

SCIENZA degli ALIMENTI

Chimica generale e organica

Unità didattica 1 La chimica generale	2
La materia e i suoi stati fisici.....	2
La struttura atomica della materia	4
I modelli atomici.....	7
Orbitali e configurazione elettronica	8
Il sistema periodico degli elementi.....	11
Elettronegatività e legami chimici.....	14
Elementi e composti chimici	16
I principali legami chimici.....	18
Unità didattica 2 Soluzioni, sospensioni e colloidii	22
Le soluzioni: generalità	22
Osmosi e pressione osmotica.....	25
Il pH.....	26
Sospensioni e colloidii.....	27
Unità didattica 3 I composti chimici	29
La valenza.....	29
La classificazione dei composti organici.....	30
L'atomo di carbonio e la chimica organica	30
Gli idrocarburi	32
Alcoli	33
Gli acidi carbossilici.....	35
Esteri.....	37
Aldeidi e chetoni.....	37
Ammine	38

Unità didattica 1 La chimica generale

In questa Unità Didattica studieremo la realtà intorno a noi con occhi diversi, senza fermarci a quello che vediamo, ma cercando di andare oltre, in modo tale da capire la vera natura degli oggetti che ci circondano. Vedremo, così, che tutto è fatto di particelle piccolissime chiamate atomi, che tra loro si uniscono in base a leggi ben precise, dando così origine a numerosissime sostanze, le cui proprietà e trasformazioni sono l'oggetto di studio della Chimica.

► LA MATERIA E I SUOI STATI FISICI

Tutto ciò che occupa uno spazio ed è in possesso di una massa costituisce la **materia**, che può manifestarsi ai nostri sensi in tre diversi *stati fisici* o *stati di aggregazione*: **solido**, **liquido** e **aeriforme**.

È possibile passare da uno stato fisico all'altro tramite riscaldamento o raffreddamento. Quindi, si parla di:

- **fusione**, per indicare il passaggio dallo stato solido a quello liquido;
- **evaporazione**, per indicare il passaggio dallo stato liquido a quello aeriforme;
- **condensazione**, per indicare il passaggio dallo stato aeriforme a quello liquido;
- **solidificazione**, per indicare il passaggio dallo stato liquido a quello solido.



Nella fotografia sono rappresentati i tre stati della materia: il liquido dell'acqua, il solido della terra e l'aeriforme dell'atmosfera.



L'energia cinetica esprime il movimento delle molecole e aumenta con la temperatura. Pertanto, nello stato aeriforme, le singole molecole sono libere di muoversi nello spazio intorno a loro.

Alcune sostanze passano direttamente dallo stato solido a quello aeriforme (**sublimazione**) o, viceversa, da quello aeriforme a quello solido (**brinazione**), in presenza di specifiche condizioni di pressione e di temperatura. Le sostanze allo stato solido si presentano con forma e volume propri (pensate al ghiaccio), mentre quelle allo stato aeriforme (ad esempio il vapore d'acqua) non possiedono nessuna di queste proprietà; i liquidi, invece, possiedono un proprio volume, ma non hanno una propria forma, tanto da assumere quella del recipiente in cui sono versati; un litro di latte, ad esempio, assume la forma della bottiglia o del cartone in cui è messo.

Poiché per passare dallo stato solido a quelli liquido e aeriforme è necessario fornire calore (osserva la sequenza delle frecce rosse nella pagina precedente), le molecole di una sostanza che si trova nello stato aeriforme possiedono un'energia cinetica maggiore, riuscendo a vincere le forze di attrazione che le tengono unite. Al contrario, passando dallo stato aeriforme a quelli liquido e solido (osserva la sequenza delle frecce azzurre) bisogna raffreddare, cioè sottrarre il calore precedentemente fornito. Il risultato sarà quello di diminuire la temperatura e quindi l'energia cinetica delle singole molecole, le quali passano progressivamente dallo stato di massima libertà di movimento (aeriforme) a quello di massima immobilità (solido).

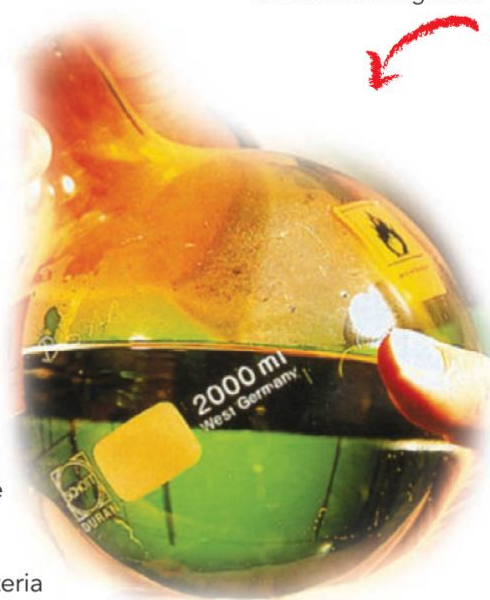
I sistemi

Si dice **sistema** una porzione delimitata di materia. Qualunque sia il suo stato fisico (solido, liquido o aeriforme), un sistema può essere costituito da una sola sostanza chimica (ferro o acqua, ad esempio) oppure da due o più sostanze mescolate insieme. Nel caso dei sistemi costituiti da due o più sostanze, si distinguono due tipi:

