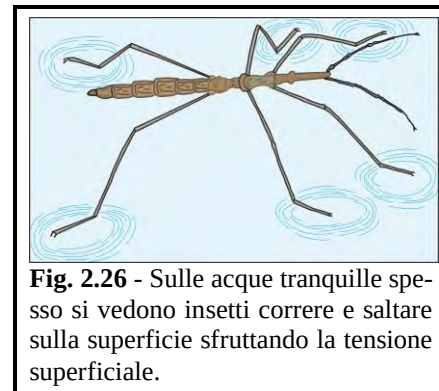


Fig. 2.26 - Sulle acque tranquille spesso si vedono insetti correre e saltare sulla superficie sfruttando la tensione superficiale.

SCHEDA 2.2 - Il tetraedro, geometria della natura

La natura ha eletto il tetraedro a forma geometrica solida fondamentale nella costruzione della maggior parte delle sostanze. Per comprenderne le caratteristiche si pensi ad un cubo (fig. 2.27); si considerino i vertici opposti di due facce quadrate fra loro parallele; si tratta di quattro vertici opposti del cubo, posizionati alla massima distanza possibile tra loro. Unendo tali vertici (linee rosse in fig. 2.27) si ottiene un tetraedro. È un solido regolare caratterizzato da un elevato grado di simmetria (simile a quella del cubo) e dalla massima semplicità: appena quattro facce, quattro spigoli e quattro vertici. Nella molecola d'acqua il centro è occupato dal nucleo di ossigeno, mentre i nuclei dei due atomi di idrogeno occupano due dei vertici del tetraedro; gli altri due vertici sono occupati dagli elettroni dell'ossigeno non impegnati nei legami covalenti (fig. 2.28).

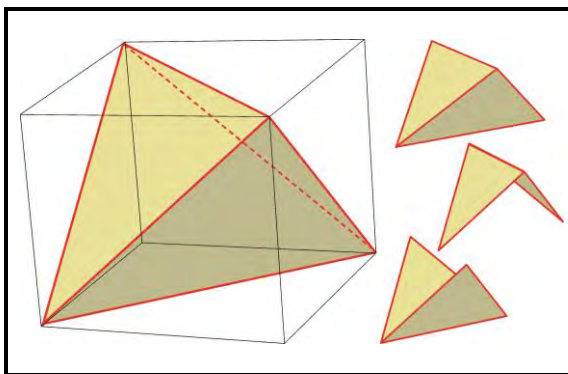


Fig. 2.27 - La figura del tetraedro si può ricavare da quella del cubo. Massima semplicità ed alta simmetria sono le qualità fondamentali di questo solido geometrico che caratterizza la forma di moltissime molecole della natura.

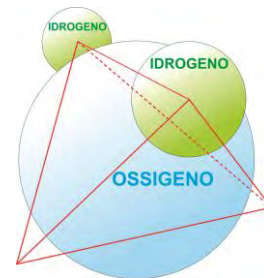


Fig. 2.28 - Molecola a forma tetraedrica dell'acqua.

Altro esempio è la molecola del Metano (CH_4); il centro del tetraedro è occupato dal nucleo del carbonio; sui quattro vertici si trovano i nuclei degli atomi di idrogeno. La struttura tetraedrica è ben rappresentata, sia nel dominio minerale (nella silice), sia nel dominio dei viventi. Per esempio gli aminoacidi (componenti fondamentali delle proteine) sono molecole complesse con il nucleo di un atomo di carbonio ad occupare il centro del tetraedro, mentre i quattro vertici sono occupati da un atomo di idrogeno, da un gruppo amminico ($-\text{NH}_2$), da un gruppo carbossilico ($-\text{CO}_2\text{H}$) e da un quarto gruppo variabile a seconda del tipo di aminoacido. In generale la forma delle molecole, quando si legano fra loro, impone ad esse determinate posizioni nello spazio, secondo precise regole geometriche, importanti nel conferire particolari caratteristiche ai materiali. Per ritornare all'acqua, la forma tetraedrica delle molecole impone posizioni reciproche in un reticolo cristallino (ghiaccio; fig. 2.29).

SCHEDA 2.3 - Come il sale si scioglie in acqua

Il comune sale da cucina (NaCl) è un **soluto** mentre l'acqua è un **solvente**; il soluto, sciogliendosi nel solvente, forma una **soluzione** omogenea in cui le due parti non sono distinguibili. La facilità con cui il cloruro di sodio si scioglie in acqua è dovuta alla sua struttura ionica. Esso viene "attaccato" dalle molecole del solvente che, essendo polari, staccano gli ioni Na^+ e

Cl^-) uno ad uno. Essendo lo ione cloro negativo, le molecole di acqua che lo circondano, rivolgono verso di esso le estremità positive, cioè gli atomi di idrogeno; l'anione, così circondato dalle molecole del solvente, si stacca dal solido (il granello di sale) e passa in soluzione per diventare uno ione cloro *solvato* (cioè circondato da una pellicola di molecole di solvente che lo isolano dalla materia circostante). Intanto lo ione sodio subisce una analoga idratazione, con la differenza che le molecole d'acqua di solvatazione rivolgono verso di esso le loro estremità negative, cioè l'atomo di ossigeno. Gli ioni cloro e sodio sono dunque ben isolati e difficilmente potranno riunirsi a ricomporre il sale solido (**fig. 2.30**).

L'acqua scioglie bene anche lo zucchero perché le molecole di questo sono polari, cioè hanno una estremità caricata elettricamente e quindi in grado di interagire con le molecole polari dell'acqua. Tutte le sostanze polari (ioniche o costituite da molecole polari) si sciolgono in acqua, mentre le sostanze apolari (costituite da molecole con cariche elettriche uniformemente distribuite) non sono idrosolubili. L'olio, per esempio, non si scioglie, ma se mescolato energicamente, si frammenta in minuscole goccioline che si disperdono nell'acqua formando un liquido bianco (**emulsione**); lasciando riposare tale miscuglio, le goccioline d'olio si riuniscono separandosi dall'acqua, raccogliendosi su di essa con netta separazione fra le due fasi. Anche la benzina (apolare) non si scioglie nell'acqua (si scioglie però nell'olio) così come l'acetone e le sostanze grasse. Sono poche tuttavia le sostanze che non si sciolgono in acqua; questa infatti è, in natura, il solvente per eccellenza.

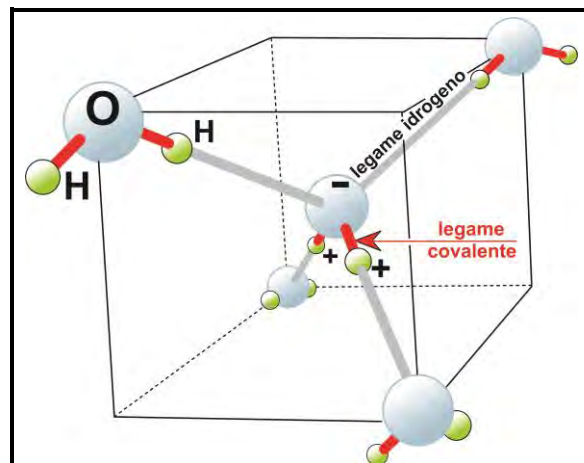
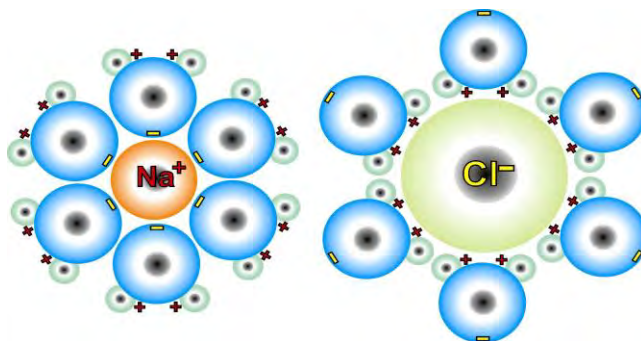


Fig. 2.29 - Nel ghiaccio la struttura tetraedrica delle molecole d'acqua impone ad esse posizioni vincolate ai vertici di tanti tetraedri.

Fig. 2.30 - A sinistra è illustrata la "solvatazione" di uno ione positivo sodio (catione Na^+), circondato dai poli negativi delle molecole d'acqua. A destra lo ione negativo cloro (anione Cl^-) circondato dai poli positivi delle molecole d'acqua.



SCHEDA 2.4 - Esempi di strutture cristalline

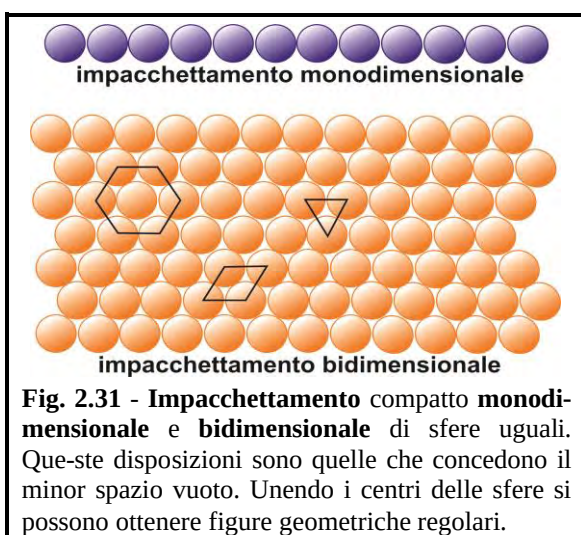


Fig. 2.31 - Impacchettamento compatto monodimensionale e bidimensionale di sfere uguali. Queste disposizioni sono quelle che concedono il minor spazio vuoto. Unendo i centri delle sfere si possono ottenere figure geometriche regolari.

Un insieme di sfere uguali possono assumere diverse disposizioni, lasciando vuoti fra loro. Le disposizioni che lasciano il minimo spazio sono dette **impacchettamenti compatti**, che permettono di porre il maggior numero di sfere in un dato volume. Per capire queste particolari disposizioni si parte dall'esame di quelle compatte monodimensionale e bidimensionale. La prima è un allineamento di sfere a contatto, senza interruzioni (**fig. 2.31**). La seconda è uno strato di sfere composto da tanti allineamenti avvicinati in modo che ogni sfera di un certo allineamento è a contatto con due sfere degli allineamenti adiacenti (**fig. 2.31**); ogni sfera è circondata da altre sei. Nello strato così costruito si possono prendere in considerazione triangoli equilateri di lato pari al diametro delle sfere e con vertici al centro delle stesse (ma si possono immaginare altre figure geometriche regolari). I baricentri di questi triangoli vengono chiamati *lacune triangolari* (buchi) che sono in numero doppio rispetto alle sfere.

Consideriamo uno strato compatto orizzontale e di appoggiarvi sopra una sfera. Questa si dispone con il suo centro sulla verticale di una lacuna triangolare; disponendo uno strato compatto sopra il primo, i centri delle sfere si dispongono tutti sulle verticali delle lacune. Sovrapponendo altri strati nello stesso modo, si ottiene un impacchettamento tridimensionale di cui la **fig. 2.32** è un esempio e dove si osserva che ogni sfera è circondata da altre 12. Vi possono essere altri modi di sovrapporre i diversi strati, ma questo, caratterizzato da una *simmetria esagonale*, sembra meglio soddisfare caratteri di economicità in natura, tanto che si possono verificare numerose convergenze in campi molto distanti fra loro: poligoni di disseccamento dei suoli argillosi, fessurazione dei basalti colonnari, disegno dei favi delle api,...

Consideriamo come esempio l'oro; esso si può rinvenire sotto forma di pepite (frammenti delle dimensioni di piccole pietre); basti ricordare l'epopea dei cercatori d'oro il cui sogno prevalente era costituito dal rinvenimento di grosse pepite e quindi dal facile arricchimento. Gli atomi di oro si possono paragonare a tante sfere tutte uguali. Immaginiamo di disporre un certo numero su un piano in modo da attaccarle le une alle altre a formare delle file. Le diverse file vengono poi attaccate a formare gruppi paralleli e quindi un piano di sfere, i centri delle quali stanno ai vertici di quadrati e dove ciascuna è circondata da altre quattro (**fig. 2.33**). Con lo stesso procedimento costruiamo un altro piano di sfere identico al primo. Quindi disponiamo i due piani in modo che ciascuna sfera di quello sovrastante si sovrapponga agli spazi lasciati liberi fra gruppi di quattro sfere del piano sottostante. Procediamo collocando altri piani con lo stesso criterio. Escludendo le sfere ai margini della struttura che abbiamo immaginato di costruire, tutte sono a contatto con dodici sfere: quattro del piano sottostante, quattro del proprio piano e del piano sovrastante. È un impacchettamento simile al precedente, ma dove i centri delle sfere, per ogni piano, formano quadrati invece che esagoni o triangoli.

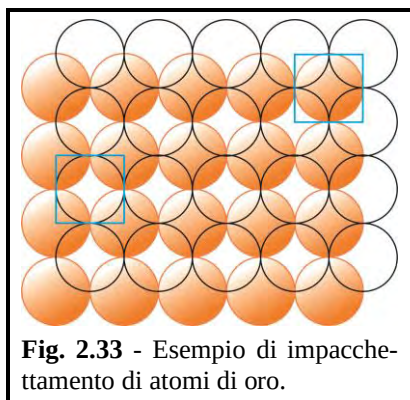


Fig. 2.33 - Esempio di impacchettamento di atomi di oro.

poi unirsi per formare una massa dura e compatta come quella della maggior parte dei metalli; inoltre un simile modello non è in grado di spiegare le proprietà fisiche che caratterizzano tali materiali.

In realtà gli atomi di un metallo si dispongono come sfere in un impacchettamento tridimensionale compatto, dove fondono un dodicesimo del proprio orbitale con ciascuno dei dodici atomi che lo circondano (esistono altri tipi di impacchettamento compatto per i quali valgono analoghe considerazioni). È una struttura solida, dove gli elettroni coinvolti in questo legame multidirezionale, non appartengono ad un solo nucleo o a una coppia di nuclei, ma ad un insieme di atomi, passando dall'uno all'altro (*elettroni mobili*). Ciò spiega la *conducibilità* dei metalli. Sappiamo dalla fisica che la corrente elettrica è il movimento di elettroni entro i conduttori e il fatto che i metalli dispongano di tali particelle relativamente libere di muoversi li rende adatti al trasporto di energia elettrica. È un esempio che dimostra che **lo studio del modo in cui gli atomi e le molecole si dispongono nello spazio** (uno dei capitoli della mineralogia) **fornisce molte spiegazioni del comportamento fisico delle sostanze**; fatto questo che trova numerose applicazioni nel campo delle tecnologie dei materiali.

SCHEMA 2.5 - Il movimento nell'acqua

Il botanico scozzese Robert. BROWN, nel 1827, osservò che minuscoli granuli di polline, immersi in acqua e osservati al microscopio, erano in continuo movimento, si agitavano senza mai fermarsi. Inizialmente lo scienziato pensò ad una presenza di vitalità nel polline; poi constatò che lo stesso fenomeno si verificava anche per altre minuscole particelle che nulla avevano a che fare con i viventi. Oggi sappiamo che sono le molecole d'acqua, in continuo movimento che, colpendo ripetutamente quei granuli, conferiscono loro una apparente vitalità. Questa è una nozione estremamente importante: *in ogni sostanza, le molecole o gli atomi che la compongono non sono mai fermi, ma in continuo movimento in funzione dell'energia posseduta*.

Tentiamo una spiegazione per mezzo di un modello. Supponiamo di disporre di tante palline da ping-pong e piccole molle metalliche, tipo quelle delle penne a sfera. Ogni pallina potrebbe essere attaccata ad altre quattro per mezzo delle estremità delle molle, facendo in modo che vi sia sempre un angolo fisso di poco meno di un terzo di giro fra le molle stesse. Al di là della costruzione precisa bisogna immaginare una struttura a tre dimensioni, costituita da tante palline tenute insieme da molle; le prime rappresentano idealmente le molecole d'acqua e le seconde quelle forze di attrazione di natura elettrostatica fra poli di carica opposta (rappresentate in **fig. 2.3**). Sembrerà di vedere un complesso reticolo ordinato nello spazio con simmetrie assimilabili a tanti esagoni da qualunque direzione si guardi (**fig. 2.9**).

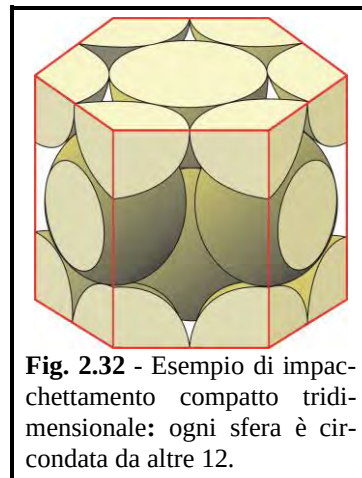


Fig. 2.32 - Esempio di impacchettamento compatto tridimensionale: ogni sfera è circondata da altre 12.



Fig. 2.34 - L'ordine e la simmetria con cui le molecole d'acqua sono disposte nello spazio a formare il reticolo cristallino del ghiaccio, spesso portano alla formazione di delicate stelline esagonali (per esempio i piccoli fiocchi di neve o di brina).

Questo modello rappresenta il ghiaccio che, in condizioni particolari, si presenta come delicate stelline esagonali la cui simmetria è la conseguenza del reticolo di molecole ordinate nello spazio (**fig. 2.34**). In realtà le molecole, nel ghiaccio, non sono ferme (lo sarebbero alla temperatura di $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$) ma in continuo movimento. Tornando al nostro modello, ciò significa dare piccoli urti al tavolo su cui esso è appoggiato; vedremmo allora che, in virtù dell'elasticità delle molle, le palline “traballerebbero” vistosamente. Scaldare il ghiaccio significa fornire energia alle molecole: esse aumentano il loro movimento. Nel nostro modello significa urtare più decisamente il tavolo. Se gli urti sono sempre più “energetici” (se scaldiamo ulteriormente il ghiaccio) le palline si muoveranno a tal punto che qualche molla si stacca (le molecole d'acqua acquisteranno tanta energia cinetica o di movimento che qualcuna, o qualche gruppo, si stacca dalle altre) e il nostro modello si rompe in pezzi più piccoli o in palline separate che cadono dal tavolo (il ghiaccio fonde, la temperatura ha raggiunto $0\text{ }^{\circ}\text{C}$). Nell'acqua le molecole sono parzialmente libere di muoversi, solo in parte ostacolate dalle reciproche forze di attrazione. Fornendo energia (scaldando ancora) aumenta la velocità con cui si muovono le molecole, diventando più libere di muoversi, fino a diventare completamente indipendenti le une dalle altre, non essendo più sufficienti le forze di attrazione a tenerle vincolate. Sopra i $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, in condizioni normali, l'acqua può esistere solo allo stato di gas (porzione superiore della **fig. 2.9**).