- **sistemi omogenei** in cui è presente un solo stato di aggregazione o fase, come nel caso delle soluzioni (acqua e zucchero);
- **sistemi eterogenei** in cui la materia è presente in più stati di aggregazione, come, ad esempio, le sospensioni (acqua e sabbia).

Nel caso delle *soluzioni* le sostanze mescolate sono totalmente miscibili, mentre nel caso delle *sospensioni* la miscibilità è parziale o assente. Sistemi intermedi tra soluzioni e sospensioni sono i *colloidi* (approfondiremo l'argomento relativo a soluzioni, sospensioni e colloidi nella seconda Unità Didattica di questo modulo).

Una soluzione è un sistema omogeneo.



Un **sistema omogeneo** presenta in tutti i suoi punti valori uguali delle proprietà chimiche e fisiche: concentrazione, pH, conducibilità elettrica, ecc.

► LA STRUTTURA ATOMICA DELLA MATERIA

Tutta la materia è costituita da particelle elementari enormemente piccole, gli **atomi**. Una descrizione piuttosto semplificata dell'atomo lo fa assomigliare a un piccolo sistema solare, con un nucleo centrale immobile attorno al quale si muovono, come tanti pianeti, particelle con carica elettrica negativa che si chiamano **elettroni**. Nel **nucleo** si trovano altre due particelle, i **protoni**, con carica elettrica positiva, e i **neutroni**, privi di carica elettrica. Un modello planetario molto semplice fu elaborato nel 1910 da Ernest Rutherford, che proponeva un nucleo con carica positiva attorno al quale si muovevano gli elettroni. Nel modello di Rutherford, però, non erano ancora presenti i protoni, scoperti nel 1920, e i neutroni, scoperti nel 1932. Gli atomi sono piccolissimi: il loro diametro (compreso lo spazio entro cui gli elettroni si muovono attorno al nucleo) oscilla tra 1 e 2,5 Å (angström), cioè circa un decimiliardesimo di metro. Se confrontiamo il diametro del nucleo con quello dell'atomo nella sua totalità, il primo risulta circa 100000 volte più piccolo; ciò equivale a dire che la maggior parte del volume di un atomo racchiude spazio vuoto. Se il nucleo di un atomo fosse una pallina di ping-pong, gli elettroni sarebbero distribuiti su un raggio di circa 500 metri.

L'immagine documenta le tracce lasciate da particelle subatomiche e registrate al CERN di Ginevra.



Atomi e isotopi

Protoni e neutroni hanno approssimativamente la stessa massa, circa $1,6 \times 10^{-24}$ g (1 dalton), mentre quella di un elettrone è 1830 volte più piccola; pertanto, la massa di un atomo coincide essenzialmente con la somma delle masse dei protoni e dei neutroni presenti nel suo nucleo. La somma dei protoni e dei neutroni si dice **numero di massa** di un atomo e si indica con la lettera **A**; un atomo con 15 neutroni e 15 protoni, ad esempio, ha numero di massa $A = 30$.

Il numero dei protoni presenti in un atomo, invece, si dice **numero atomico** e viene indicato con la lettera **Z**; un atomo con 15 protoni, quindi, ha numero atomico $Z = 15$; poiché il numero dei protoni è uguale a quello degli elettroni, ogni atomo nel suo complesso è elettricamente neutro.

Se, come già detto, il numero dei protoni è uguale a quello degli elettroni, ne deriva che, conoscendo A e Z , possiamo calcolare facilmente il numero di protoni, elettroni e neutroni di un atomo; ad esempio, se $Z = 20$ e $A = 43$, abbiamo un atomo con 20 protoni, 20 elettroni e $43 - 20 = 23$ neutroni.

Da questo esempio si deduce che il numero dei neutroni non sempre è uguale a quello dei protoni; esistono molti atomi, infatti, in cui i neutroni sono più dei protoni; questi atomi si chiamano **isotopi**.

Si dicono isotopi due o più atomi che hanno lo stesso numero di protoni (Z , quindi appartengono allo stesso elemento chimico), ma diverso numero di neutroni; gli isotopi di un determinato elemento hanno le stesse proprietà chimiche.