Abbiamo appena visto che, in condizioni normali, l'acqua esiste nella fase di liquido entro un campo di temperatura superiore a zero (**punto di congelamento o punto crioscopico**) e inferiore a cento gradi (**punto di ebollizione**). Tale campo può ampliarsi aggiungendo un soluto. Aggiungendo sale all'acqua si ottiene una soluzione il cui punto di congelamento scende tanto più al di sotto dello $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, quanto maggiore è la concentrazione. In virtù di questo principio viene utilizzato il sale denaturato da spargere sulle strade e sui marciapiedi per diminuire le probabilità di gelate. L'acqua di mare è una soluzione con concentrazione intorno a 35 grammi di sali in un litro (soprattutto cloruri di sodio e di magnesio e solfato di magnesio); in questo modo l'acqua marina congela a due gradi sotto lo zero. Questo è un grande vantaggio in quanto la superficie dei mari sgombri da ghiaccio, nelle zone geografiche climaticamente fredde, è notevolmente superiore a quella che ci sarebbe se l'acqua marina congelasse a zero gradi (il ghiaccio è sempre svantaggioso per gli organismi viventi e per le attività umane).

acqua	1,000	diamante	0,104	piombo	0,031
ghiaccio	0,49	ferro	0,11	porcellana	0,260
acciaio	0,11	glicerina	0,540	potassio	0,177
alcool	0,535	grafite	0,170	quarzo	0,188
alluminio	0,215	magnesio	0,25	rame	0,092
ammoniaca	1,098	mercurio	0,033	sodio	0,295
argento	0,049	olio d'oliva	0,471	vetro	0,190
calcio	0,149	oro	0,031	zinco	0,091

Tab. 2.3 - Calori specifici [$\text{cal/g}^{\circ}\text{C}$] di alcune sostanze confrontate con l'acqua e il ghiaccio.

Scaldando o raffreddando, si determina un aumento o una diminuzione dell'energia di movimento delle molecole d'acqua. Quando si scalda dell'acqua, l'energia fornita è utilizzata soprattutto per contrastare le forze di coesione che vincolano le molecole, impedendo loro di muoversi liberamente. Lo stesso discorso vale, all'inverso, per il raffreddamento. È come se l'insieme di quelle forze di coesione costituisse una sorta di “serbatoio” che accumula e che restituisce energia. Il risultato è che occorre fornire o sottrarre molto calore per aumentare o diminuire di poco la temperatura: *l'acqua ha un elevato calore specifico (tab. 2.3)*. Le masse dei mari e dei grandi laghi quindi si raffreddano e si scaldano lentamente senza subire improvvise escursioni

termiche, attenuando anche quelle delle terre emerse circostanti (che sono caratterizzate da un clima con estati meno calde e inverni meno rigidi). Solo l'acqua dei piccoli ruscelli e dei piccoli stagni può subire brusche variazioni termiche, ma sempre meno repentine rispetto all'atmosfera circostante. Negli ambienti acquatici, dunque, si hanno leggere variazioni di temperatura fra il giorno e la notte, mentre i cambiamenti stagionali sono gradualmente e le temperature estreme meno accentuate. In tali condizioni la maggior parte degli organismi sono *eterotermi* (a sangue freddo), perché non hanno bisogno di adattarsi a forti escursioni termiche giornaliere e stagionali, e *stenotermi*, in grado di vivere bene entro non ampi limiti di temperatura.

Il precedente modello delle palline si può utilizzare per spiegare altre caratteristiche dell'acqua. La **viscosità** è circa 100 volte superiore a quella dell'aria; quindi il movimento per gli organismi degli ambienti acquatici è più difficoltoso che per quelli terrestri. Non a caso la forma affusolata dei pesci viene spesso presa a miglior esempio della idrodinamicità, caratteristica adatta al mezzo acquoso che offre molta resistenza al movimento (in cambio si ha una spinta idrostatica che elimina il problema al corpo di essere sostenuto da zampe, condizione necessaria invece per i tetrapodi terrestri). La viscosità diminuisce all'aumentare della temperatura. La maggiore energia di movimento delle molecole dell'acqua più calda, determina un indebolimento delle forze di coesione con conseguente diminuzione della viscosità (il 30 % in meno quando si passa da 5 a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$); se non fosse per il rischio di prendersi una polmonite, si nuoterebbe meglio nell'acqua fredda.

SCHEDE 2.6 - Diagrammi di stato pressione/temperatura

Fino ad ora abbiamo considerato gli stati della materia, e i relativi cambiamenti di stato, immaginando di modificare la temperatura; abbiamo visto che una sostanza può esistere, entro determinati campi termici, nei diversi stati. Per esempio il Bario (Ba) è solido al di sotto di $850\text{ }^{\circ}\text{C}$, è liquido fra le temperature $850 \div 1.500\text{ }^{\circ}\text{C}$, è gassoso sopra i $1.500\text{ }^{\circ}\text{C}$; i due valori termici sono rispettivamente i punti di fusione e di ebollizione (oppure di solidificazione e di liquefazione). Ma tutti i ragionamenti presupponevano, implicitamente, di trascurare un'altra variabile, oltre alla temperatura, in grado di influenzare tali fenomeni; si è sempre considerata la pressione costante, uguale a quella standard, cioè pari al valore di una atmosfera (1 atm). Ciò non dovrebbe preoccuparci dato che viviamo sulla superficie della Terra (al livello del mare), dove la pressione atmosferica è sempre la stessa, salvo piccole variazioni non superiori al 10 % in conseguenza delle vicende meteorologiche. L'esperienza dimostra che occorrono variazioni ben superiori al 10 % per avere influenze sensibili nei cambiamenti di stato. Ma la Terra non è fatta solo di superficie e a noi interessano tutti i fenomeni naturali, compresi quelli che si manifestano sotto i

nostri piedi fino, al limite, al centro del pianeta. Dato che le pressioni alle quali sono sottoposte i materiali della crosta profonda, del mantello e del nucleo sono straordinariamente superiori a quella standard (20.000 atm a 70 km di profondità ed oltre 100.000 atm a 300 km sotto la crosta), è opportuno considerare quanto detto alla luce di questa seconda variabile.

Le relazioni tra gli stati solido, liquido e gassoso di una sostanza, in funzione della temperatura e della pressione, sono riassunti in un grafico detto **diagramma di stato** o **di fase**, caratteristico di ciascuna sostanza e ricavato da osservazioni sperimentali. La **fig. 2.35** rappresenta il diagramma di stato dell'anidride carbonica (CO_2), dove ogni punto è individuato da due coordinate: temperatura in ascissa e pressione in ordinata. Il grafico è delimitato da linee che individuano delle regioni ciascuna rappresentante una fase; tutti i punti all'interno della regione liquido rappresentano le possibili condizioni temperatura/pressione compatibili con quello stato. Le linee che separano le fasi sono dette **curve di equilibrio**; l'intersezione tra queste linee rappresenta il **punto triplo** in cui tutte e tre le fasi sono in equilibrio (alla temperatura di -57°C e con una pressione di 5,2 atm, la CO_2 può esistere simultaneamente nei tre stati).

Alle temperature caratteristiche della superficie della Terra e alla normale pressione atmosferica, l'anidride carbonica si trova allo stato gassoso. Non può esistere allo stato liquido a pressioni inferiori a 5,2 atm per qualunque temperatura e non può esistere allo stato solido a temperature superiori a 50°C per qualunque pressione. La linea di equilibrio solido - liquido è leggermente inclinata a destra; ciò significa che il passaggio dallo stato liquido a quello solido (al diminuire della temperatura) è favorito dall'aumento di pressione. A pressione maggiore la solidificazione avviene a temperature più elevate perché la CO_2 (come quasi tutte le altre sostanze) allo stato solido occupa minor volume che allo stato liquido; un materiale, in un ambiente ad alta temperatura, ma costretto allo stato solido da una elevata pressione, può fondere per semplice diminuzione della pressione stessa pur conservando una uguale temperatura.

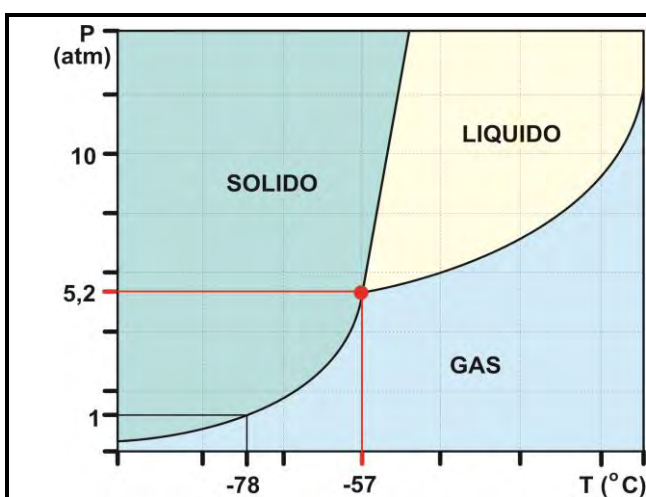


Fig. 2.35 - Diagramma di stato dell'anidride carbonica.

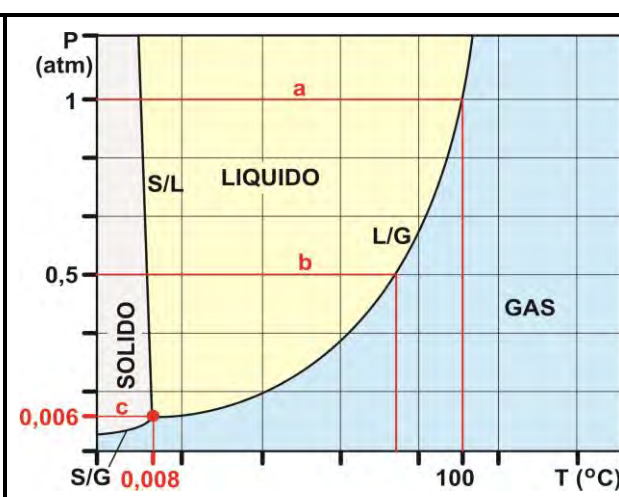


Fig. 2.36 - Diagramma di stato dell'acqua.

Il diagramma di stato dell'acqua (**fig. 2.36**) ha una caratteristica anomala rispetto alla maggior parte delle sostanze conosciute in quanto la linea di equilibrio solido - liquido è leggermente inclinata a sinistra (invece che a destra); infatti l' H_2O , allo stato solido occupa un volume più grande rispetto allo stato liquido (ha densità minore e quindi, fatto straordinario rispetto ad altre sostanze, il ghiaccio galleggia sull'acqua).

SCHEDA 2.7 - La trasparenza negli ambienti acquatici

L'estinzione completa della luce in un mare molto limpido può avvenire anche a ben 500 m sotto la superficie; a profondità così grandi i nostri occhi non vedrebbero che buio e comunque non vi è energia luminosa sufficiente per la fotosintesi. Per misurare le debolissime quantità di luce che arrivano così in basso sarebbe necessario esporre una sensibilissima lastra fotografica per lungo tempo. Ciò che interessa alla vita è la profondità alla quale arriva abbondante la luce, usando, come criterio, il valore necessario a sostenere efficacemente il processo di fotosintesi, che è all'origine di tutte le manifestazioni vitali. Lo strato d'acqua dove la luce arriva abbondante è detto **zona fotica**, il cui limite inferiore è molto variabile (da decimetri a decametri nei mari e nei laghi) a seconda della trasparenza. Il dominio delle acque profonde, dove non arriva luce (buio apparente, insufficiente per i vegetali acquatici), è detto **zona afotica**. Il passaggio fra le due è più o meno graduale e caratterizza una fascia intermedia, detta **zona oligofotica** (**fig. 2.37**). La distinzione di queste fasce è molto importante negli studi di *idrobiologia*, della *biologia marina* e della *limnologia* (scienza dei laghi),

SCHEDA 2.8 - Esperimento sulla densità dell'acqua

Versiamo alcune gocce di inchiostro in un beker con acqua fredda ed osserviamo con quali modalità la sostanza scura si diffonde nel liquido. Ripetiamo lo stesso esperimento, ma questa volta scaldando l'acqua dal basso (per esempio fino alla temperatura di $70 \div 80^\circ\text{C}$): in brevissimo tempo, tutta l'acqua nel beker si tinge di scuro in modo omogeneo. Per interpretare il diverso comportamento dell'acqua fredda e dell'acqua scaldata dal basso conviene procedere ad un secondo esperimento (**fig. 2.37**). Introduciamo alcune gocce di inchiostro in una provetta colma d'acqua fredda (quella del rubinetto); si verificherà più o

meno lo stesso fenomeno già osservato nel beker. Scaldiamo la parte superiore di una seconda provetta con acqua fino a quando vediamo lo sviluppo di bollicine (cioè l'inizio dell'ebollizione solo nella porzione superficiale). Quindi aggiungiamo alcune gocce di inchiostro. Sulla sommità della seconda provetta risulta uno strato di acqua calda sporca di inchiostro che non si mescola con l'acqua sottostante fredda e pulita. Muovendo leggermente la provetta o inserendo il bulbo di un termometro a pescare sia nello strato superficiale (dove si registra una temperatura intorno a $60 \div 80\text{ }^{\circ}\text{C}$), sia in quello profondo (con temperatura intorno ai $20\text{ }^{\circ}\text{C}$), il mescolamento non avviene. Sembra che fra i due strati sia presente una sorta di barriera fisica che si oppone persino ai movimenti indotti dalla manipolazione della provetta. Se lasciamo riposare la provetta, con il passare dei minuti, la temperatura dell'acqua superficiale si abbassa diventando più simile a quella dell'acqua sottostante. Con il diminuire della differenza di temperatura i due strati di acqua tendono lentamente a mescolarsi, segno evidente che la barriera che prima impediva il rimescolamento era dovuto alla differenza di temperatura. L'acqua calda stava sopra quella fredda; la prima era più "leggera", pertanto "galleggiava" sulla seconda.

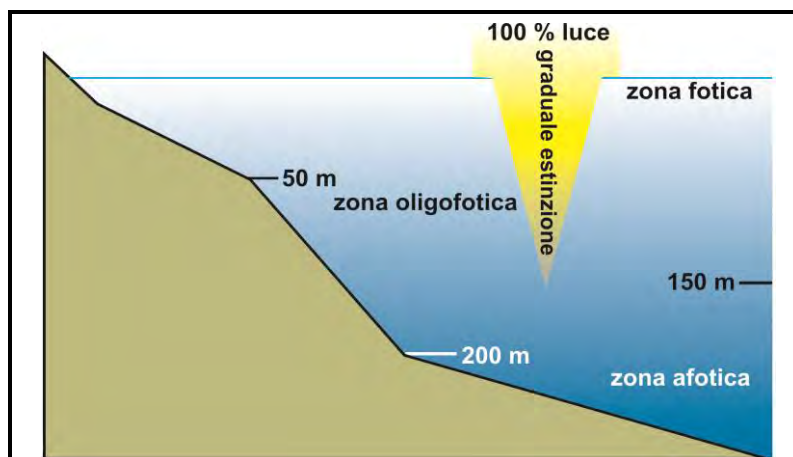


Fig. 2.37 - Suddivisione degli ambienti in acque lacustri e marine in funzione dell'assorbimento della luce.

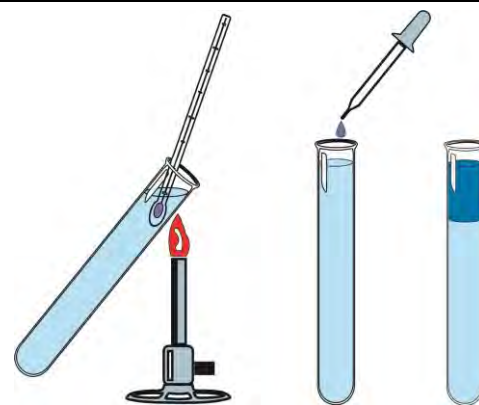


Fig. 2.38 - Dimostrazione sperimentale della mancanza di mescolamento tra acqua fredda e acqua calda.

SCHEDE 2.9 - Stratificazione termica nei mari e nei laghi

Misurando la temperatura dell'acqua a varie profondità durante l'estate nei mari e nei laghi, si apprezza il fenomeno della **stratificazione termica**. La massa d'acqua, nei mesi estivi, si presenta stratificata in una zona superiore calda (**epilimnio**) ed in una zona più fredda (**ipolimnio**), separate da una zona di transizione (**metalimnio**) in cui si ha un brusco abbassamento dei valori termici (fig. 2.39).

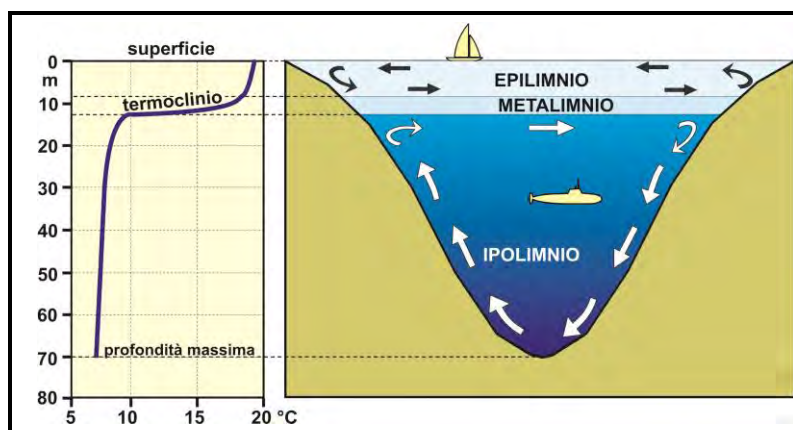
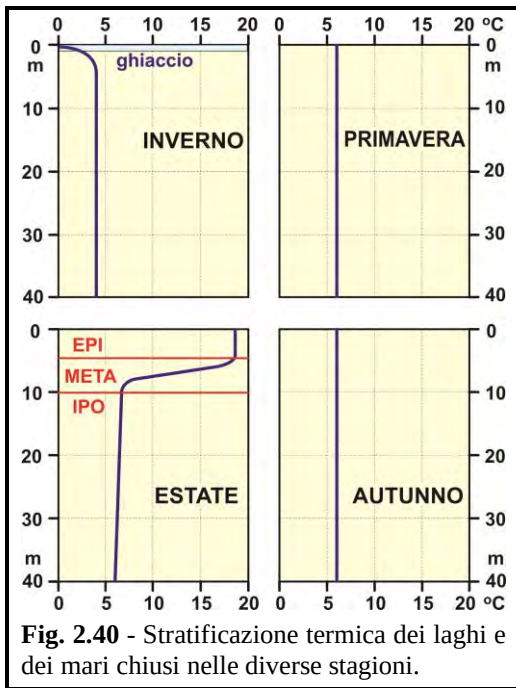


Fig. 2.39 - Schema di circolazione in un lago stratificato. Pur essendo presenti correnti di una certa consistenza, che determinano rimescolamenti nell'ambito dell'**epilimnio** e dell'**ipolimnio**, le acque delle due zone rimangono ben separate.

Dato che l'acqua, a seconda della temperatura, varia la propria densità, l'epilimnio tende a separarsi "galleggiando" sugli strati sottostanti. Viene così ostacolato il rimescolamento dell'intera massa d'acqua (un po' come avviene nella provetta della fig. 2.38); di conseguenza nell'ipolimnio non avviene il rimpiazzo dell'ossigeno consumato nei processi metabolici dell'idrofauna di profondità e degli organismi decompositori. Se una tale situazione dovesse mantenersi indefinitivamente, la sopravvivenza della biocenosi lacustre potrebbe essere messa in forse per il sopravvenire della totale anossia nelle acque profonde. Oppure se la quantità di nutrienti nelle acque superficiali fosse molto elevata, da determinare una eccessiva crescita di alghe, la quantità di materiale organico che si accumula sul fondo potrebbe risultare così grande che tutto l'ossigeno verrebbe consumato (anossia) prima del termine della stagione estiva. La sostanza organica non decomposta si accumulerebbe nei sedimenti formando depositi scuri. L'anossia che si manifesta nei fondali dei mari e dei laghi è conseguenza dell'eccessiva produzione vegetale o, in altri termini, dell'**eutrofizzazione**, fenomeno che ha colpito numerosi laghi italiani e l'Adriatico.