Se gli isotopi, pur avendo un diverso numero di neutroni, hanno le stesse proprietà chimiche, significa che il numero dei neutroni non ha praticamente nessuna influenza su tali proprietà, le quali dipendono, come vedremo più avanti, dal numero Z . La funzione dei neutroni, di fatto, è quella di mantenere stabile il nucleo atomico, in quanto i protoni, avendo tutti la stessa carica elettrica (+), si respingerebbero, rendendo il nucleo molto instabile.

Elementi e ioni

Conosciamo più di 100 diversi tipi di atomi (diversi per il loro numero di protoni), che corrispondono ad altrettanti **elementi chimici**. *Un elemento chimico, quindi, è una sostanza semplice, in quanto costituita da atomi uguali, cioè atomi che hanno lo stesso numero di protoni.*

In realtà, gli elementi si presentano in natura come una miscela di diversi isotopi; ad esempio, il cloro ($Z = 17$) è costituito da due isotopi: il cloro 35, con 18 neutroni, e il cloro 37, con 20 neutroni. Questi due isotopi sono presenti sempre con lo stesso rapporto percentuale: 75,5% l'isotopo 35 e 24,5% l'isotopo 37; ciò significa che per ogni 1000 atomi di cloro presenti in natura, 245 sono di cloro 37 e 755 di cloro 35.

Da tutto ciò deriva che il **peso atomico** di un elemento dipende fortemente, oltre che dal numero di massa, anche dal numero e dalle percentuali relative dei suoi isotopi; nel caso del cloro, infatti, se 1000 atomi pesano $(755 \times 35) + (245 \times 37) = 35490$ dalton, un atomo di cloro, in media, pesa 35,49 dalton.

Pertanto, si dice peso atomico di un elemento il peso medio di un atomo dell'elemento stesso.

La maggior parte degli elementi conosciuti, circa 90, è naturale; gli altri sono artificiali, cioè sono stati creati dall'uomo. Gli elementi artificiali non esistono in natura perché i loro nuclei sono altamente instabili; da ora in avanti parleremo solo di elementi naturali.

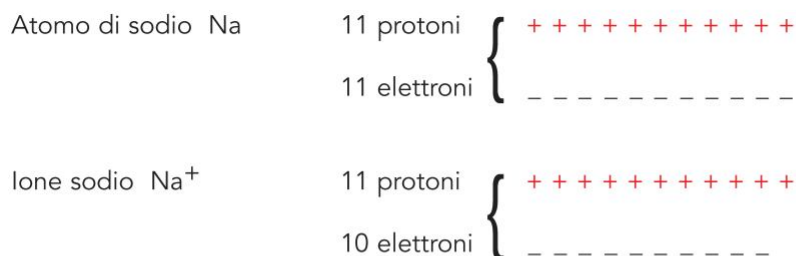
Gli elementi possono essere numerati progressivamente a partire dall'idrogeno, che è l'elemento più piccolo e leggero, con numero atomico 1.

L'ossigeno, ad esempio, ha $Z = 8$; ciò significa che possiede 8 protoni nel nucleo e 8 elettroni che ruotano esternamente al nucleo stesso. Ogni elemento è rappresentato da un simbolo, che corrisponde alle iniziali del nome latino o greco da cui deriva; ad esempio, il sodio ha il simbolo Na perché il nome in latino è *Natrium*.

In altri casi, il nome deriva dalla lingua greca, come nel caso del cloro, il cui simbolo è Cl perché il nome greco è *Chlorós*.

Può accadere che un atomo perda o acquisti uno o più elettroni, senza modificare il numero di protoni (anche perché cambierebbe il tipo di atomo). Così facendo, l'atomo si carica positivamente se ha perso elettroni, negativamente se li ha acquistati; ebbene, un atomo con carica elettrica positiva o negativa si dice **ione**.

Di ogni ione si specifica il numero di cariche elettriche positive (+) o negative (-); ad esempio, Na^+ indica lo ione del sodio (numero atomico 11), con una carica positiva perché ha perso un elettrone.



Analogamente, Cl⁻ indica lo ione del cloro (numero atomico 17), con una carica negativa perché ha acquisito un elettrone; Cl⁻, quindi, possiede 17 protoni e 18 elettroni.

Negli ioni, pertanto, il numero dei protoni resta inalterato; esistono anche ioni con più di una carica elettrica, positiva o negativa (tabella 1), in relazione al numero di elettroni persi o acquistati. Gli ioni positivi si dicono **cationi**, mentre quelli negativi si chiamano **anioni**.

PRINCIPALI IONI ATOMICI			
Elemento	Numero atomico	Simbolo	Ione
Idrogeno	1	H	H ⁺
Sodio	11	Na	Na ⁺
Magnesio	12	Mg	Mg ⁺⁺
Alluminio	13	Al	Al ⁺⁺⁺
Potassio	19	K	K ⁺
Calcio	20	Ca	Ca ⁺⁺
Fluoro	9	F	F ⁻
Cloro	17	Cl	Cl ⁻
Zolfo	16	S	S ^{-·}
Ferro	26	Fe	Fe ⁺⁺
Ferro	26	Fe	Fe ⁺⁺⁺

Tabella 1.



Esistono anche ioni molecolari, cioè costituiti da più atomi diversi: SO₄²⁻ (ione solfato); CO₃²⁻ (ione carbonato); NO₂⁻ (ione nitrito); NO₃⁻ (ione nitrato) e altri ancora, sulla cui struttura e nome torneremo più avanti quando parleremo dei composti inorganici.

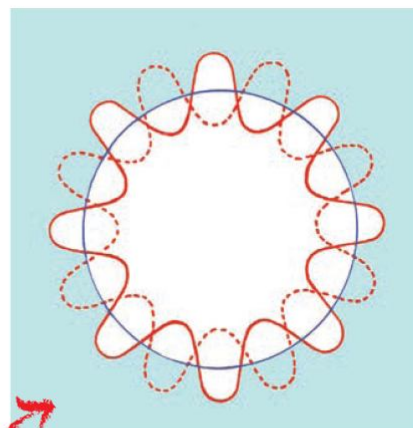
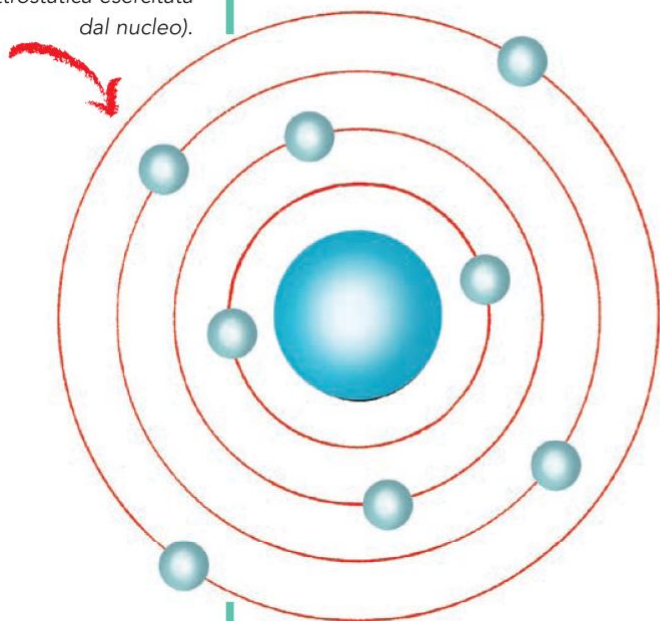
Un elettrone non può ruotare su una qualsiasi orbita intorno al nucleo, ma solo su orbite con raggio ben definito (l'orbita più piccola, per $n = 1$, dista dal nucleo 53 picometri - $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ metri}$). Aumentando il numero quantico, aumenta sia il raggio dell'orbita sia la velocità dell'elettrone che vi ruota (poiché è minore l'attrazione elettrostatica esercitata dal nucleo).

► I MODELLI ATOMICI

Nel 1913 il fisico danese *Niels Bohr* perfeziona il modello planetario di Ernest Rutherford. Le **orbite**, secondo Rutherford, hanno tutte la stessa energia, mentre secondo Bohr intorno al nucleo esistono **gusci energetici**, ognuno con *livelli di energia* differenti, in relazione ai quali si trovano le orbite degli elettroni. L'energia di questi gusci aumenta via via che ci si allontana dal nucleo. Bohr propose un modello per l'atomo di idrogeno, in base al quale l'unico elettrone presente gira intorno al nucleo soltanto su particolari orbite circolari, caratterizzate da un raggio (distanza dal nucleo) uguale a

$$R = 53 n^2$$

dove **n** è un numero intero e positivo, indicato come **numero quantico principale**, che assume i valori da 1 a 7.



Secondo una visione più moderna, l'elettrone si comporta come un'onda stazionaria di probabilità che si propaga lungo una circonferenza con al centro il nucleo dell'atomo.