Con l'autunno lo strato superficiale, non più scaldato a sufficienza dai raggi solari, cede progressivamente calore all'ambiente esterno, fino a raggiungere una temperatura simile a quella degli strati sottostanti. L'acqua, diventata più "pesante", scende sul fondo fino a che, in tempi più o meno lunghi a seconda della profondità del lago, tutta la massa d'acqua assume la stessa temperatura (generalmente pochi °C, non superiore a 10 °C e mai inferiore a 4 °C, temperatura corrispondente alla massima densità dell'acqua). L'*omoterminia* così raggiunta rende possibile il trasferimento all'ipolimnio dell'ossigeno abbondante nell'epilimnio: le acque profonde del lago o del mare ricevono una "boccata d'ossigeno", essenziale al mantenimento dei processi vitali (**fig. 2.40**). Questa situazione, a parte un piccolo strato superficiale, con acque talvolta più fredde e con l'eventuale formazione di ghiaccio nei mesi più rigidi dell'inverno, perdura fino alla tarda primavera quando il Sole irradia energia sufficiente per instaurare nuovamente le condizioni per la stratificazione termica.

SCHEMA 2.10 - L'influenza delle attività umane

Le attività umane influenzano, in modo più o meno importante e a seconda dei luoghi sulla Terra, il ciclo dell'acqua. Schematicamente ricordiamo:

- i bacini artificiali modificano i regimi delle acque superficiali continentali; l'uomo ha contribuito ad aumentare il volume delle acque dei laghi (quello totale dei laghi artificiali nel mondo è superiore a 4.000 km³);
- l'irrigazione, che in molte aree geografiche, nelle stagioni calde, comporta la totale sottrazione d'acqua dai fiumi (**fig. 2.41**), incrementa l'umidità del suolo e quindi l'evapotraspirazione;
- la deforestazione altera alcune fasi del ciclo dell'acqua; i processi di traspirazione delle foreste equatoriali sono una componente importante del passaggio dell'acqua all'atmosfera;
- i prelievi idrici dai fiumi e dal sottosuolo, per usi industriali e civili, hanno assunto proporzioni enormi, comportando problemi anche per gli approvvigionamenti potabili;
- le modificazioni climatiche indotte dalle attività umane (soprattutto effetto serra e inquinamenti termici diretti) inducono variazioni dell'entità, distribuzione e frequenza delle precipitazioni con effetti sulle disponibilità delle risorse idriche;
- dopo gli oceani i ghiacciai costituiscono il "serbatoio" più grande; essi partecipano al ciclo dell'acqua inducendo importanti cambiamenti in funzione dell'evolversi del clima; il riscaldamento dell'atmosfera a causa delle attività antropiche comporta la fusione di parte dei ghiacci con ripercussioni catastrofiche, anche secondo le previsioni meno pessimistiche;
- la cementificazione del territorio comporta l'impermeabilizzazione del suolo (**fig. 2.17**); le aree urbane hanno una superficie ricoperta da asfalto e cemento oltre il 50 % (in certi casi fino al 100 %); in tale situazione l'acqua delle precipitazioni ruscella velocemente non filtrando più nel suolo e nel sottosuolo.

Fig. 2.41 - L'irrigazione per l'agricoltura comporta i maggiori consumi di acqua. I fiumi vengono ampiamente sfruttati per questo scopo; ad essi viene sottratta acqua per irrigare i campi mediante sbarramenti e derivazioni nei canali. I regimi idrologici vengono quindi fortemente condizionati, con gravi ripercussioni sulle cenosi acquatiche e sulle acque sotterranee. Talora i prelievi sono tali da prosciugare letteralmente anche gli alvei dei più importanti corsi d'acqua. È ciò che accade ormai per quasi tutto il reticolo idrografico in Italia. Nell'immagine è l'alveo, del tutto prosciugato, del fiume Varaita in provincia di Cuneo.



L'uso dell'acqua per irrigazione è quello dominante (**fig. 2.42**); mediamente sull'intero globo è pari a circa 2.800 km³ in un anno, contro 800 km³ per l'industria e 400 km³ per gli usi personali; soltanto 300 milioni su 1.600 milioni (meno del 20 %) di ettari coltivati (ovvero destinati ai seminativi ed alle colture permanenti, al netto delle aree destinate ai pascoli) sono irrigati. Per produrre una tonnellata di barbabietole sono necessarie 1.000 tonnellate d'acqua; per una tonnellata di grano ce ne vogliono 1.500; per una tonnellata di riso sono necessarie 4.000 tonnellate d'acqua. Un albero di media dimensione, per aumentare la sua massa di 20 kg, ha bisogno di 60.000 litri d'acqua. Dell'acqua destinata al terreno una piccola parte entra e fa parte dei processi di fotosintesi contribuendo all'aumento della biomassa; gran parte evapora direttamente dal terreno, mentre la porzione più grande traspira attraverso le piante stesse (l'evaporazione diretta dal suolo più la traspirazione della

vegetazione viene detta “**evapotraspirazione**”). Se l’irrigazione potesse essere estesa a tutte le aree coltivate e se su tutte fosse abbondante come in quella delle nazioni più tecnologicamente avanzate, sarebbero necessari 30.000 km^3 d’acqua, quasi $1/3$ di tutta l’acqua delle precipitazioni sui continenti e più della totalità delle piogge sulle aree agricole. In una simile situazione non resterebbe più acqua disponibile per altri usi e non esisterebbero più gli ambienti acquatici continentali.

L’idroelettrico consente una produzione di energia in grado di soddisfare circa il 6 % del consumo medio mondiale (in Italia poco più di $1/6$). Alcuni sostengono che la produzione idroelettrica non produce effetti negativi sull’ambiente; in realtà le captazioni idriche da fiumi e torrenti per l’alimentazione di centrali ad acqua fluente e le ritenzioni in bacini artificiali, alterano i regimi idrologici con gravi effetti sul ciclo dell’acqua. Inoltre la produzione idroelettrica comporta la sottrazione d’acqua dagli alvei dei fiumi e dei torrenti per tratti più o meno lunghi con danni per gli ambienti acquatici (**fig. 2.43, 2.44, 2.45 e 2.46**).

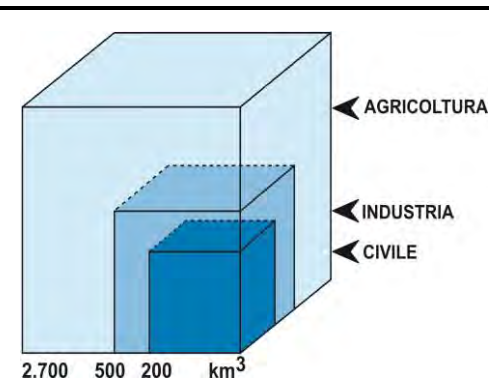


Fig. 2.42 - Sul totale di quasi 4.000 km^3 di acqua media annua globale utilizzata dalle comunità umane risulta (valori stimati):

- 2.800 km^3 (70 %) per l’irrigazione;
- 800 km^3 (20 %) per le attività industriali;
- 400 km^3 (10 %) per gli usi civili.

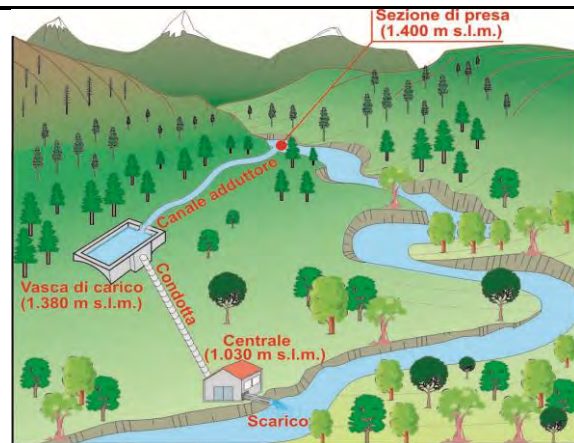


Fig. 2.43 - Schema di impianto idroelettrico ad acqua fluente. All’altitudine di 1.400 m s.l.m., si trova la sezione della presa d’acqua che viene derivata nel canale adduttore. Questo ha debole pendenza, ma sufficiente per consentire il trasporto verso la vasca di carico (1.380 m s.l.m.) perdendo poca

quota (20 m). Dalla vasca parte la condotta che “precipita”, con un salto di 350 m, fino alla centrale, situata all’altitudine di 1.030 m s.l.m., dove opera il gruppo turbina/alternatore. Infine l’acqua viene restituita al fiume tramite uno scarico. Il principale limite di questo tipo di impianto idroelettrico è la dipendenza della produzione dalla variabilità del regime idrologico del fiume. Nel tratto di alveo tra la sezione di captazione e lo scarico della centrale presenta portate idriche ridotte rispetto al regime idrologico naturale.

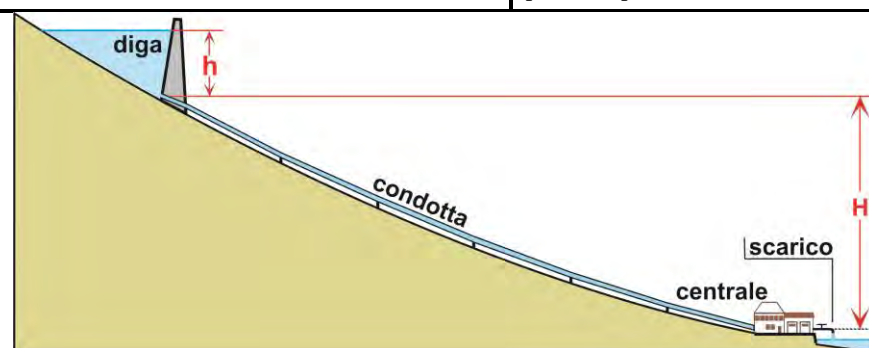


Fig. 2.44 - Una Centrale idroelettrica alimentata da una diga sfrutta il salto dato dalla somma del livello “h” del bacino artificiale e del dislivello altimetrico “H”. A monte della diga si forma un serbatoio idrico convenientemente utilizzato nelle ore di maggiore richiesta energetica. In altri momenti (per es. nella notte) l’acqua viene risparmiata. È un sistema più versatile rispetto alle centrali ad acqua fluente (**fig. 2.43**). In questo caso il limite è dato

dalle dimensioni del serbatoio e dalla capacità di ricarica dello stesso per mezzo delle acque che vi giungono dal suo bacino imbrifero, cioè da quella porzione di territorio che raccoglie le acque delle precipitazioni destinate ad alimentare, come afflussi, il lago artificiale.

Le centrali termoelettriche, una volta avviate, producono un flusso di energia costante. Ciò rende difficile regolare tale flusso in rete in funzione del carico di utilizzo, variabile anche nel giro di pochi minuti. Un esempio viene da una indagine effettuata in Inghilterra sull’uso di energia elettrica durante le ore serali di maggior ascolto televisivo. Fu verificata la presenza di picchi del consumo in corrispondenza della pubblicità televisiva; durante le pause pubblicitarie, gli utenti ne approfittano per accendere la luce, scaldare il cibo o preparare il caffè. Per far fronte ad improvvise fluttuazioni del carico di energia utilizzata, le centrali idroelettriche sono necessarie come centri di compensazione. A questo proposito risultano utili le cosiddette “centrali di pompaggio” (**fig. 2.45**) caratterizzate da due bacini posti a differenti livelli. Durante i periodi di massima utenza, l’acqua fluisce dal bacino superiore alle turbine per produrre energia e viene raccolta nel bacino inferiore. Durante i periodi di basso consumo, l’energia eccedente prodotta dalle centrali termiche viene utilizzata per azionare pompe che riportano l’acqua nel bacino superiore. Questo esempio dimostra che l’uso intelligente dei bacini artificiali comporta risparmio d’acqua che non viene così sottratta al suo ciclo.

Le grandi dighe determinano gravi conseguenze sugli ambienti sommersi e indiretti su quelli circostanti (**fig. 2.46**), ma è possibile ottenere effetti positivi per gli ecosistemi fluviali a valle nell’ambito di una oculata gestione delle risorse idriche che consideri anche la tutela degli ambienti acquatici. I bacini artificiali consentono la “capitalizzazione” dell’acqua nei periodi di abbondanza (morbide e piene) per avere più volumi da “spendere” nei periodi di magra, a vantaggio delle utilizzazioni agricole

e industriali e della tutela dei fiumi nel letto dei quali “devono” essere presenti portate minime in grado di garantire una buona qualità delle acque.

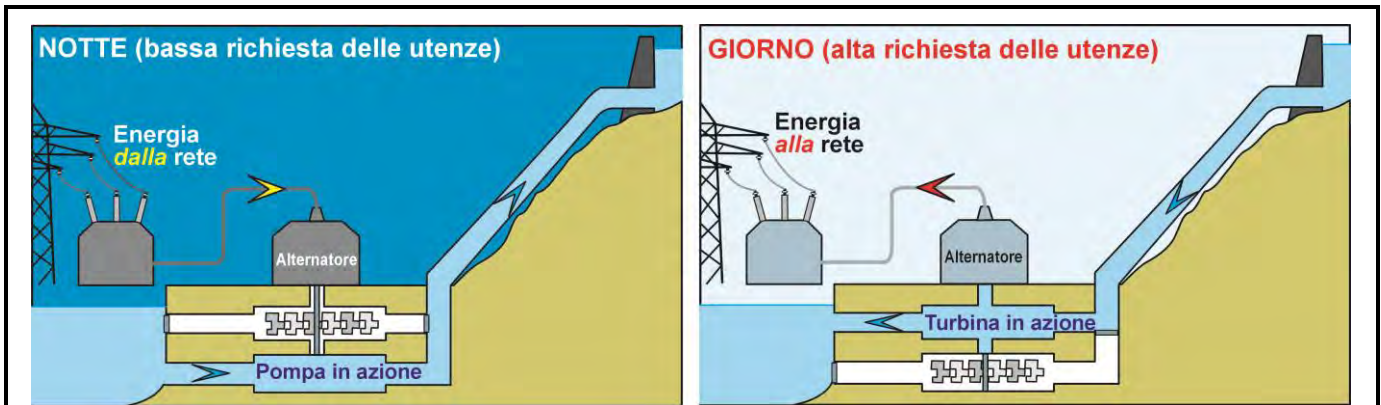


Fig. 2.45 - Schema funzionale di una *centrale di pompaggio*. Nella notte e nei giorni festivi il consumo è minore. Spegnerli gli impianti di produzione di energia non è conveniente, in quanto sarebbero necessari tempi lunghi per la riattivazione e con notevoli costi aggiuntivi. Risulta una produzione eccedente di energia che viene impiegata per alimentare le centrali di pompaggio. Il sistema funziona mediante due bacini (per es. due dighe in successione in una valle e separate da un discreto dislivello altimetrico). Una condotta porta l'acqua dal serbatoio di monte alla centrale presso il serbatoio di valle; ogni turbina della centrale è accoppiata con una pompa. Nelle situazioni di massima domanda (nelle ore di luce dei giorni feriali) dal serbatoio superiore scende l'acqua che, dopo aver azionato la turbina (e quindi l'alternatore che fornisce energia alla rete), finisce nel serbatoio di valle. Nelle situazioni di scarsa domanda (nelle ore notturne e nei giorni festivi) l'energia prodotta da altre fonti (oggi prevalentemente termoelettriche) giunge all'alternatore che, funzionando come un motore, aziona la pompa che fa risalire l'acqua nel bacino superiore. L'energia impiegata per pompare l'acqua in alto è superiore a quella prodotta quando lo stesso volume idrico precipita a valle. Quindi si tratta di un bilancio complessivo negativo: è il “prezzo” che occorre pagare per immagazzinare le produzioni eccedenti e per disporre di maggiore energia (perciò di alto valore) nei momenti di picco del consumo.

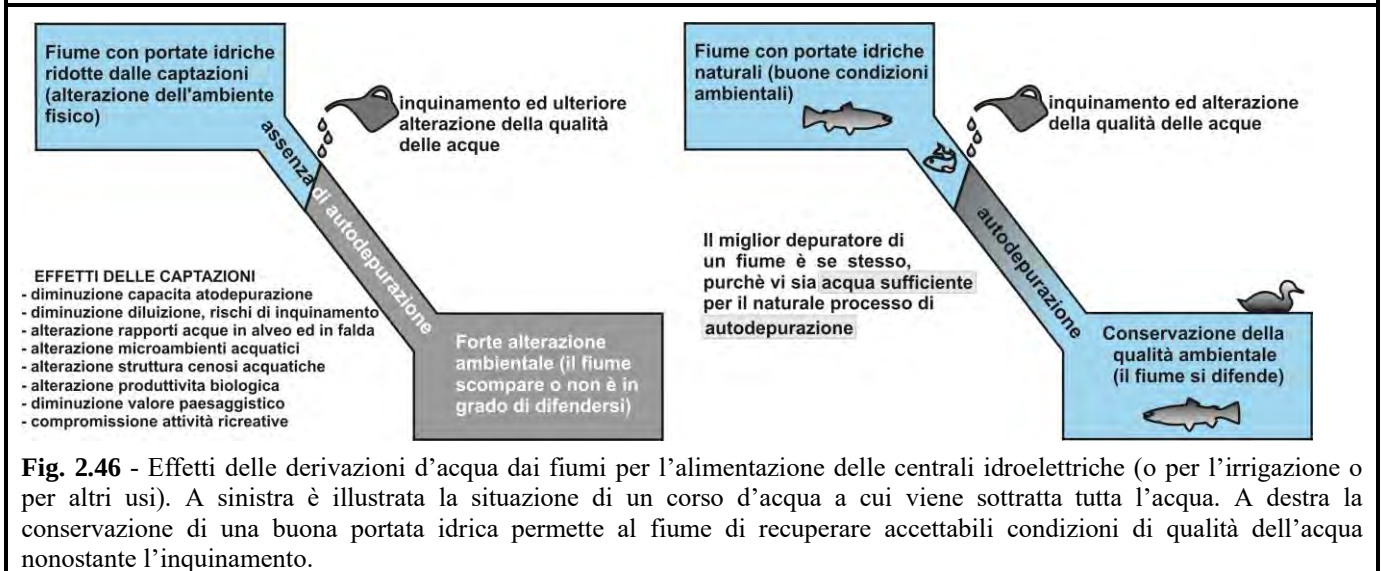


Fig. 2.46 - Effetti delle derivazioni d'acqua dai fiumi per l'alimentazione delle centrali idroelettriche (o per l'irrigazione o per altri usi). A sinistra è illustrata la situazione di un corso d'acqua a cui viene sottratta tutta l'acqua. A destra la conservazione di una buona portata idrica permette al fiume di recuperare accettabili condizioni di qualità dell'acqua nonostante l'inquinamento.

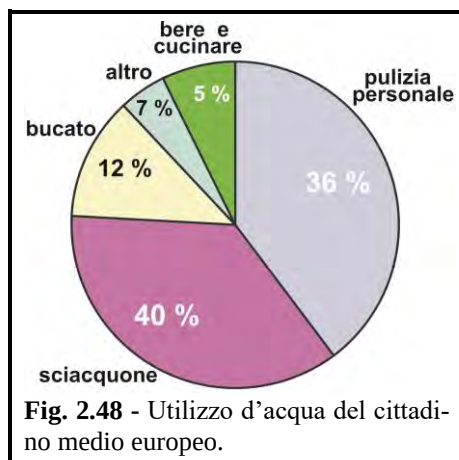
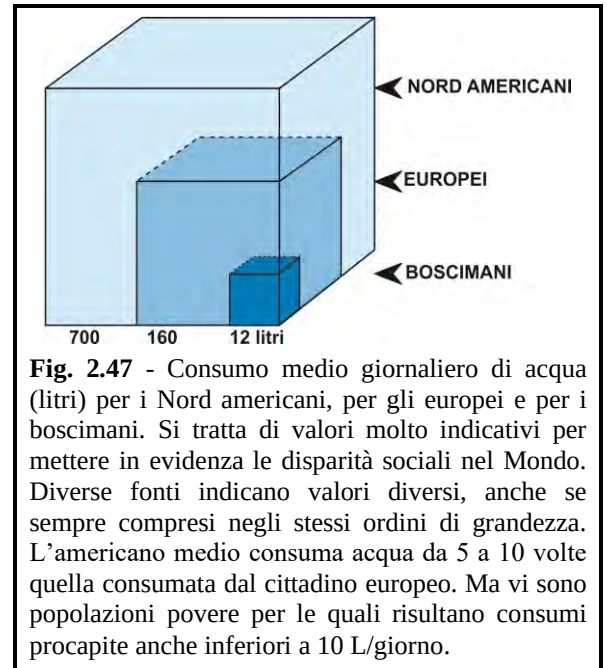
Oltre all'irrigazione e alla produzione di energia, l'acqua serve, pur se in quantità inferiori, all'industria; $\sim 800 \text{ km}^3/\text{anno}$ per l'intero globo (meno di 1/4 del volume utilizzato in agricoltura). Una centrale termoelettrica di media potenza usa circa $2 \cdot 10^8$ litri d'acqua all'ora per il raffreddamento. Nell'industria siderurgica, per produrre una tonnellata di acciaio, occorrono 100.000 litri d'acqua; altrettanti sono necessari per produrre una tonnellata di carta o di tessuti. Per produrre un'automobile occorrono 450.000 litri; 9 litri per un giornale e 10 litri per una scatola di pomodori pelati. In 1 kg di pane sono presenti 5 hg di acqua. Spesso l'acqua viene restituita dall'industria all'ambiente inquinata. L'attività industriale influisce relativamente poco sul ciclo dell'acqua in termini di volumi, ma ne peggiora la qualità.

L'uso personale dell'acqua (cucinare, lavare, bere,...) comporta un utilizzo medio annuo globale pari a circa 400 km^3 (circa metà dell'uso industriale). I consumi per usi civili, cambiano secondo le diverse zone geografiche (**fig. 2.47**), da centinaia di litri al giorno procapite a valori decine di volte inferiori nelle aree “depressi”. Vi sono persone nel mondo che sopravvivono con pochi litri d'acqua al giorno, mentre altre ne sprecano ettolitri. Per un europeo, dei 160 litri consumati quotidianamente, circa 66 se ne vanno per lo sciacquone, 60 per la pulizia personale, 20 per il bucato e 8 per bere e cucinare (**fig. 2.48**). Il cittadino Nord - americano ne consuma da 4 a 5 volte di più. Ma nelle situazioni locali il consumo medio procapite può essere superiore alle medie; un americano benestante consuma un volume giornaliero di acqua decisamente superiore a quello medio degli U.S.A. Anche se il consumo per usi civili rappresenta una frazione relativamente piccola rispetto agli utilizzi per fini

diversi (agricoli, idroelettrici e industriali), l'acqua dei rubinetti deve essere molto "pulita". Essa deve avere caratteristiche fisiche e chimiche tali da essere facilmente potabilizzata.

L'acqua adatta agli usi civili è meno abbondante rispetto al dominio delle acque dolci sul pianeta ed è quindi più preziosa. Parte di essa deriva dal sottosuolo, oppure dalle zone montane che hanno conservato ottime condizioni ambientali. Se si aggiungono i pericoli di inquinamento, di eccessivo sfruttamento delle acque sotterranee e del notevole sviluppo turistico in zone montane, si capisce quanto siano preziose le risorse idropotabili e quanto sia importante una politica di uso corretto e razionale e di risparmio contro lo spreco. A tale scopo è necessario limitare l'uso personale dell'acqua, evitando gli sprechi e riducendo molto il consumo medio giornaliero, senza che ciò significhi rinuncia ai vantaggi della società moderna.

Le acque sotterranee sono il maggiore serbatoio di acque dolci dopo quello dei ghiacciai. Esse possono essere sfruttate con pozzi che possono arrivare a profondità di centinaia di metri. Lo sfruttamento di questa risorsa comporta la sottrazione di volumi d'acqua che devono in qualche modo essere rimpiazzati. Mentre le acque superficiali appartengono a una delle parti più rapide del ciclo, le acque profonde sono caratterizzate da un "sottociclo" più lento (fino ad alcune migliaia di anni) senza contare che esso, per la sua natura, è molto difficile da indagare. Per esempio in seguito alla realizzazione del sistema di irrigazione della valle dell'Indo nel Pakistan, enormi volumi d'acqua filtrarono dai canali nel sottosuolo, aumen-



tando di diversi metri il livello delle falde, riducendo a palude quasi un terzo della zona irrigata con acqua molto salina. In Israele ogni anno 300 milioni di tonnellate d'acqua vengono trasferite dal piovoso Nord verso le zone desertiche meridionali, dove viene immagazzinata in bacini sotterranei; si tratta di un sistema di riempimento artificiale del sottosuolo analogo al sistema adottato in California dove i serbatoi sotterranei del Sud vengono riempiti annualmente con circa 1 km³ d'acqua proveniente dal Nord.

In genere una falda molto sfruttata viene riportata a livelli "normali" in un anno di precipitazioni superiori alla media. In Tunisia le alluvioni del 1969 riempirono tutti i serbatoi, il cui livello si era ridotto di una ventina di metri per lo sfruttamento dei 15 anni precedenti. In natura, nelle zone temperate, ogni 10 ÷ 15 anni in media, si verificano anni con precipitazioni abbondanti, in grado di rimpinguare anche le falde intensamente sfruttate. Non è sempre tutto così facile; lo sfruttamento deve essere accompagnato da studi approfonditi per mantenere sotto controllo l'evoluzione della situazione delle acque profonde in seguito agli attingimenti, soprattutto nei confronti delle falde meno profonde. In

Italia, per esempio, intorno a Ravenna si sono determinati depressioni del terreno (diversi centimetri all'anno) per l'abbassamento della falda a causa di captazioni per fini industriali. Lo stesso fenomeno è più evidente a Venezia per lo sfruttamento intensivo della falda acquifera sottostante la laguna da parte degli impianti industriali di Porto Marghera.

SCHEDA 2.11 - L'impronta idrica

L'impronta idrica (o *Water Footprint*) è un indicatore che misura il volume totale di acqua dolce utilizzata per produrre i beni e i servizi consumati da un individuo, una comunità, un territorio (comune, regione, nazione, continente) o un'azienda. Non considera solo semplicemente il consumo dai rubinetti, ma tiene conto soprattutto dell'acqua che serve, ad esempio, per irrigare il foraggio del bestiame o per costruire un telefono. Il valore dell'impronta viene calcolato considerando le seguenti categorie:

- **acqua blu;** prelevata da fonti superficiali (fiumi, laghi) o sotterranee (falde); utilizzata nei processi agricoli, industriali o domestici.
- **acqua verde;** piovana che non defluisce nel suolo ma viene trattenuta dalle piante o evapora (agricoltura e silvicoltura);
- **acqua grigia;** necessaria per diluire gli inquinanti prodotti durante il ciclo produttivo per mantenere la qualità dell'acqua entro gli standard ambientali.

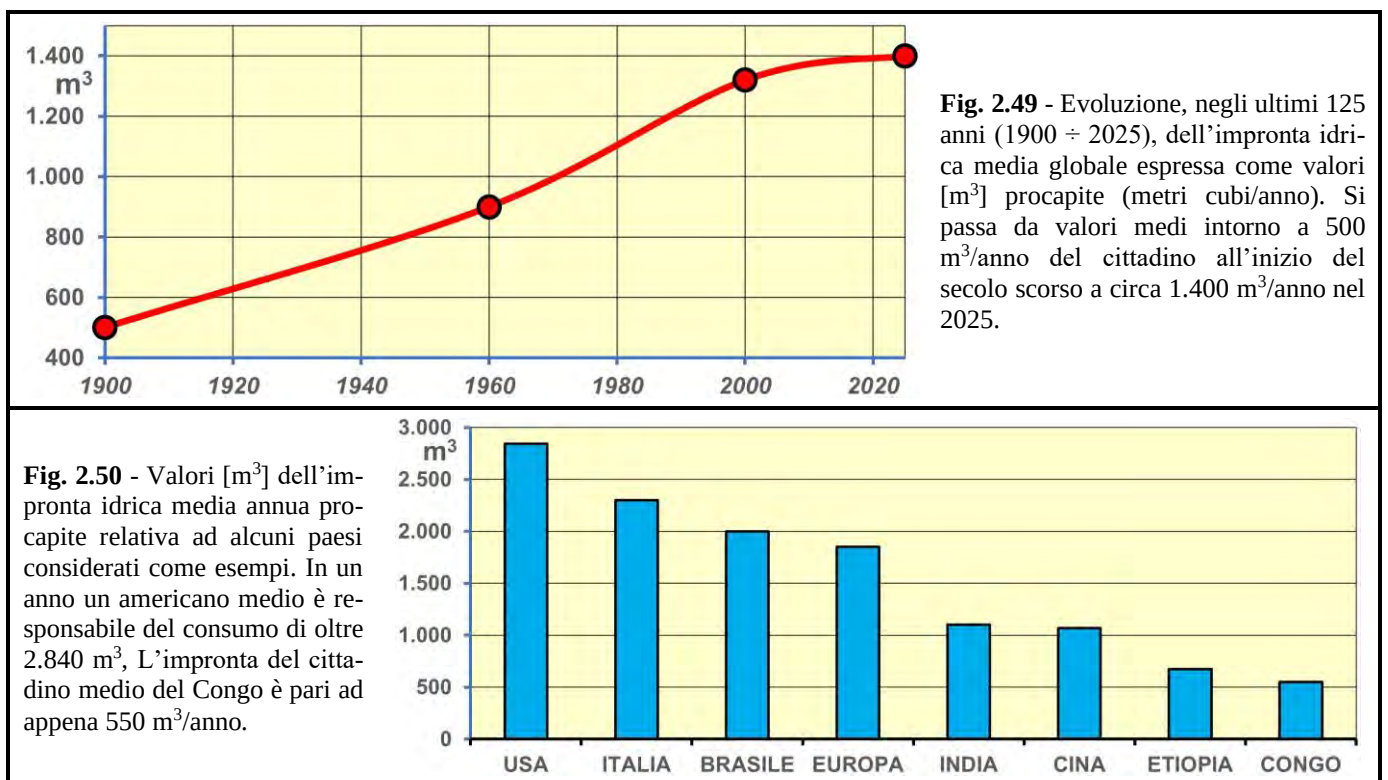
Il calcolo del valore dell'impronta idrica è la somma dei valori relativi ai parametri individuati per una determinata categoria merceologica o territoriale (o per un individuo, una collettività, un'azienda,...) in funzione di un determinato arco temporale (relativo ad un ciclo produttivo completo o stabilito per individuo/comunità/territorio) sulla base dei seguenti passaggi principali:

- *analisi del ciclo di vita;* identificazione delle fasi di produzione (es. dalla coltivazione del chicco di caffè fino al confezionamento) o del regime delle attività (es. attività quotidiane di un individuo);

- *quantificazione dei prelievi*; misura (stima) dei volumi di acqua dolce prelevata direttamente (**blu**) e quella piovana sfruttata (**verde**) necessari per le fasi di produzione e per le attività individuali e/o collettive (**tab. 2.4**);
- *carico inquinante*; valutazione dei volumi idrici (**grigia**) necessari per la depurazione degli scarti produttivi e civili.

Prodotti di origine animale		Prodotti agricoli e vegetali		Bevande e voluttuari	
Categoria	L/kg	Categoria	L/kg	Categoria	L
Carne di manzo	15.400	Frutta secca	9.000	Caffè (tazza 125 mL)	130
Carne di agnello	8.800	Riso	2.500	Te (tazza 250 mL)	30
Carne di maiale	6.000	Grano (frumento)	1.800	Vino (125 mL)	110
Carne di pollo e coniglio	4.300	Soia	2.100	Birra (250 mL)	80
Uova	3.300	Pasta (secca)	1.800	Cioccolato (1 hg)	1.700
Formaggio	5.000	Pane	1.600	Confettura (1 kg)	1.400
Burro	5.600	Patate	290	Marmellata (1 kg)	1.200
Latte (1 L)	1.000	Pomodori	210	Sigaretta (unità)	4
Prodotti industriali/abbigliamento				Tab. 2.4 - Valori espressi in litri [L] dell'impronta idrica relativa ad alcuni esempi di prodotti industriali, agricoli, bevande,... in funzione delle produzioni [L]/masse[kg]/[quantità]. I valori sono medie globali: produrre pomodori in una zona arida richiede più" acqua (irrigazione) rispetto a una zona umida.	
Categoria (unità)	L	Categoria	L		
Jeans (~ 800 g)	8.000	Microchip (unità)	10		
Maglia cotone (250 g)	2.500	Auto media	100.000		
Paio scarpe in pelle	8.000	Smartphone	12.000		
Penna a sfera (biro)	90	Carta (foglio A4)	10		

Per analizzare l'evoluzione dell'impronta idrica globale e il confronto tra le nazioni, è necessario distinguere tra l'impronta idrica **totale** media annua (legata alle produzioni ed ai consumi diretti e indiretti) del territorio, per esempio, di una nazione, di un continente o dell'intero globo e quella **pro capite**, legata al consumo dei cittadini, ovvero l'impronta totale divisa per il numero di cittadini costituenti la comunità del territorio in esame (**figg. 2.49 e 2.50**).



Se invece dei valori procapite consideriamo i volumi totali d'acqua consumati da intere nazioni, tre paesi dominano la scena globale a causa della loro popolazione (in termini di elevati consumi e delle consistenze demografiche), delle attività economiche/produttive delle e produzioni agricole:

- India ~ 13% dell'impronta idrica globale totale;
- Cina ~ 12% dell'impronta totale;
- USA ~ 9% dell'impronta totale.

Attualmente la media globale procapite è di quasi 1.400 m³/anno (il 40 % in meno rispetto a quella del cittadino medio italiano con 2.300 m³/anno). Se tutti gli abitanti del mondo vivessero con lo stile di vita medio di un cittadino USA, l'impronta idrica globale pro capite raddoppierebbe istantaneamente, arrivando ad oltre 2.800 m³/anno.

SCHEMA 2.12 - La gestione delle risorse idriche

L'acqua è una risorsa strategica. La gestione delle risorse idriche è di primario interesse e coinvolge numerosi aspetti dell'organizzazione socio-economica di un Paese moderno e tecnologicamente avanzato come l'Italia. La disponibilità di acqua ha da sempre influenzato lo sviluppo delle civiltà e, nel periodo storico che stiamo vivendo, in cui l'uomo presume, con la scienza e con la tecnologia, di essere libero dai condizionamenti della natura, i moderni sistemi di produzione entrano in crisi quando costretti a misurarsi con i problemi connessi all'uso del patrimonio idrico. Secondo il Programma per l'Ambiente delle Nazioni Unite l'acqua dolce sarà il problema del terzo millennio.

L'acqua è destinata a diventare, per la maggior parte delle regioni della Terra, la risorsa naturale critica per eccellenza. Il problema dello squilibrio tra offerta e domanda di acqua è destinato ad esplodere in modo rilevante nel prossimo futuro. Per tale motivo occorre prevedere una nuova politica di gestione delle risorse idriche secondo una nuova visione che impone all'acqua un elevato valore economico. A questo proposito più di ogni altra forma di intervento appare oggi essenziale, per razionalizzare l'uso dell'acqua, agire mediante la leva del prezzo. In questo contesto, per esempio, il consumo domestico di acqua potabile al di sopra di certi livelli può essere considerato un vero e proprio bene di lusso, così come lo è un'automobile di grossa cilindrata.

L'acqua, fonte di vita, ma anche dispensatrice di distruzione. Con essa l'uomo si è sempre misurato perché di essa ha bisogno. Città, paesi e gruppi di case o cascine isolate sono sorti sulle rive dei fiumi per rendere più facili gli approvvigionamenti idrici e l'eliminazione dei rifiuti. Occorre avvicinarsi al fiume per ricavare acqua destinata all'irrigazione, per far girare la ruota di un mulino (**fig. 2.51**), per alimentare una rete di canali in grado di giungere ai lavatoi sparsi sul territorio.

Ancora oggi occorre avvicinarsi ai fiumi per utilizzare acqua per fini diversi e tutti di importanza strategica: potabile, irrigui, idroelettrici, industriali,... Per viaggiare, bisogna attraversare i fiumi del fitto reticolo idrografico delle nostre regioni. Ma le alluvioni dimostrano quanto sia pericolosa per l'uomo (le infrastrutture, le case, le produzioni; **fig. 2.52**) la vicinanza con l'acqua. L'utilizzo dell'acqua è tanto meno costosa, ma più pericolosa, quanto più si è vicini ad essa.

L'acqua degli stagni, dei laghi, dei fiumi costituisce un bene ambientale prezioso, non solo per il valore che essa stessa è in grado di esprimere quale elemento fondamentale della natura, ma anche perché rappresentativa dell'intero ambiente terrestre. Le caratteristiche dell'acqua che scorre in un fiume o che stagna in un lago sono il risultato finale di un complesso di fenomeni che, nel loro insieme, caratterizzano tutto il territorio del bacino imbrifero. La qualità dell'acqua che scorre in un fiume è lo specchio della qualità ambientale del suo bacino; ma tutto il territorio è un "puzzle" di bacini. La tutela dell'acqua è quindi tutela di tutta la natura.



Fig. 2.51 - Un vecchio mulino che sfruttava le acque del fiume Siene in Toscana. Si tratta di un esempio di utilizzo delle acque per produrre "forza motrice".



Fig. 2.52 - In occasione delle più intense manifestazioni idrometeorologiche si possono verificare gravi fenomeni di dissesto idrogeologico. In questa immagine si osserva un ponte autostradale sul torrente Malone (in provincia di Torino) in gran parte "spazzato" dall'alluvione del 1992.

Ogni nazione sfrutta le risorse di cui dispone, ma la loro gestione dipende dalla lungimiranza e dall'intelligenza dei politici e degli amministratori. L'Italia dispone di molta acqua. La precipitazione media annua europea è pari a ~ 650 mm. In Italia poche località registrano precipitazioni di 600 ÷ 700 mm; la media italiana è decisamente superiore, con un valore annuo di quasi 1.000 mm, ma vi sono zone dove le piogge sono abbondanti quasi quanto nelle aree geografiche più piovose del pianeta.