Verso il modello probabilistico

Il modello di Bohr è messo in discussione quando, negli anni Venti, si afferma una nuova concezione dell'elettrone, che viene visto in termini di onda di probabilità. In parole più semplici, mentre secondo Bohr **l'elettrone-particella** si comporta come un trenino che corre su un binario (in qualsiasi momento, quindi, ne possiamo calcolare la velocità e l'esatta posizione), **l'elettrone-onda di probabilità** non ha percorsi predeterminati, ma si muove in maniera più libera. Esso si avvicina e si allontana dal nucleo continuamente, impedendoci di conoscerne contemporaneamente posizione e velocità (**Principio di Indeterminazione** di Werner Karl Heisenberg - 1927). Tuttavia, possiamo stimare la probabilità di trovare l'elettrone a una certa distanza dal

nucleo, in modo tale da delimitare la regione di spazio intorno al nucleo stesso entro cui risulta elevata la probabilità di individuarlo. A tale spazio è stato dato il nome di **orbitale**.

Esistono vari tipi di orbitali, differenti per numero, forma e dimensioni: 1 orbitale di tipo **s** (forma sferica), 3 orbitali di tipo **p** (somigliano al numero 8), 5 orbitali di tipo **d** e 7 orbitali di tipo **f** (gli orbitali d ed f hanno forme molto complesse).

VARIAZIONI DEI NUMERI QUANTICI NEI PRIMI 3 GUSCI								
n	l	m			Tipo di orbitale	Quantità	Nome	
1	0	0			s	1	1s	
2	0	0			s	1	2s	
	1	-1	0	+1	p	3	2p	
3	0	0			s	1	3s	
	1	-1	0	+1	p	3	3p	
	2	-2	-1	0	+1	+2	d	5

Nella prima riga, da sinistra a destra, le lettere n, l ed m indicano rispettivamente i numeri quantici principale (n), angolare (l) e magnetico (m). I colori servono a distinguere gli orbitali del primo guscio (in verde) da quelli del secondo guscio (in rosso) e del terzo (in azzurro). Nella colonna del nome il numero messo davanti alla lettera corrisponde al guscio di appartenenza e, quindi, è uguale al valore del numero quantico principale n riportato nella prima colonna. Nel quarto guscio, per l = 3, m assume sette valori (da -3 a +3), che definiscono sette orbitali di tipo f.

Tabella 2.

Un orbitale è la regione di spazio intorno al nucleo dove c'è almeno il 90% di probabilità di trovare l'elettrone, il quale passa in tale spazio la maggior parte del suo tempo; a mano a mano che ci allontaniamo dal nucleo la probabilità di trovarlo diminuisce.

▶ ORBITALI E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA

Vediamo, adesso, come si distribuiscono gli elettroni in relazione agli orbitali presenti nei primi quattro gusci energetici.

Guscio energetico	Tipo e numero di orbitali	Totale orbitali	N. di elettroni
1°	s (1)	1	2
2°	s (1) p (3)	4	8
3°	s (1) p (3) d (5)	9	18
4°	s (1) p (3) d (5) f (7)	16	32