Nelle Alpi orientali si hanno valori vicini a 3.000 mm; sulle Alpi del Piemonte Nord - orientale si riscontrano precipitazioni medie annue vicine a 2.500 mm (1.500 mm la media delle Alpi italiane). Nonostante questa ricchezza e la buona distribuzione media delle piogge nell'anno (ad eccezione delle isole e della porzione meridionale della penisola), in Italia si può aver sete, patire le siccità, morire nelle alluvioni e far sparire dei fiumi.

SCHEDA 2.13 - Equilibrio acido - base nell'acqua

Abbiamo studiato la molecola d'acqua (figg. 2.1 e 2.26). In un litro d'acqua sono presenti $\sim 3,3 \cdot 10^{25}$ molecole. Se quell'acqua è pura (senza sostanze in soluzione) ed alla temperatura di 25°C , circa la decima di miliardesima ($1/10^{10}$) parte di essa si dissocia. Siccome il numero totale di molecole presenti in un litro d'acqua è enorme, anche se la frazione è estremamente piccola, il risultato finale è ancora un numero grande (oltre 3 milioni di miliardi). La dissociazione della molecola d'acqua avviene con il "distacco" di un atomo di idrogeno che si allontana privo del suo elettrone: è un protone, cioè una particella con una carica positiva (e^+); esso è un catione (ione positivo), detto **ione idrogeno (H^+)**. L'elettrone rimane sulla porzione restante della molecola dissociata, composta dall'atomo di ossigeno e dall'altro atomo di idrogeno; questo elettrone in più conferisce una carica negativa (e^-) alla residua coppia di atomi che quindi assume le caratteristiche di un anione (ione negativo), detto **ione ossidrilico (OH^-)**. Riassumendo si dice che l'acqua è un *elettrolita debole* che si dissocia secondo l'equazione:



In un litro d'acqua pura sono presenti 30 milioni di miliardi di ioni idrogeno ed altrettanti di ioni ossidrilici. È un equilibrio modificabile con l'aggiunta di particolari sostanze solubili. L'acido cloridrico (HCl) è utilizzato anche fra le pareti domestiche. Introducendo alcuni grammi di quella sostanza (che anch'essa si dissocia liberando altri ioni idrogeno) in quel litro d'acqua il numero di ioni idrogeno può aumentare anche di alcune centinaia di volte, mentre quello di ioni ossidrilici diminuisce dello stesso ordine di grandezza. Un effetto opposto si otterrebbe con l'ammoniaca (NH_3). O con l'idrossido di sodio (NaOH). Variando di 10, 100, 1.000,.... volte la quantità di ioni idrogeno nel litro d'acqua, comunque il loro numero rimane sempre una frazione piccolissima rispetto al volume totale. Eppure ciò influisce in modo determinante sulle caratteristiche dell'acqua.

Quando si parla di acqua, in natura, quasi mai si tratta del composto H_2O puro; quasi sempre si ha a che fare con soluzioni acquose, cioè acqua (solvente) con presenza di sostanze diverse (soluti) sciolte in essa. Persino l'acqua piovana contiene sostanze che le gocce raccolgono attraversando l'atmosfera; le sorgenti più pure contengono comunque sali minerali (per esempio le acque oligominerali). L'acqua del mare contiene mediamente circa 35 g di sali per ogni litro (tab. 2.2), mentre le acque dolci sono così denominate semplicemente perché contenenti una minore quantità più o meno degli stessi sali.

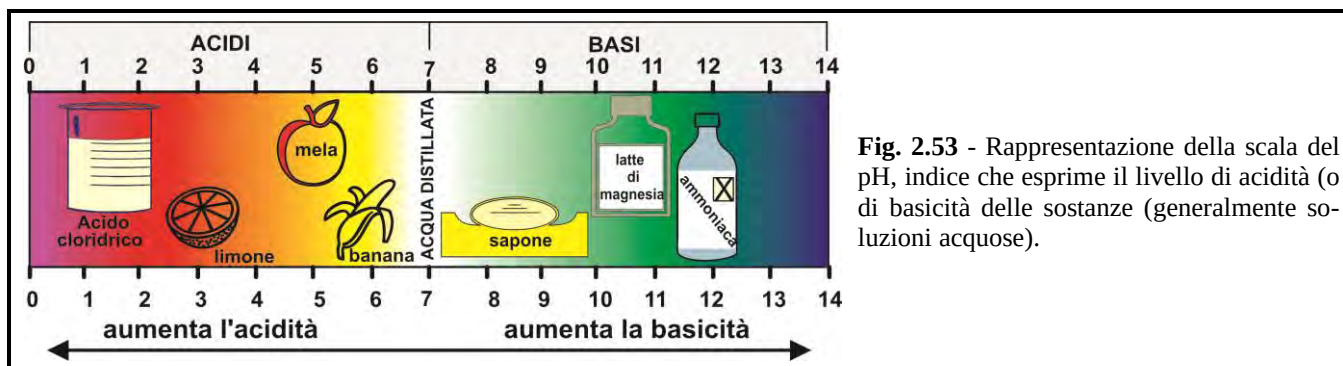


Fig. 2.53 - Rappresentazione della scala del pH, indice che esprime il livello di acidità (0 di basicità delle sostanze (generalmente soluzioni acquose).

La presenza di varie sostanze nell'acqua può determinare equilibri chimici diversi da quelli dell'acqua "pura", in particolare per quanto riguarda la concentrazione di ioni H^+ ed OH^- . Questi equilibri sono descritti mediante un indice numerico (**pH**; "*pi-acca*"), il cui valore è espresso in base alla concentrazione $[\text{H}^+]$. Quando la soluzione acquosa presenta un equilibrio chimico paragonabile a quello dell'acqua pura, quando cioè la quantità di ioni idrogeno è pari a quella caratteristica dell'acqua distillata alla temperatura di 25° , vale $\text{pH} = 7$, che esprime condizioni di neutralità. Per valori inferiori a 7 la soluzione è acida; per valori superiori a 7 la soluzione è basica (fig. 2.53). L'acido cloridrico succitato è in realtà una soluzione di acqua con acido cloridrico molto acida (bassi valori del pH); sono soluzioni acide (seppure in misura minore) anche il succo di limone e l'aceto. Al contrario una soluzione con ammoniaca è basica. Le sostanze acide e basiche (che in soluzione abbassano o alzano il valore del pH) hanno comportamento chimico opposto, neutralizzandosi vicendevolmente. Aggiungendo acido cloridrico all'acqua il valore del pH si abbassa fino a valori anche inferiori a 4; aggiungendo successivamente ammoniaca si può far ritornare il pH al anche fino a condizioni di basicità. Se l'acidità dello stomaco è eccessiva è possibile assumere del bicarbonato (una sostanza basica) al fine di correggere (aumentandolo) il valore del pH, fino ad una condizione meno acida.

Le acque che circolano nel terreno (e che lo mantengono più o meno umido) sono ricche di sostanze disciolte; tali acque sono soluzioni complesse e quindi caratterizzate da un determinato pH. Anche i terreni possono essere classificati come acidi, neutri o basici e come tali più o meno adatti ad ospitare forme vegetali diverse.

Il pH di una soluzione viene determinato con diversi indicatori, fra i quali i più noti e diffusi sono le cartine di tornasole; sono sottili strisce di carta che, immerse in soluzione, assumono colorazioni diverse in funzione del pH. Oggi la tecnologia mette a disposizione precisi strumenti, detti *pi-accametri*, muniti di un elettrodo che, immerso in soluzione, permette la lettura dei valori del pH con precisione fino alla seconda cifra decimale.

Nei processi biologici è importante che il pH dei liquidi rimanga entro limiti ristretti. Il corretto funzionamento del sangue umano come mezzo di trasporto dell'ossigeno deve rimanere prossimo a 7,4 nonostante il metabolismo cellulare riversi nel sangue stesso numerosi cataboliti in grado di modificarne il pH. In ogni individuo vi è una differenza di appena 0,02 unità di pH tra sangue venoso e sangue arterioso nella grande circolazione; il sangue è in grado di "tamponare" gli apporti di sostanze diverse che tenderebbero a modificare il pH. Le soluzioni che contengono sostanze in grado di attenuare gli effetti sul pH determinati dalla presenza di altre sostanze con reazione acida o basica, vengono dette **soluzioni tampone**.

Nelle acque continentali la CO_2 è presente perché in esse si scioglie dall'atmosfera; vi giunge portata dalla pioggia e dal dilavamento del terreno, soprattutto quando ricco di sostanze organiche e di organismi; una parte di anidride carbonica deriva dai processi metabolici degli organismi acquatici. Una piccola quantità della CO_2 disciolta reagisce con l'acqua dando acido carbonico (H_2CO_3), favorendo una diminuzione del pH. Nei suoli ricchi di sostanza organica ed in conseguenza dei processi metabolici degli organismi detritivori, l'acqua viene arricchita di CO_2 e si acidifica riuscendo a sciogliere più efficacemente il carbonato di calcio che costituisce le porzioni calcaree del sottosuolo, cioè della roccia madre su cui è appoggiato il suolo. In questo modo alle acque dei torrenti, dei fiumi e dei laghi giungono acque più ricche di carbonati e bicarbonati. Le acque continentali sono più ricche di anidride carbonica se i terreni circostanti sono di natura calcarea e se, come si verifica nei climi più umidi, sono coperti da una ricca vegetazione con suoli profondi e produttivi.

Se si aggiunge acido ad una soluzione, si riduce il pH. Anche in natura si verificano "aggiunte" di acido negli ambienti acquatici a causa di inquinamenti (per es. piogge acide). L'aggiunta di acido in un ecosistema acquatico produce variazioni del pH in parte attenuate. Infatti se l'acido tende ad abbassare il pH, ciò rappresenta una sorta di "tentativo" di spostare l'equilibrio verso una situazione di acidità. Ma ciò comporta la soluzione dei carbonati eventualmente presenti (generalmente poco solubili in acqua neutra) che esercitano un effetto opposto all'acido. È come se l'acido che viene aggiunto venisse consumato per trasformare i carbonati riuscendo così a modificare il pH di molto poco. Per questo motivo i carbonati nelle acque continentali esercitano un effetto tamponante, finché sono presenti; una volta consumati, se le immissioni di acido continuano, le acque si acidificano velocemente, e il pH può abbassarsi a valori inferiori all'intervallo 6,0 - 8,5 entro il quale possono svilupparsi le forme viventi. Inoltre l'acidificazione delle acque favorisce la soluzione di sostanze insolubili con valori di pH vicini alla neutralità; alcune di queste sono sali di metalli nocivi per gli organismi.

SCHEDA 2.14 - Origini dell'acqua sulla Terra



L'origine dell'acqua sulla Terra è una questione molto dibattuta, in quanto si confrontano diverse teorie, tutte interessanti e plausibili. La posizione della Terra nel Sistema Solare dovrebbe implicare una situazione di secchezza molto pronunciata. In altre parole la Terra avrebbe dovuto nascere totalmente "asciutta" o quasi; oggi invece il nostro pianeta è coperto per il 70% da oceani. Proponiamo le teorie diffuse.

Origine esogena: acqua dalle comete e asteroidi

Secondo questa teoria, una delle più accreditate, l'acqua è arrivata da corpi celesti, quali asteroidi e comete. Secondo Francis ALBARÈDE (2009) l'acqua è arrivata tempo dopo la formazione della Terra, attraverso un forte bombardamento di asteroidi giganti, quindi con dimensioni tali da contenere significative porzioni liquide. Analogamente Alessandro

MORBIDELLI, Rodney GOMES, Kleonemis TSIGANIS e Harold F. LEWINSON proposero il *Modello di Nizza*, che spiega come l'evoluzione delle traiettorie di alcuni pianeti del Sistema Solare (Giove, Saturno, Urano, Nettuno), in seguito all'interazione con un disco di planetesimi ghiacciati, abbia comportato un flusso di asteroidi ricchi d'acqua verso la Terra. Anche l'interazione con le comete, composte in gran parte da ghiaccio, ha contribuito all'apporto di acqua sulla Terra.

Origine endogena: degassamento del mantello

Secondo William RUBEY (195) fu uno dei primi a sostenere che l'acqua non è arrivata dallo spazio o almeno non solo, ma era già presente nella crosta e nel mantello, ovvero contenuto nelle rocce. La formazione dei pianeti è conseguenza dell'aggregazione, per gravità, dei materiali che, in origine, orbitavano intorno al sole. Tali materiali avevano composizione e dimensioni molto variabili, dalla quella minuta della polvere a quelle molto grandi degli asteroidi giganti. Tra questi materiali erano presenti anche planetesimi molto freddi ricchi di fluidi congelati tra i quali anche l'acqua in proporzioni significative. Con il calore del nucleo, con quello sviluppato nel mantello per il decadimento di materiali radioattivi ed i consistenti movimenti tettonici e quindi con la conseguente forte attività vulcanica, l'acqua è stata rilasciata sotto forma di gas e vapore attraverso le eruzioni (degassamento), condensandosi poi per formare gli oceani. A sostegno di tale ipotesi è la scoperta di Steven JACOBSEN (2014) sulla presenza di enormi serbatoi d'acqua intrappolati nelle rocce a 600 km di profondità.

Teoria della nebulosa solare

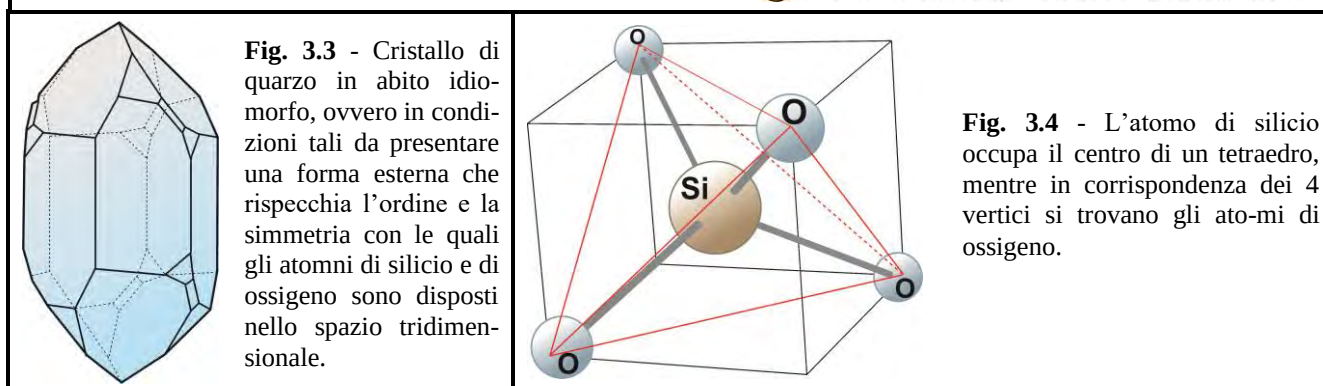
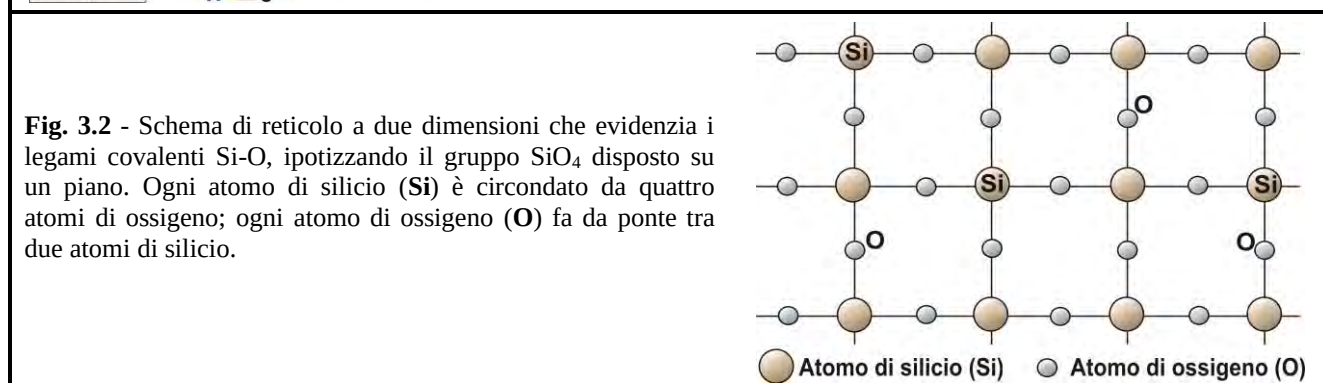
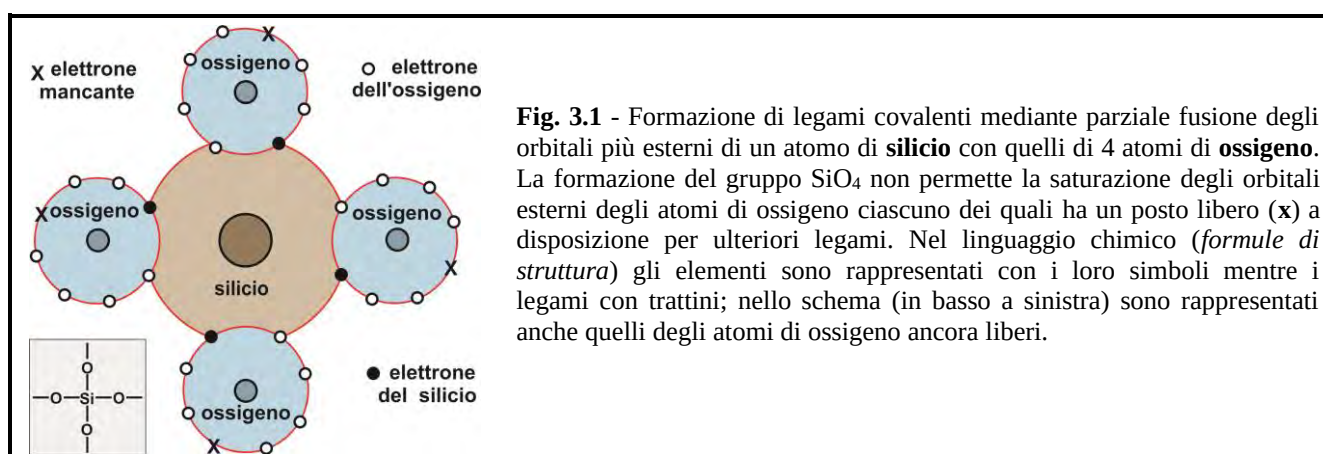
Jun WU e collaboratori (2018) sono partiti dall'origine del Sistema Solare, inizialmente una nebulosa ruotante su stessa, formata da materiali diversi per dimensioni e composizione chimica, ma prevalentemente da gas, tra i quali abbondante idrogeno. L'aggregazione di materiali pre gravità che ha portato alla formazione della Terra, ha comportato anche l'incorporamento di quantità significative di idrogeno, presente anche nell'atmosfera primitiva. Gli ossidi di ferro presenti nel magma (roccia fusa) avrebbe reagito con l'idrogeno con conseguente formazione di acqua.

Nessuna delle teorie sopra illustrate è più importante delle altre e probabilmente la presenza di acqua sul nostro pianeta dipende da diverse cause. Morbidelli spiega come lo spazio abbia "bombardato" la Terra di vita e acqua, tanto che forse la metà di tutta quella attualmente presente proviene dallo spazio (Ziliang JIN e Maitrayee BOSE, 2019); altri come Jacobsen ci ricordano che il nostro pianeta è, fin dalle sue origini, una spugna minerale capace di trattenere oceani invisibili nelle sue profondità, mentre altra acqua si forma da processi chimici derivanti dalla presenza di idrogeno, tra l'altro l'elemento più abbondante nell'Universo.

3 - LA CHIMICA DEL SILICIO

3.1 - Il legame silicio - ossigeno

Il silicio e l'ossigeno costituiscono insieme il 74 % della massa e quasi il 95 % del volume della litosfera. Il silicio ha numero atomico 14; nel nucleo sono presenti 14 protoni (ed altrettanti neutroni) e 14 elettroni esterni distribuiti su tre livelli energetici, dei quali il più interno è saturo con 2 elettroni e quello intermedio con 8; anche il guscio più esterno potrebbe essere saturato con 8 elettroni, ma in esso ve ne sono solo 4. Rimangono quindi 4 spazi disponibili. Il comportamento chimico dell'atomo di silicio è condizionato dalla tendenza ad assumere altri 4 elettroni per saturare il guscio esterno. L'atomo di ossigeno ha numero atomico 8; due elettroni saturano il guscio interno, mentre gli altri 6 occupano quello esterno, che può essere saturato con altri due. La **fig. 3.1** illustra i legami covalenti Si-O. I gusci elettronici esterni del silicio e di 4 atomi di ossigeno si fondono parzialmente. In questo modo il silicio avrà soddisfatta l'esigenza di possedere, in quel guscio, un otetto elettronico completo. Gli atomi di ossigeno invece non raggiungono ancora il miglior equilibrio, dato che nel loro guscio esterno sono presenti 7 elettroni; ne manca ancora uno per la saturazione. L'unione di un atomo di silicio con quattro di ossigeno può essere rappresentata mediante l'espressione chimica " SiO_4 ".

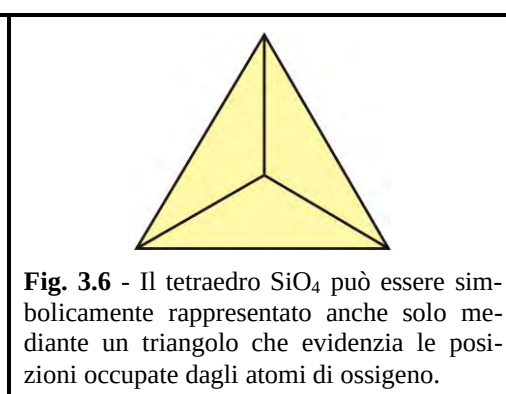
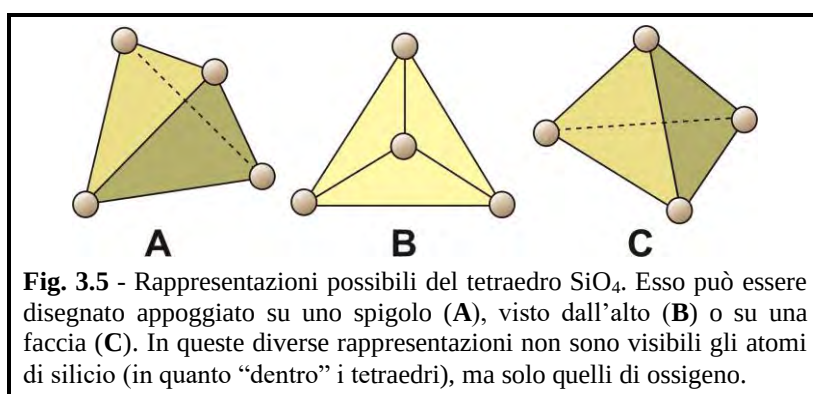


Ogni atomo di ossigeno del gruppo SiO_4 , per acquisire il miglior equilibrio chimico, si lega ancora con un altro atomo per saturare il livello energetico più esterno. Il risultato è la formazione di legami covalenti con altri atomi di silicio come indicato approssimativamente in **fig. 3.2**. Ogni atomo di ossigeno fa da ponte fra due atomi di silicio; il silicio è sempre circondato da 4 ossigeni. Contando il numero di atomi dei due elementi in tale

struttura, si constata che l'ossigeno è in numero doppio rispetto al silicio. Questo composto ha dunque formula SiO_2 e viene detto biossido di silicio o **silice**. Un esempio è il **quarzo**, minerale che (allo stato idiomorfo) si presenta con forme simili a quella indicata in **fig. 3.3**, rispecchiando l'ordine e la simmetria con cui gli atomi si dispongono nello spazio a formare il reticolo cristallino.

In **fig. 3.2** la struttura è disposta su un piano, si sviluppa su due dimensioni, manca di "spessore". Inoltre il cristallo di quarzo ha una simmetria che ricorda quella dell'esagono, solido non compatibile con la **fig. 3.2**. Negli schemi riportati in **figg. 3.1** e **3.2** l'angolo di legame Si-O è pari a 90° ; invece gli atomi di ossigeno tendono a sistemarsi in posizioni fra loro più distanti possibile. Per soddisfare questa condizione occorre che l'angolo di legame Si-O sia di poco superiore a 105° . In realtà l'atomo di silicio occupa il centro di un **tetraedro** i cui vertici sono occupati dai 4 ossigeni (**fig. 3.4**).

Nella **fig. 3.5** sono riportati diversi schemi per una migliore comprensione della simmetria del tetraedro. Se il gruppo SiO_4 non è disposto su un piano, ma costituisce una figura a tre dimensioni, l'unione di più tetraedri, che si dispongono nello spazio mettendo in comune i vertici, porta ad un reticolo cristallino diverso da quello rappresentato in **fig. 3.2** e caratterizzato dalla complicazione che presuppone la terza dimensione. È importante sottolineare che la forma di tetraedro SiO_4 è la caratteristica più importante della silice e di numerose altre sostanze composte da silicio e ossigeno. Spesso, data la complessità delle strutture cristalline, il tetraedro viene rappresentato come se fosse visto dall'alto (**B** in **fig. 3.5**), oppure come un semplice triangolo (**fig. 3.6**).



3.2 - I silicati

Il dominio minerale è formato da numerosi composti, con predominanza (92 %) di quelli costituiti da silicio e da ossigeno, spesso insieme ad altri elementi in diverse proporzioni; altre sostanze sono relativamente rare (**scheda 3.1**). Questi composti sono i **silicati**, che hanno, come carattere principale, una struttura cristallina che dipende dal modo con cui i tetraedri SiO_4 sono disposti nello spazio. Ciò porta ad una vasta serie di reticoli cristallini nei quali vi sono più o meno numerose posizioni occupate da atomi di altri elementi ed in particolare i metalli più abbondanti sulla Terra (ferro, alluminio, calcio, sodio,...).

La silice è un silicato particolare nella cui struttura cristallina non vi è praticamente spazio per elementi diversi dalla coppia silicio - ossigeno. All'opposto vi sono silicati in cui la presenza di elementi metallici è molto importante. I silicati possono essere classificati sulla base del rapporto **SiO_4 /metalli**, oppure sul modo con cui i tetraedri si uniscono fra loro o sui caratteristici fisici dei minerali, compreso il loro aspetto esterno nello stato idiomorfo. La classificazione dei silicati tiene conto di un insieme di criteri; quello più importante si basa sulla struttura del reticolo cristallino; questo assume simmetrie diverse a seconda di come si dispongono nello spazio i gruppi SiO_4 . I silicati si possono suddividere in grandi famiglie:

- **nesosilicati (monosilicati);**
- **sorosilicati (disilicati);**
- **trisilicati, tetrasilicati, pentasilicati;**
- **ciclosilicati;**
- **inosilicati (polisilicati);**
- **fillosilicati;**
- **tettosilicati.**

NESOSILICATI. I gruppi SiO_4 sono isolati; gli ossigeni ai vertici dei tetraedri sono legati a metalli diversi dal silicio. Ogni tetraedro è collegato agli altri non direttamente, ma da atomi (prevalentemente Fe e Al) che fanno da ponte fra i vertici dei tetraedri. Esempi: *zircono*, *sillimanite*, *topazio*, *granati*, *olivine*, ecc... Sono minerali nel

cui reticolo cristallino vi è molto spazio per i metalli (**il più basso rapporto $\text{SiO}_4/\text{metalli}$**) per i quali, non essendovi atomi di ossigeno in comune fra i tetraedri, vale il rapporto numerico **$\text{Si}:\text{O} = 1:4$** .



Cristallo di topazio (nesosilicato)

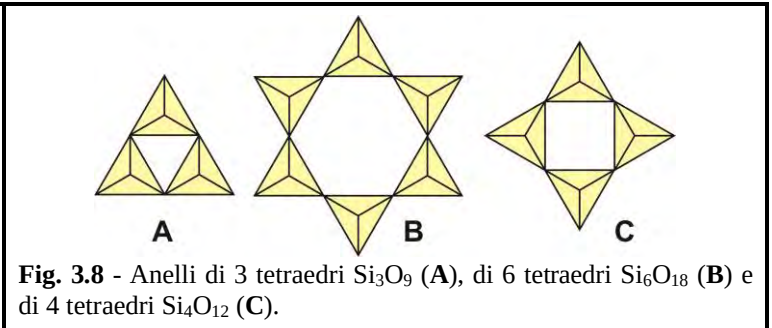
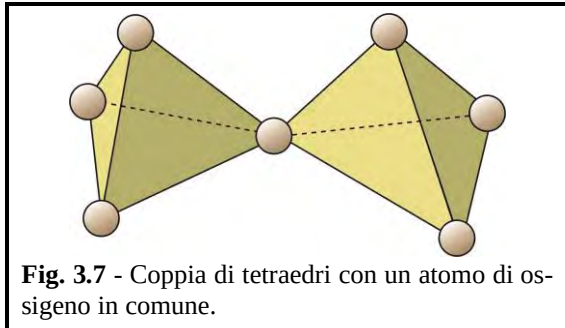


Cristalli di granato (nesosilicato)



Cristalli di olivina (nesosilicato)

SOROSILICATI. I gruppi SiO_4 sono a coppie; un ossigeno costituisce un vertice comune a due tetraedri (Si_2O_7 ; **fig. 3.7**) dove sei atomi di ossigeno si legano ad atomi metallici (Al, Ca, Mg,...) che fanno da ponte con altre coppie di tetraedri. Esempi: *vesuviana* e minerali del gruppo degli *epidoti*. Nel reticolo cristallino vi è meno spazio per i metalli, ma il **rapporto $\text{SiO}_4/\text{metalli}$ è ancora basso**; essendovi un atomo di ossigeno su un vertice comune di ogni coppia di tetraedri aumenta il rapporto **$\text{Si}:\text{O} = 1:3,5$** .



TRI - TETRA - PENTA - SILICATI. I gruppi SiO_4 sono uniti in insiemi di tre o quattro o cinque. Sono piccole catene di tetraedri; nel caso dei tetrasilicati, quattro tetraedri formano una breve successione in cui i vertici in comune sono quattro (gruppi Si_4O_{12}). Costituiscono una famiglia rappresentata da pochi minerali.

CICLOSILICATI. Più di tre tetraedri (al massimo sei) sono uniti in spezzoni chiusi ad anello: due ossigeni di ciascun tetraedro formano un ponte (**fig. 3.8**). Dei quattro ossigeni di ogni tetraedro due sono esclusivi mentre gli altri appartengono per metà a ciascuno dei due tetraedri adiacenti; quindi vale il rapporto **$\text{Si}:\text{O} = 1:3$** , superiore ai precedenti silicati. Gli anelli costituiscono gruppi di tetraedri ciascuno con due ossigeni disponibili al legame con atomi metallici (Al, Ca, Mg, K,...) che fanno da ponte con gli anelli vicini; **aumenta il rapporto $\text{SiO}_4/\text{metalli}$** . Esempi: *berillo*, *tormalina*, *dioplasio*,...



Cristalli di vesuviana (sorosilicato)



Cristalli di berillo (ciclosilicato)



Cristalli di dioplasio (ciclosilicato)

INOSILICATI. Costituiti da catene lineari indefinite singole di gruppi SiO_4 (**figg. 3.9 e 3.10**) dove ciascun tetraedro ha due vertici in comune con quelli adiacenti (**$\text{Si}:\text{O} = 1:3$**); oppure le catene possono essere doppie (come due singole adiacenti; **fig. 3.11**) dove i vertici in comune sono in maggior numero (**$\text{Si}:\text{O} = 2,75$**). Le strutture cristalline degli inosilicati sono costituite da catene allineate nella stessa direzione e unite fra loro da

atomi metallici (Ca, Mg, Na, Al,...) che fanno da ponte fra le estremità libere dei tetraedri di catene adiacenti; **aumenta il rapporto $\text{SiO}_4/\text{metalli}$** . Fra i più comuni minerali citiamo *pirosseni* ed *anfibioli* (es. orneblenda). In particolare merita citare l'amianto (**scheda 3.2**).

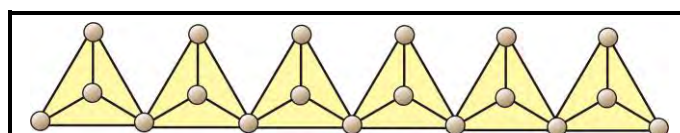


Fig. 3.9 - Semplice catena di tetraedri dove ogni tetraedro ha due vertici in comune con quelli adiacenti.

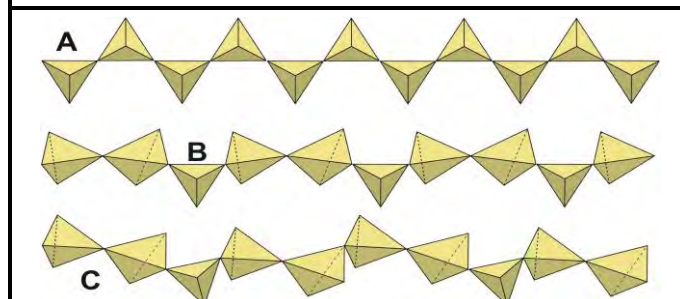


Fig. 3.10 - Esempi di catene semplici (inosilicati).

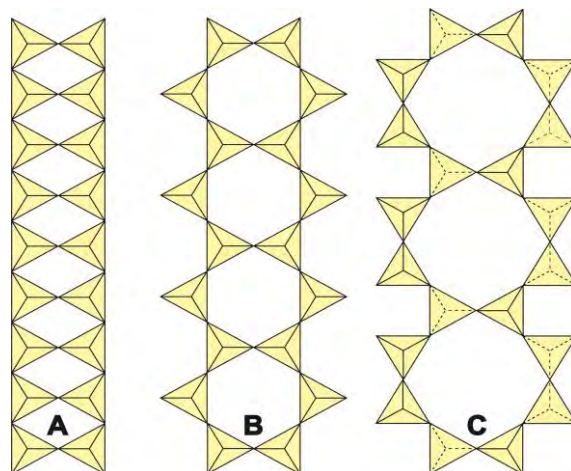
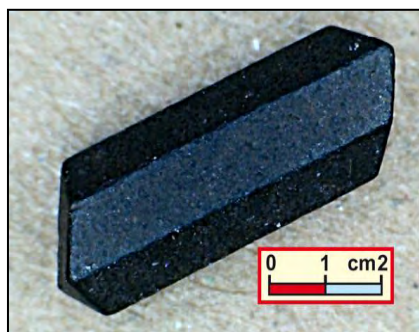


Fig. 3.11 - Catene doppie di tetraedri tipo *sillimanite* (A), *anfibolo* (B) e *xonotlite* (C).

FILLOSILICATI. Tutti i tetraedri mettono in comune tre vertici complanari, formando strati indefiniti (**figg. 3.12 e 3.13**). Ogni gruppo SiO_4 possiede un solo ossigeno esclusivo e tre in comune con i gruppi adiacenti. Diminuisce il rapporto $\text{Si}:\text{O} = 1:2,5$. Ogni piano possiede tanti atomi di ossigeno liberi quanti sono i tetraedri che lo compongono; gli ossigeni liberi si legano con i metalli (prevalentemente Mg e Al) che fanno da ponte con gli strati sovrastanti e sottostanti. Lo spazio per gli atomi metallici si riduce rispetto ai silicati precedenti e rimangono confinati fra gli strati stessi. È **alto il rapporto $\text{SiO}_4/\text{metalli}$** . Esempi: *talco*, gruppi delle *miche* (es. biotite e muscovite), *serpentine*, *cloriti*, *minerali delle argille*,....



Cristallo di pirosseno (inosilicato)



Cristalli di biotite (fillosilicato)



Cristalli di muscovite (fillosilicato)

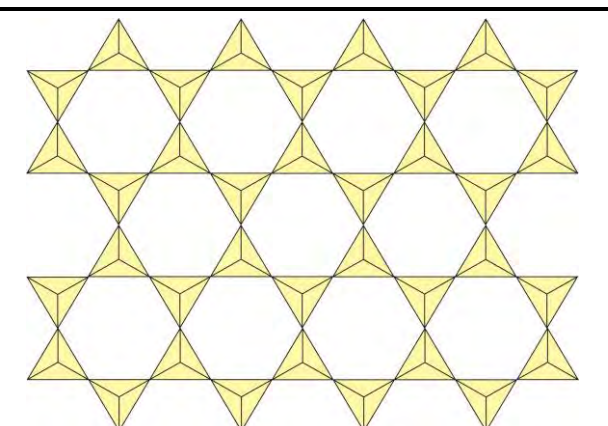


Fig. 3.12 - Strato di tetraedri a maglia esagonale.

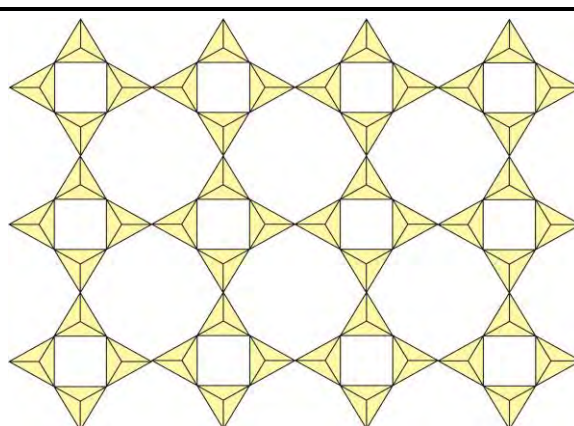


Fig. 3.13 - Strato di tetraedri a maglie quadrate ed esagonali.

TETTOSILICATI. Tutti i tetraedri hanno in comune i quattro vertici, dando origine ad una intelaiatura tridimensionale continua e indefinita. La formula per l'insieme è SiO_2 , con rapporto $\text{Si}:\text{O} = 1:2$, il più basso fra i

silicati. Non vi è teoricamente spazio per atomi metallici; tuttavia alcuni atomi di silicio possono essere sostituiti da atomi di alluminio, alterando la struttura cristallina e consentendo la disponibilità di spazi, seppure limitati, per altri metalli (K, Na, Ca, Mg,...): il **rapporto $\text{SiO}_4/\text{metalli}$ è molto alto**. Esempi: *quarzo*, gruppi dei *feldspati* (es. ortoclasio che è un feldspato potassico ed il plagioclasio che può essere sodico o calcico), dei *feldspatoidi* (es. nefelina), delle *zeoliti*....