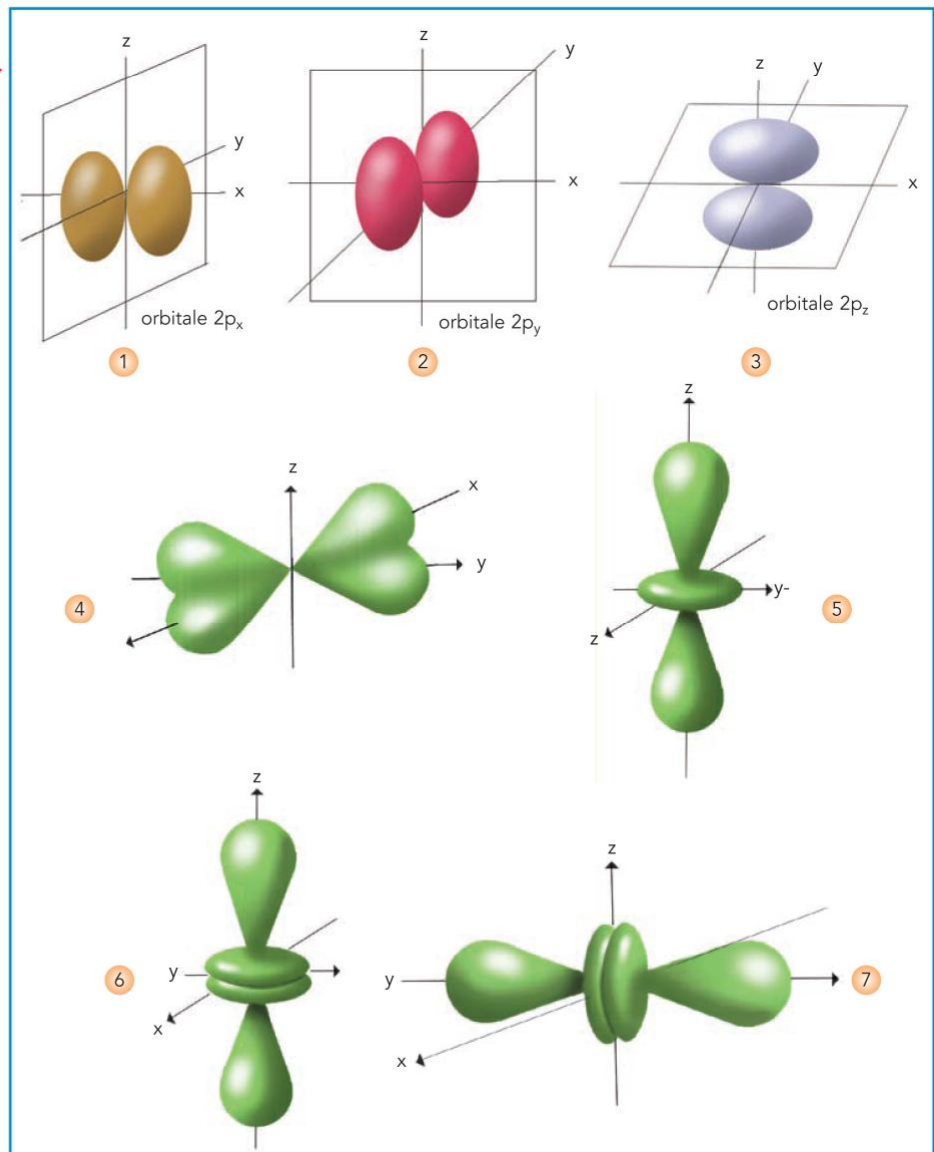
Il numero di elettroni associati a ciascun guscio energetico si spiega tenendo conto del fatto che in ogni orbitale sono presenti al massimo due elettroni.



Esistono alcuni principi su cui si basa la **configurazione elettronica** di ogni elemento chimico, cioè la distribuzione dei suoi elettroni negli orbitali.

- Gli elettroni occupano prima gli orbitali a minore energia (più vicini al nucleo) e poi quelli a maggiore energia (più lontani dal nucleo).
- Se sono disponibili più orbitali con la stessa energia, gli elettroni tendono a occuparli tutti (**Principio della massima molteplicità**) e poi si accoppiano secondo il Principio di esclusione.
- Dal **principio di esclusione** (proposto da *Wolfgang Pauli* nel 1925) deriva che in ogni orbitale possono ruotare in senso inverso al massimo 2 elettroni.

La forma di alcuni orbitali atomici. Da sinistra a destra e dall'alto in basso, si possono osservare i 3 tipi di orbitali p (1, 2, 3), due orbitali di tipo d (4, 5) e due orbitali di tipo f (6, 7).



Alcuni esempi di configurazioni elettroniche

Osserviamo la configurazione elettronica dei primi 10 elementi; in questo tipo di rappresentazione i quadratini simboleggiano gli orbitali (in verde quelli del primo livello e in rosso quelli del secondo), le frecce simboleggiano gli elettroni, il numero davanti alle lettere indica il guscio energetico, le lettere s, p indicano il tipo di orbitale e i numeri messi come esponenti delle lettere forniscono il numero di elettroni presenti in ciascun orbitale.

La configurazione elettronica dei primi 10 elementi.

elemento	simbolo	configurazione elettronica			
Idrogeno	H	1 s ¹			
Elio	He	1 s ²			
Litio	Li	1 s ² 2 s ¹			
Berillio	Be	1 s ² 2 s ²			
Boro	B	1 s ² 2 s ² 2 p ¹			
Carbonio	C	1 s ² 2 s ² 2 p ²			
Azoto	N	1 s ² 2 s ² 2 p ³			
Ossigeno	O	1 s ² 2 s ² 2 p ⁴			
Fluoro	F	1 s ² 2 s ² 2 p ⁵			
Neon	Ne	1 s ² 2 s ² 2 p ⁶			

Osservate, inoltre, come gli elettroni del secondo guscio occupano prima l'orbitale s (con minore energia rispetto ai tre orbitali p) e successivamente iniziano a riempire i tre orbitali p in maniera progressiva, rispettando prima il Principio della massima molteplicità e poi il Principio di esclusione. Da notare, infine, che:

la configurazione elettronica di ogni elemento è uguale a quella dell'elemento che lo precede, aumentata di un elettrone, perché tale è anche l'aumento del numero atomico Z.

Dall'attenta analisi della configurazione dei primi 10 elementi si arriva a due conclusioni importanti.