Cristalli di quarzo (tettosilicati)



Cristalli di ortoclasio (tettosilicati)

3.3 - Dove si trovano i silicati

Il modo con il quale i tetraedri silicatici si dispongono nello spazio comporta molti tipi di strutture cristalline che, come visto, offrono spazi diversi ad atomi metallici. Questo aspetto è sintetizzato dal rapporto **$\text{SiO}_4/\text{metalli}$** , molto basso nei minerali come i nesosilicati o i sorosilicati e molto alto nei tettosilicati. Si dice che i primi sono “silicati poveri di silice” mentre i secondi hanno un “alto contenuto di silice”. Inoltre i tetraedri si legano fra loro mettendo in comune i vertici. Si va dai nesosilicati, dove ogni ossigeno è legato ad un solo atomo di silicio, ai tettosilicati, dove tutti gli ossigeni sono legati a due atomi di silicio. Pertanto il rapporto numerico **Si/O** va da un minimo di 1/4 nei primi ad un massimo di 1/2 nei secondi.

È importante mettere in evidenza il seguente concetto: *le caratteristiche fisiche di un minerale dipendono soprattutto da quelle del reticolo cristallino che lo compone (schede 3.3 e 3.4)*. Di conseguenza i silicati, pur costituendo tutti un unico insieme di composti, presentano proprietà fisiche e chimiche molto diverse. Ciò non stupisce dato che abbiamo appena constatato come siano molto diverse le strutture cristalline delle famiglie di minerali che compongono i silicati stessi.

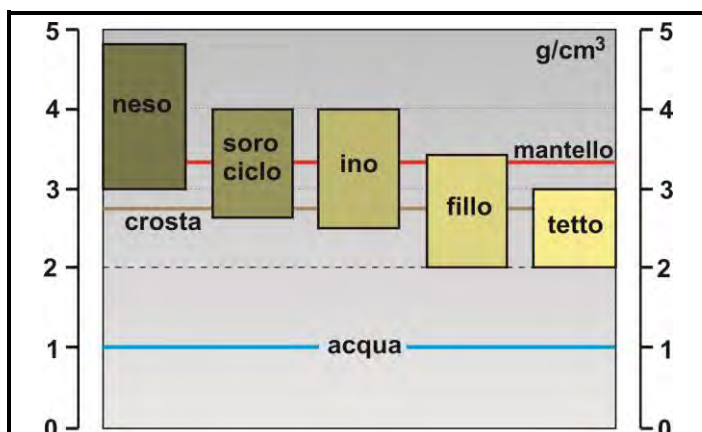


Fig. 3.14 - Rappresentazione degli ambiti di densità (espressa in g/cm^3) delle principali famiglie dei silicati a confronto con quelle dell'acqua, della crosta e del mantello superiore.

Una importante proprietà fisica è la **densità**: rapporto tra massa e volume di un determinato corpo ($\text{kg}/\text{dm}^3 = \text{g}/\text{cm}^3$). Ogni famiglia di silicati è costituita da numerosi minerali, ciascuno con caratteristici valori di densità. Tuttavia, per linee generali, sono possibili alcune considerazioni (**fig. 3.14**):

- la densità diminuisce all'aumentare dei rapporti $\text{SiO}_4/\text{metalli}$ ed Si/O ;
- i nesosilicati più “leggeri” hanno densità paragonabile a quella dei tettosilicati più pesanti.
- i tettosilicati ed i fillosilicati più “leggeri” hanno densità almeno doppia rispetto a quella dell'acqua e intorno al 20 ÷ 30 % inferiore a quella dei nesosilicati più “pesanti”;
- i tettosilicati più “pesanti”, la media dei fillosilicati e i più leggeri fra gli altri silicati (ad

esclusione dei nesosilicati) hanno densità media simile a quella della crosta terrestre;

- nessun tettosilicato ha densità paragonabile a quella del mantello superiore o a quella dei fillosilicati più “pesanti” o, ancora, dei nesosilicati più “leggeri”;

- *i silicati con minore densità* (la maggior parte dei fillosilicati e dei tettosilicati, con elevato contenuto di silicio e di alluminio) *si trovano più frequentemente a costituire la parte superiore della crosta*; essi compongono materiali detti **rocce sialiche** (perché caratteristici del sial, cioè della litosfera; cfr. par. 1.4 del cap. I del presente modulo); ciò non significa che tali minerali non siano presenti, anche se con minore frequenza, a maggiori profondità;
- *i silicati con maggiore densità* (come la maggior parte dei neso-soro-ciclo-silicati e parte degli inosilicati) *si trovano più frequentemente a costituire le porzioni più profonde della crosta e del mantello superiore*; essi compongono materiali detti **rocce femiche** (perché con minore contenuto di silicio e alluminio e con maggiore percentuale dei metalli più “pesanti”, fra i quali il ferro); possono anche trovarsi, ma con minore frequenza, nella porzione superficiale della crosta;
- i minerali sono composti più o meno complessi, soggetti alle leggi della chimica; i silicati si distinguono anche in funzione del comportamento chimico; la presenza di atomi metallici condiziona il chimismo della sostanza conferendo ad essa la tendenza a comportarsi come “base”; pertanto i minerali conferiscono alle rocce che compongono caratteristiche tali da essere suddivise “acide” (sialiche) o “basiche” (femiche).

3.4 - Definizione di roccia

Conviene riproporre alcune definizioni fondamentali della chimica:

- **sostanza elementare**; porzione di materia costituita da un solo elemento; le sostanze elementari sono rarissime in natura; nel dominio minerale vengono dette **elementi nativi**; sono spesso metalli che possono formare piccoli minerali con dimensioni che raramente superano pochi millimetri, ma possono essere anche altri elementi come lo zolfo e il carbonio (grafite e diamante);
- **sostanza composte**; più frequenti in natura rispetto a quelle elementari, ma allo stato puro (o quasi) sono comunque rare; sono la combinazione di due o più elementi e descritte dalle formule chimiche; i minerali che abbiamo citato in questo capitolo sono esempi di sostanze composte piuttosto complesse, ma ve ne sono altre molto più semplici; in natura è possibile rinvenire composti allo stato puro in frammenti con dimensioni molto variabili da frazioni di millimetro fino a qualche centimetro; un classico esempio è rappresentato dai grossi cristalli di quarzo da collezione, cioè SiO_2 allo stato puro (o quasi) che può contenere piccolissime quantità di altri elementi (impurezze) spesso responsabili delle diverse tonalità di colore; anche le gemme sono esempi di sostanze composte allo stato più o meno puro; i granelli di sale da cucina sono piccoli minerali, cioè il composto cloruro di sodio (NaCl) in stato cristallino; l'acqua pura è una sostanza composta che, allo stato solido (cristallino), può essere considerata un minerale;
- **miscuglio**; insieme di sostanze, composte o elementari o di entrambe; se in Natura i materiali costituiti unicamente da un elemento o da un composto costituiscono l'eccezione, i miscugli rappresentano la norma; nel dominio minerale (inorganico) sono quindi rarissimi gli elementi nativi o i minerali isolati; quasi sempre i materiali costituenti l'astenosfera sono insieme di minerali e cioè dei miscugli o, in altri termini, **rocce**.

Una definizione di roccia è la seguente: **massa formata da aggregati di minerali che costituisce parte integrante della crosta o del mantello superiore**. I miscugli sono *miscele* di più individui chimici che possono essere *omogenee* o *eterogenee*. Le prime sono il risultato della mescolanza di due o più sostanze non più distinguibili tra loro nella miscela ottenuta; un esempio è la soluzione acqua - sale da cucina che è quindi un *miscuglio omogeneo*. Quando le diverse sostanze sono distinguibili le une dalle altre, si parla di *miscuglio eterogeneo* (per esempio la miscela cemento - sabbia). La maggior parte delle rocce sono miscele eterogenee: aggregati di minerali diversi, ciascuno dei quali spesso distinguibile dagli altri. Un classico esempio è il granito, roccia costituita da un insieme di minerali silicatici (quarzo, feldspati e miche) che appaiono singolarmente separati e distinguibili per colore e per forma. Miscugli eterogenei come il granito vengono detti **rocce composte**. Anche miscugli omogenei possono dare origine a rocce composte, dove però le diverse sostanze (minerali) sono molto più difficilmente distinguibili o non affatto distinguibili. Le **rocce semplici** sono meno frequenti e sono costituite da un minerale (*essenziale*) che prevale nettamente sugli altri (*accessori*). I minerali accessori sono sparsi in quantità variabili da punto a punto, molto limitate e subordinate rispetto a quello principale. Un esempio è il calcare, una roccia composta prevalentemente dal minerale calcite. Le rocce possono essere classificate in base alla loro origine o alla composizione chimica e mineralogica (quando i cristalli che le compongono sono evidenti). Il chimismo di una roccia consente alcune considerazioni:

- le caratteristiche fisiche e chimiche delle rocce sono la risultante di quelle dei minerali che le compongono; se in una roccia prevale il minerale calcite, essa più di altre, è distruttibile per l'azione dell'acqua che scioglie i carbonati più facilmente rispetto ad altri minerali; una massa rocciosa dove prevalgono i tettosilicati, sarà meno “pesante” di un'altra dove sono più abbondanti i nesosilicati;

- le masse in cui sono assenti i carbonati e dove prevalgono fillosilicati e tetrosilicati (e qualche inosilicato fra i più “leggeri”) sono *rocce sialiche* o a *chimismo acido*, o *ricche di silice*; sono relativamente “leggere” (bassa densità) e pertanto si trovano prevalentemente nelle porzioni superficiali della crosta; anche le rocce carbonatiche sono “leggere” e superficiali, ma sono caratterizzate da un chimismo basico;
- le masse in cui prevalgono silicati a più basso rapporto “ $\text{SiO}_4/\text{metalli}$ ” (neso-soro-ciclosilicati e i più “pesanti” degli inosilicati) sono *rocce femiche* o a *chimismo basico* o *povere di silice*; sono relativamente pesanti (maggiore densità) e pertanto si trovano prevalentemente nelle porzioni profonde della crosta e nel mantello superiore.

SCHEDA 3.1 - Non solo silicati

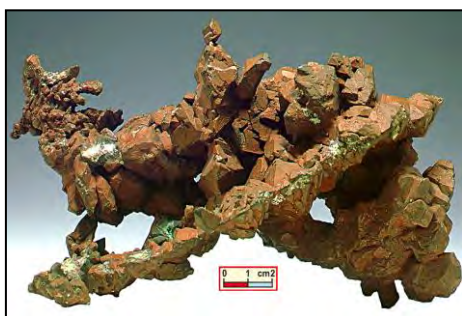
I silicati sono composti dominanti della litosfera. Ma in piccole quantità sono presenti altre sostanze. Nella letteratura mineralogica esistono attualmente circa 2.000 tipi di minerali e altri se ne aggiungono alla media di una decina all’anno. Un numero così alto di specie rende inevitabile la necessità di una catalogazione sistematica. La classificazione cristallografica stabilisce che la specie minerale è definita come insieme di tutti gli individui minerali caratterizzati da un identico motivo strutturale e da una composizione chimica variabile entro limiti definiti, in genere ristretti, in equilibrio termodinamico in particolari condizioni effettivamente realizzate sulla Terra o nei corpi celesti accessibili all’uomo. La principale classificazione cristallografica è stata elaborata dal tedesco Hugo STRUNZ nel 1938 (aggiornata nel 1970 con la *Mineralogische Tabellen* - Lipsia) che propone nove classi che riportiamo con alcuni esempi tra i minerali più noti.

I - ELEMENTI. Si presentano spesso come elementi nativi (**scheda 1.4**). Abbiamo già avuto modo di citare il *diamante* e la *grafite* (cfr. par. 1.6 del cap. I del presente modulo). Esempi: *rame* (sotto forma di cristalli cubici o ottaedrici di colore rossastro) *oro* (rarissimi cristalli in granuli o pagliuzze, spesso diffusi in una matrice di quarzo), *zolfo* (in cristalli piramidali o come impregnazioni e/o incrostazioni da giallo a nero),....

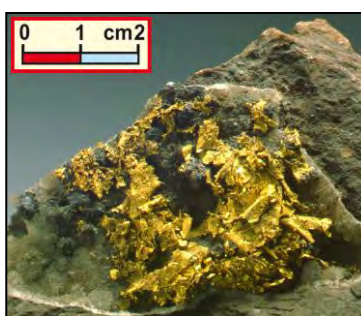
II - SOLFURI. Composti dello zolf. Esempi: *calcopirite* (CuFeS_2) da cui si estrae il rame, *galena* (PbS) il principale minerale per l’estrazione del piombo, *pirite* (FeS_2) utile per la produzione industriale dell’acido solforico,....

III - ALOGENIDI. Esempio: sale da cucina (salgemma, NaCl), *fluorite* (CaF_2) utile per la produzione dell’acido fluoridrico e per l’industria ottica, *silvite* (KCl) importante per la produzione di fertilizzanti,....

IV - OSSIDI E IDROSSIDI. Gruppo costituito da numerosi minerali. Esempi: *cuprite* (Cu_2O) minerale industriale del rame e talvolta tagliata come gemma, *magnetite* ed *ematite* (Fe_3O_4) importanti per l’estrazione del ferro, *corindone* (Al_2O_3) gemma di pregio, *opale* ($\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) una delle pietre preziose di maggior valore, *bauxite* ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) utilizzata per l’estrazione metallurgica dell’alluminio, *limonite* ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$),.... Anche il quarzo (SiO_2) è considerato un ossido, seppure meglio inseribile nella famiglia dei tetrosilicati.



Rame



Oro



Zolfo



Pirite



Salgemma



Fluorite

V - NITRATI, CARBONATI, BORATI. Dopo il gruppo dei silicati è il più numeroso. Esempi: *magnesite* (MgCO_3) fondamentale per l’estrazione del magnesio, *siderite* (FeCO_3) utile per l’estrazione del ferro, *calcite* e *aragonite* (CaCO_3) il

comune carbonato di calcio, *dolomite* (CaMgC_2O_6) caratteristica delle rocce delle Alpi Dolomitiche, *malachite*, borati (*borace* e *colemanite*).

VI - SOLFATI. Fra i più noti citiamo l'*anidrite* (produzione di acido solforico, nell'industria cartaria e come pietra ornamentale per l'architettura di interni ed il *gesso* (materiale che si forma in ambienti evaporitici). Di questo gruppo fanno parte altri minerali più rari come cromati, molibdati e wolframati.

VII - FOSFATI, ARSENIATI, VANADATI. Minerali spesso considerati come gemme e/o per collezioni: *apatite*, *turchese* (fosfati), *mimetite* (arseniato), *tirolite* (arseniato),....

VIII - SILICATI. È il gruppo più importante, suddiviso in diverse famiglie, come ampiamente illustrato in questo capitolo.

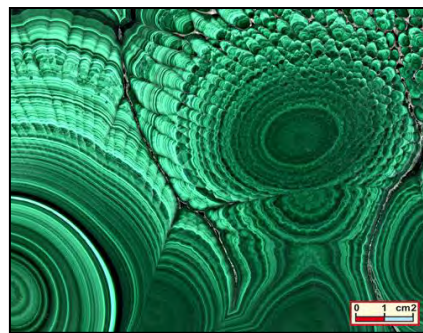
IX - SOSTANZE ORGANICHE. Nel campo mineralogico sono poco importanti, fra i quali si possono ricordare la *whewellite* e l'*ambra*.



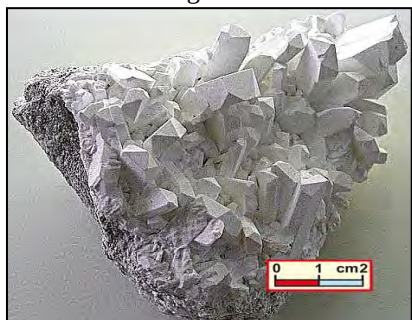
Magnetite



Calcite



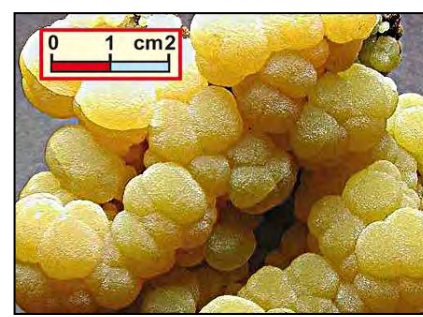
Malachite



Borace



Gesso



Mimetite

SCHEDA 3.2 - L'amianto

L'amianto (o asbesto) è un pirosseno relativamente comune in Natura. È un insieme di minerali a forma di microfibre. Grazie soprattutto alle sue capacità di isolante termico, fu utilizzato in passato come materiale per indumenti ed oggetti ignifughi, misto a cemento per l'isolamento degli edifici (il famoso **Eternit**), navi, treni e auto.



Fibre di amianto al microscopio.

Le fibre di asbesto sono molto più sottili di un capello. La loro lunghezza può arrivare a 50 μm (0,05 mm) con un diametro di 0,5 μm (0,0005 mm). Fibre di tali dimensioni possono giungere sino agli alveoli polmonari. Il materiale depositato nelle vie respiratorie può indurre un'inflammatione cronica detta **asbestosi**. Il sistema immunitario riconosce il corpo estraneo (la fibra) ed inizia ad attaccarla, ma senza successo. Questo comporta la cronicizzazione del processo, ovvero l'instaurarsi di un equilibrio di fenomeni di distruzione (dovuta dallo stesso sistema immunitario, stimolato dall'agente estraneo) e riparazione tissutale. Tale processo causa la perdita del tessuto nativo polmonare elastico, che viene sostituito da un ben più rigido tessuto fibroso, con conseguente perdita di capacità respiratoria e nascita di sindromi respiratorie.

Altra patologia, ben più grave e spesso conseguente alla prima, è il **mesotelioma**. È una forma di tumore molto aggressiva che arriva a coinvolgere anche le pleure che rivestono i polmoni. La causa è da attribuirsi alla capacità delle fibre di asbesto di comportarsi come potenti attivatori di recettori della crescita cellulare.

Dal 1992 in Italia è stato vietato l'uso di amianto (così come in molti paesi). Attualmente si opera per eliminare o mettere in sicurezza il materiale ancora presente. Ma ancora oggi il pericolo di trovarsi un tetto in eternit sulla testa è ben presente. È bene quindi controllare ed accertarsi dell'assenza o messa in sicurezza degli ambienti in cui viviamo.

3.3 - Esempi di diagrammi di stato

I passaggi di stato solido-liquido-gas dipendono non solo dalla temperatura, ma anche dalla pressione; in linea di massima all'aumentare di questa aumenta la temperatura per il passaggio da uno stato ad un altro più disordinato. Ciò spiega il motivo per cui in alta montagna, dove la pressione dell'aria è inferiore, l'acqua entra in ebollizione ad una temperatura più bassa rispetto a quanto accade in pianura. Un corpo, costituito da una data sostanza, e quindi con una data massa, occupa meno volume allo stato solido che allo stato liquido; la densità del primo è maggiore del secondo: un pezzo di ferro solido affonda nel ferro fuso. A questa regola fa eccezione l'acqua, dato che su di essa il ghiaccio galleggia invece di affondare come succede per le altre sostanze.

Tali aspetti sono ben spiegati dai diagrammi di stato. Sono rappresentati sulla base di valori determinati sperimentalmente in laboratorio per quasi tutte le sostanze, ivi comprese quelle che compongono il dominio minerale. Riportiamo tre esempi fra i più semplici, con l'obiettivo di ribadire l'importanza delle condizioni ambientali (soprattutto pressione e temperatura) nel determinare le diverse fasi di una sostanza.



Cristallo di diopside

Diopside. La diopside è un pirosseno (inosilicato) con formula chimica $\text{CaMgSi}_2\text{O}_6$. È un minerale che, allo stato idiomorfo, si presenta con cristalli prismatici a sezione quasi quadrata o ottagonale, spesso di colore verde chiaro, azzurro, biancastro, giallastro o brucicco (densità $3,2 \div 3,3 \text{ kg/dm}^3$). Il diagramma di stato della diopside è rappresentato in **fig. 3.15**, dove non viene rappresentato il campo della fase gassosa, per l'impossibilità, in laboratorio, di sperimentare temperature così elevate per il passaggio liquido - gas. La temperatura di fusione di questo silicato a pressione standard (1 atmosfera) è pari $1.391,5^\circ\text{C}$. All'aumentare della pressione aumenta la temperatura di fusione, tanto che la curva di equilibrio solido - liquido ha una inclinazione inferiore a 90 gradi.

Silicato di alluminio. Il silicato di alluminio ha formula chimica Al_2SiO_5 , nesosilicato che, a seconda della disposizione che assumono nello spazio i tetraedri e gli atomi metallici nel reticolo cristallino, può presentarsi in tre forme distinte: *cianite* (cristalli tabulari allungati con densità $3,7 \text{ kg/dm}^3$), *andalusite* (cristalli prismatici tozzi a sezione quadrata; $3,1 \text{ kg/dm}^3$) e *sillimanite* (cristalli aciculari, senza terminazioni distinte; $3,2 \text{ kg/dm}^3$). Sono tre minerali distinti, pur se costituiti dallo stesso composto. È un caso di polimorfismo simile a quello diamante/grafite (fisicamente molto diversi seppure entrambi costituiti unicamente carbonio). Lo stesso insieme di atomi di silicio, ossigeno ed alluminio si organizza nello spazio a costituire tre diversi reticoli cristallini; sono nesosilicati con uguale composizione chimica, ma con caratteristiche fisiche diverse.

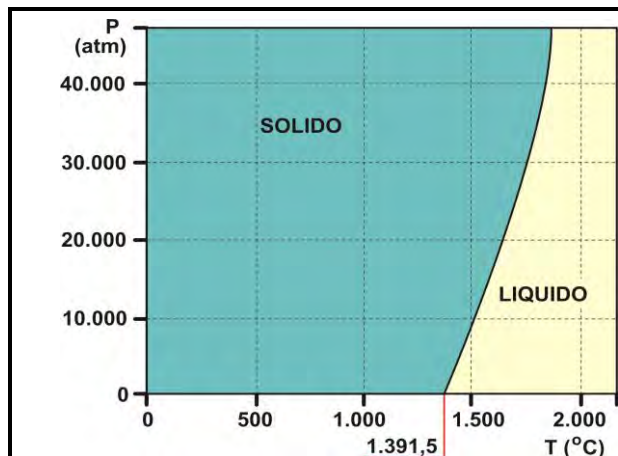


Fig. 3.15 - Diagramma di stato pressione/temperatura della **diopside**.

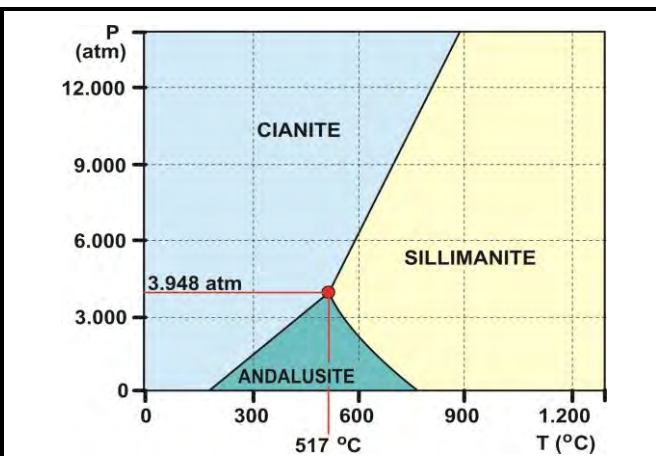


Fig. 3.16 - Diagramma di stato pressione/temperatura del **silicato di alluminio** (Al_2SiO_5).

La **fig. 3.16** illustra il diagramma di stato del silicato di alluminio. Non sono rappresentate le fasi liquido (la fusione della sillimanite è un processo complicato che avviene, a partire da temperature superiori a 1.500°C , in momenti diversi e con prodotti intermedi) e gassoso (il passaggio allo stato di gas richiederebbe temperature troppo elevate, non riscontrabili in natura e non riproducibili in laboratorio).

Le linee che rappresentano le curve di equilibrio delimitano le condizioni di temperatura e di pressione entro le quali possono esistere le diverse fasi cianite, andalusite e sillimanite. Per esempio a 2.000 atm di pressione, l'andalusite può esistere con temperature comprese tra 350 e 650°C . A 400°C la cianite può esistere a pressioni superiori a 2.500 atm .

Se la pressione è di poco inferiore a 1.000 volte la pressione dell'aria il silicato di alluminio allo stato fuso, con il diminuire della temperatura, solidifica nella forma sillimanite, ma se la temperatura scende sotto i 700°C , gli atomi, pur rimanendo nello stato solido, cambiano leggermente di posizione per formare un nuovo reticolo, quello della fase andalusite. A temperature inferiori a 300°C si ha un ulteriore cambiamento e il reticolo cristallino si riorganizza a diventare quello della cianite. Una migliore interpretazione del diagramma può essere data con un altro esempio; supponiamo una temperatura

costante di 600 °C e immaginiamo un aumento graduale della pressione (**fig. 3.16**). Fino a circa 2.170 atm permane la fase andalusite; successivamente si ha un adeguamento alle nuove condizioni di pressione con il passaggio alla sillimanite.

Il cambiamento di fase sillimanite - cianite si ha per pressioni superiori a 5.000 atm, come conseguenza di una ulteriore riorganizzazione del reticolo cristallino in una disposizione più compatta quale risposta a pressioni molto elevate che costringono gli atomi in posizioni più ravvicinate (la densità della cianite è più elevata di quelle delle altre fasi). In condizioni normali (pressione pari a 1 atm e temperatura molto inferiore a 100 °C) la fase stabile è quella della cianite (situazione rappresentata da un ipotetico punto vicino all'origine degli assi della **fig. 3.16**). Nelle stesse condizioni P/T gli

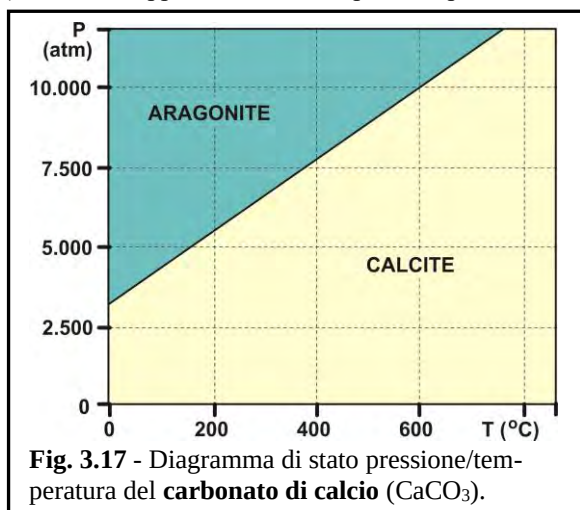


Fig. 3.17 - Diagramma di stato pressione/temperatura del carbonato di calcio (CaCO_3).

alla calcite. Inoltre al crescere della temperatura, in conseguenza dell'aumento dell'energia cinetica degli atomi che tendono così ad allontanarsi reciprocamente, dovrebbe essere favorita la fase calcite sull'aragonite. Queste supposizioni sono confermate dal diagramma di stato rappresentato in **fig. 3.17**, dove la curva di equilibrio calcite/aragonite assume un andamento concorde con una correlazione positiva fra temperatura e pressione. In condizioni normali, la fase stabile è quella della calcite; ciò significa che in una soluzione acquosa di carbonato di calcio in cui il soluto sia in concentrazione superiore a quella massima di saturazione, si formerà un precipitato cristallizzato nella fase stabile del CaCO_3 in quelle condizioni: la calcite.

altri due minerali dovrebbero trovarsi in condizioni instabili dato che i loro campi nel diagramma di stato sono definiti da valori di pressione e di temperatura decisamente superiori. In condizioni normali minerali come sillimanite e andalusite sono destinati, in tempi molto lunghi, a trasformarsi in cianite.

IL CASO CALCITE - ARAGONITE. Il carbonato di calcio è una sostanza composta che ha formula CaCO_3 . Gli atomi che lo costituiscono sono distribuiti in un reticolo cristallino dove l'ossigeno si dispone in un impacchettamento compatto di sfere, mentre gli spazi sono occupati da atomi di carbonio e di calcio. Questa struttura cristallina può assumere due forme leggermente diverse originando due fasi solide della stessa sostanza (polimorfismo); i due minerali sono la *calcite* ($2,7 \text{ kg/dm}^3$) e l'*aragonite* (3 kg/dm^3). L'aragonite, in ragione della sua maggiore densità dovrebbe essere caratterizzata da un reticolo cristallino più compatto, con gli atomi fra loro leggermente più ravvicinati; questo minerale quindi dovrebbe trovarsi in condizioni stabili a maggiori pressioni rispetto



Cristallo di cianite

SCHEDA 3.4 - Proprietà fisiche dei minerali

La forma esterna e la simmetria dei cristalli dipendono dai legami e dalle posizioni degli atomi nei reticoli cristallini che determinano inoltre anche importanti proprietà fisiche dei minerali.

DUREZZA. Si può facilmente scalfire un cristallo di calcite (CaCO_3) con un chiodo, ma non un cristallo di quarzo, più "duro". La *durezza di scalfittura* è la resistenza opposta dal cristallo al tentativo di deformare la sua superficie o la resistenza che esso oppone ad un'azione esterna. Federico MOHS (1773 - 1839) propose una scala di durezza di 10 gradi dove il minerale rappresenta un grado che scalfisce quello che precede ed è scalfito dal successivo:

1. **talco** (fillosilicato)
2. **gesso** (un solfato di formula $\text{Ca}[\text{SO}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)
3. **calcite** (CaCO_3)
4. **fluorite** (CaF_2)
5. **apatite** (minerale di formula complessa con Ca, O, F, H e P)
6. **feldspato** (tettosilicato)
7. **quarzo** (tettosilicato)
8. **topazio** (nesosilicato)
9. **corindone** (Al_2O_3)
10. **diamante** (carbonio puro, il minerale più duro)

I minerali di durezza 1 si possono rigare con l'unghia e sono untuosi al tatto. Un filo di rame riga quelli con durezza fino a 3 e un chiodo quelli fino a 5. Con una lima si può graffiare anche il quarzo; con lo stesso attrezzo non si possono rigare i minerali compresi fra 8 e 10, ma strappare loro delle scintille.

SFALDATURA. È la possibilità dei minerali di esseri divisi secondo piani caratteristici corrispondenti a direzioni di minima coesione. Un colpo di martello o la pressione della lama di un coltello permettono, in certi casi, di separare lamine da alcuni cristalli. Alcuni minerali possono sfaldarsi secondo direzioni diverse; il salgemma (NaCl) e la galena (PbS) parallelamente alle facce dei cubi (le figure solide alle quali si richiamano le forme dei cristalli), la fluorite secondo le facce

di un ottaedro, la calcite secondo quelle di un romboedro. Ma il caso più rappresentativo è dato dalle miche; sono fillosilicati caratterizzati da una struttura cristallina costituita da piani di tetraedri SiO_4 a strati paralleli alternati a strati di atomi metallici che fanno da ponte fra i primi; si presentano con una serie di “lamelle” sovrapposte, più o meno facilmente separabili singolarmente o a “fasci”, dato che le forze di legame, dovute agli atomi metallici fra gli strati stessi, sono più deboli di quelle che legano fra loro i tetraedri con la compartecipazione dei loro vertici. Le miche quindi si sfaldano facilmente lungo quei piani, mentre lungo altre direzioni la sfaldatura è imperfetta o addirittura impossibile.

FRATTURA ED ALTRE PROPRIETÀ MECCANICHE. Numerosi minerali, come il quarzo o l’opale non si sfaldano, ma si spezzano irregolarmente. A seconda dell’aspetto delle superfici di frattura si distinguono fratture piane, disuguali, concoidi, ruvide,... I metalli e i minerali tenaci, per esempio, hanno una frattura ruvida. Questa proprietà fisica può essere utilizzata come criterio di determinazione dei cristalli. Molti minerali (pirite, quarzo, opale) si scheggiano sotto il martello scricchiolando; essi vengono detti **fragili**. I cristalli **teneri** invece vanno in polvere senza produrre schegge. È possibile laminare i minerali **malleabili** (per esempio i metalli allo stato elementare). Una sottile lamina di mica può essere facilmente piegata con le dita; subito dopo essa riprende la forma iniziale grazie alla sua **elasticità**. Altri come il gesso e l’antimonite si possono piegare restando deformati definitivamente grazie alla loro **flessibilità**.

COLORE ED ALTRE PROPRIETÀ OTTICHE. Il **colore** è una delle proprietà più appariscenti dei minerali, ma anche tra le più aleatorie, in quanto dipende da numerosi fattori, quali per esempio il contenuto di impurità. Non dovrebbe quindi essere utilizzato per l’identificazione, se non come elemento aggiuntivo. La **lucentezza** è un criterio più utile; essa può essere **metallica** (minerali opachi ma con forte potere riflettente) e **non metallica** (o **submetallica** se risulta difficile la scelta fra le due precedenti categorie). Nel caso di minerali a lucentezza non metallica, si possono distinguere categorie diverse: **lucentezza adamantina** (come il diamante), **lucentezza vitrea** (o ialina), **lucentezza grassa**, **lucentezza opaca** (con debolissimo potere riflettente). La **trasparenza** di un minerale è una qualità che varia gradualmente; un minerale attraverso il quale si può facilmente leggere si dice trasparente (come molti cristalli incolori tipo salgemma e topazio).

Oltre a quelle citate vi sono diverse altre proprietà fisiche che meriterebbero di essere approfondite come l’**indice di rifrazione** (il più importante per la identificazione dei minerali), la **luminescenza** (capacità di emettere, in particolari condizioni, onde luminose), la **conducibilità termica**, il **magnetismo**, ecc... Sono argomenti molto specifici per i quali si rimanda ai testi di mineralogia.

SCHEDA 3.4 - Le risorse minerarie

Il regno minerale è un fornitore (apparentemente) inesauribile di materie prime necessarie alle attività industriali. Molte sostanze, che si trovano sotto forma di minerali nelle rocce, vengono utilizzate come materie prime per la produzione e la lavorazione di materiali diversi.

I **carboni fossili** comprendono l’*antracite* e la *litantrace* di cui i maggiori giacimenti si trovano in Russia, negli USA, in Cina, in Gran Bretagna e nell’Europa centrale ed orientale. La *lignite* è abbondante in Europa centrale ed orientale. Sono combustibili il cui fabbisogno è diminuito negli ultimi decenni, grazie alla diffusione di fonti energetiche diverse. La *torba* (presente in Europa settentrionale e, in minor misura, in Italia) ha scarso valore come combustibile ed è frequentemente utilizzata come materiale correttivo per la preparazione di terreni agricoli. Il *petrolio* è il più importante combustibile fossile. I principali produttori sono i Paesi arabi, gli USA e la Russia. Dopo la crisi degli anni ‘70, quando si ipotizzava erroneamente un esaurimento in tempi brevi di tale risorsa, i consumi di petrolio sono ulteriormente cresciuti. In tempi più recenti invece si è compreso che, non solo il petrolio, ma più o meno tutti i combustibili fossili costituiscono una risorsa energetica eccessivamente sfruttata e destinata a ridursi in modo significativo.

I principali giacimenti sfruttabili per l’estrazione del **ferro** (per centinaia di milioni di tonnellate l’anno) sono gli USA, la Russia, la Cina, la Francia,... ed anche l’Italia (circa 10 milioni di tonnellate). Negli stessi Paesi si trovano pure i più importanti giacimenti per l’estrazione del **rame** (milioni di tonnellate l’anno). La produzione mondiale di **stagno** è di quasi 200.000 tonnellate (Malaysia, Bolivia, Cina, Indonesia, Nigeria,...).

Gli altri metalli vengono estratti in minori quantità, sia perché meno abbondanti nella litosfera, sia per i minori fabbisogni in termini quantitativi, anche se talora indispensabili per determinate attività industriali. Fra essi citiamo lo **zinco**, con una produzione di pochi milioni di tonnellate (USA, Canada, Russia, Australia, Perù, Messico, Giappone,...), l’**alluminio**, con una produzione quantitativamente simile al precedente metallo (di cui la metà negli USA) e la **zolfo**, relativamente abbondante anche in Italia, primo Paese produttore nel Mondo fino alla fine degli anni ‘60 con 200.000 tonnellate all’anno (oggi molto diminuito).

I metalli di più elevato valore economico sono il **mercurio** (Italia, Spagna, USA, Messico, Giappone,...), l’**argento** (Messico, USA, Perù, Canada, Germania ed in minor misura Italia) e l’**oro** (Sudafrica, Canada, USA, Australia, Ghana, Rhodesia, Colombia,...).

L’**uranio** è un metallo radioattivo utilizzato per fini bellici (bombe atomiche) e per la produzione di energia (centrali nucleari). I principali giacimenti si trovano nel Madagascar, nel Giappone, in Cina, in Cecoslovacchia, in Inghilterra, in Scandinavia, in Russia,... Di un certo interesse sono quelli esistenti nelle Alpi Marittime tra Savona ed il confine francese e nel litoraneo tirrenico laziale.

Le **terre rare** (Rare Earth Elements, REE) sono un gruppo dei seguenti elementi chimici: lantanio (La), cerio (Ce), praseodimio (Pr), neodimio (Nd), promezio (Pm), samario (Sm), europio (Eu), gadolino (Gd), terbio (Tb), disprosio (Dy), olmio (Ho), erbio (Er), tulio TM, itterbio (Yb), lutezio (Lu), scandio (Sc), ittrio (Y). Non sono “rare” in termini di abbondanza

nella crosta terrestre; il problema consiste nell'individuare in concentrazioni sufficienti da rendere l'estrazione economicamente vantaggiosa. Questi elementi possiedono proprietà chimiche e fisiche che li rendono molto importanti per i magneti permanenti dei motori delle auto elettriche e per le turbine delle pale eoliche, per i display degli smartphone, altoparlanti, hard disk e batterie ricaricabili, per sistemi di guida laser. La Cina detiene attualmente il quasi-monopolio mondiale, controllando circa il 60% della produzione e l'80% della capacità di raffinazione. L'estrazione delle terre rare è complessa, costosa e ha un **impatto ambientale significativo** con produzione di grandi quantità di scarti tossici ed anchesidui radioattivi (come il torio), rendendo la gestione dei rifiuti una sfida ecologica enorme.