- 1 - La stessa **configurazione elettronica esterna** o **cee** (cioè quella del guscio più lontano dal nucleo) è presente in più di un elemento; ad esempio, idrogeno (H), litio (Li) e sodio (Na) nel guscio esterno hanno la configurazione s^1 ; stessa osservazione si può fare per berillio (Be) e magnesio (Mg), che presentano la configurazione s^2 e così via, fino ad arrivare alla cee del neon e dell'argon, $s^2 p^6$, che riempiono completamente il loro guscio esterno. Poiché anche l'elio ha il guscio esterno pieno di elettroni (il primo guscio, infatti, ha un solo orbitale e quindi non può contenere più di due elettroni), è corretto affermare che anche elio, neon e argon hanno la stessa configurazione elettronica esterna.
- 2 - La stessa configurazione elettronica esterna si presenta in modo periodico, cioè a intervalli regolari di 8 elementi, eccezion fatta per l'idrogeno, la cui cee si ripresenta già nel litio dopo appena due elementi, (idrogeno e elio), per l'ovvio motivo che l'idrogeno possiede solo il primo guscio. Ad esempio, per ritrovare la cee del litio (s^1) bisogna contare esattamente 8 elementi: litio, berillio, boro, carbonio, azoto, ossigeno, fluoro e neon.

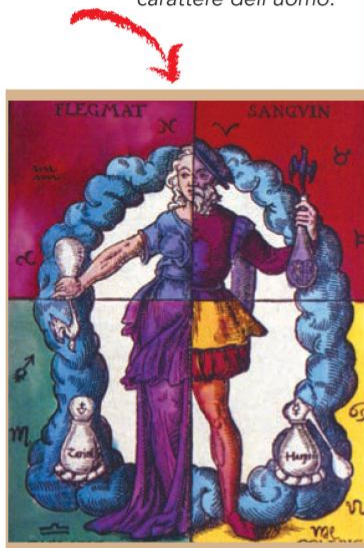
Gli elementi che hanno la stessa configurazione elettronica esterna costituiscono i **gruppi**, mentre gli insiemi di elementi in cui la cee varia progressivamente fino al riempimento del guscio esterno sono chiamati **periodi**.

► IL SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

La suddivisione degli elementi chimici in gruppi e in periodi, a cui siamo giunti basandoci sull'analisi della configurazione elettronica degli elementi stessi, fu proposta per la prima volta nel 1869 ad opera del russo Dmitrij Mendeleev, il quale, senza conoscere la struttura degli atomi e la loro configurazione elettronica, ma basandosi soltanto sull'osservazione del comportamento chimico degli elementi e sulla loro massa, costruì un Sistema Periodico degli Elementi, cioè una sorta di classificazione naturale degli elementi chimici.

In seguito, la scoperta della struttura nucleare dell'atomo ha permesso ai chi-

Antica rappresentazione dei quattro elementi dell'Universo: aria, acqua, terra e fuoco, ai quali erano associati anche i diversi tipi di carattere dell'uomo.





mici di rivedere il lavoro di Mendeleev e correggerne gli errori, compilando la tavola periodica degli elementi attualmente in uso e basata sul progressivo aumento del numero atomico Z.

Gli elementi che appartengono allo stesso gruppo godono di proprietà chimiche e fisiche simili, mentre quelli che fanno parte dello stesso periodo presentano proprietà sempre più differenti via via che ci si sposta da sinistra a destra nella tavola periodica.

Ad esempio, gli elementi del I gruppo (*metalli alcalini*) oltre ad essere caratterizzati da una grande tendenza a perdere l'unico elettrone del guscio esterno, caricandosi quindi positivamente (ioni positivi o *cationi*), presentano notevole duttilità, malleabilità e sono ottimi conduttori di calore ed elettricità. Il "carattere metallico" di questi elementi diminuisce progressivamente via via che ci si sposta verso destra sino ad arrivare al VII gruppo, che comprende elementi chimici profondamente diversi (*non metalli*): essi sono cattivi conduttori di calore ed elettricità, non sono duttili e malleabili, hanno una forte tendenza ad acquisire un elettrone nel guscio esterno, caricandosi, quindi, negativamente (ioni negativi o *anioni*).

In conclusione: gli elementi che appartengono allo stesso gruppo possiedono proprietà simili perché hanno lo stesso numero di elettroni nel loro guscio più esterno.

La tavola periodica degli elementi.



SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI																		Gas inerti																		
I A																		NON METALLI																		2
H 1,00797																		He 4,0026																		—
II A		ELEMENTI DI TRANSIZIONE														III A		IV A	V A	VI A	VII A	8	9	10												
3	4															5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18							
Li 6,939	Be 9,01															B 10,81	C 12,011	N 14,007	O 15,9994	F 18,998	Ne 20,18															
II																III		IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII										
Na 22,989	Mg 24,31															Al 26,98	Si 28,086	P 30,97	S 32,064	Cl 35,45	Ar 39,948															
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																			
K 39,10	Ca 40,08	Sc 44,95	Ti 47,9	V 50,94	Cr 51,996	Mn 54,938	Fe 55,847	Co 58,93	Ni 58,71	Cu 63,54	Zn 65,37	Ga 69,72	Ge 72,59	As 74,92	Se 78,96	Br 79,909	Kr 83,80																			
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																			
Rb 85,47	Sr 87,62	Y 88,905	Zr 91,22	Nb 92,906	Mo 95,94	Tc 99	Ru 101,07	Rh 102,90	Pd 106,4	Ag 107,87	Cd 112,40	In 114,82	Sn 118,69	Sb 121,75	Te 127,60	I 126,90	Xe 131,30																			
55	56	Lantan.														81	82	83	84	85	86															
Cs 132,905	Ba 137,34	Lu 174,97	Hf 178,49	Ta 180,94	W 183,85	Re 186,20	Os 190,2	Ir 192,20	Pt 195,09	Au 196,967	Hg 200,59	Tl 204,37	Pb 207,19	Bi 208,98	Po 210	At 210	Rn 222																			
87	88															Serie dei lantanidi																				
Fr 223	Ra 226															La 138,91	Ce 140,12	Pr 140,90	Nd 144,24	Pm 147	Sm 150,35	Eu 151,96	Gd 157,25	Tb 158,92	Dy 162,50	Ho 164,93	Er 167,26	Tm 168,93	Yb 173,04							
																Serie degli attinidi																				
																Ac 227	Th 232,03	Pa 231	U 238,04	Nb 92,906	Pu 242	Am 243	Cm 245	Bk 249	Cf 249	Es 255	Fm 255	Md 256	No 256							

I numeri nelle caselle indicano, dall'alto in basso: numero atomico; elettronegatività; peso atomico (C₁₂ = 12,000).

L'ottetto elettronico

Se si osserva la configurazione elettronica dei primi 10 elementi, si nota che gli elementi del gruppo IA possiedono un solo elettrone nel guscio esterno, quelli del gruppo IIA due elettroni, quelli del gruppo IIIA tre elettroni e così via, fino agli elementi dell'ottavo gruppo che presentano un guscio esterno completo di elettroni (esattamente otto). Gli elementi del gruppo VIII A sono chiamati **gas nobili** (o *gas inerti*) perché non si uniscono con altri elementi e, pertanto, non formano legami chimici, proprio in relazione alla condizione del loro guscio esterno, completo di elettroni.

Al contrario, il motivo per cui gli atomi degli altri elementi si uniscono è proprio il "desiderio" di assomigliare ai gas nobili, cioè la tendenza ad avere il guscio più esterno completo di elettroni; poiché i gas nobili presentano 8 elettroni esterni, si parla spesso di **regola dell'ottetto** per indicare la tendenza degli elementi chimici a raggiungere la configurazione elettronica esterna con 8 elettroni.

Per riempire il guscio esterno, gli atomi possono attuare tre possibili strategie.

- Cedere gli elettroni del guscio esterno così da "svuotarlo"; in questo modo il guscio sottostante, pieno di elettroni, diventa esterno.
- Acquistare altri elettroni fino a riempire il guscio esterno.
- Condividere elettroni (cioè metterli in comune) in modo da riempire comunque il guscio esterno.

Le prime due soluzioni conducono alla formazione del **legame ionico**, mentre la terza è attuata nel **legame covalente**.

Le luci al neon che si vedono in questa fotografia sono prodotte grazie all'omonimo gas nobile.



► ELETRONEGATIVITÀ E LEGAMI CHIMICI

Per prevedere che tipo di legame possono instaurare due atomi è sufficiente conoscerne l'**elettronegatività**, cioè *la forza con cui ogni atomo tiene legati i propri elettroni e attrae quelli degli altri atomi con cui si lega*.

Se la differenza di elettronegatività è elevata gli atomi si uniscono con **legame ionico**, se è bassa si instaura un legame **covalente eteropolare**; infine, se due atomi hanno la stessa elettronegatività, cioè appartengono allo stesso elemento, il legame si dice **covalente omopolare**. L'elettronegatività **diminuisce nei gruppi** mentre **aumenta nei periodi**; nei due grafici sono riportati i valori di elettronegatività degli elementi del 2° e del 3° periodo.

L'elettronegatività dei due elementi del primo periodo è 2,1 (idrogeno) e zero (elio).

Tabella dell'elettronegatività degli elementi chimici.

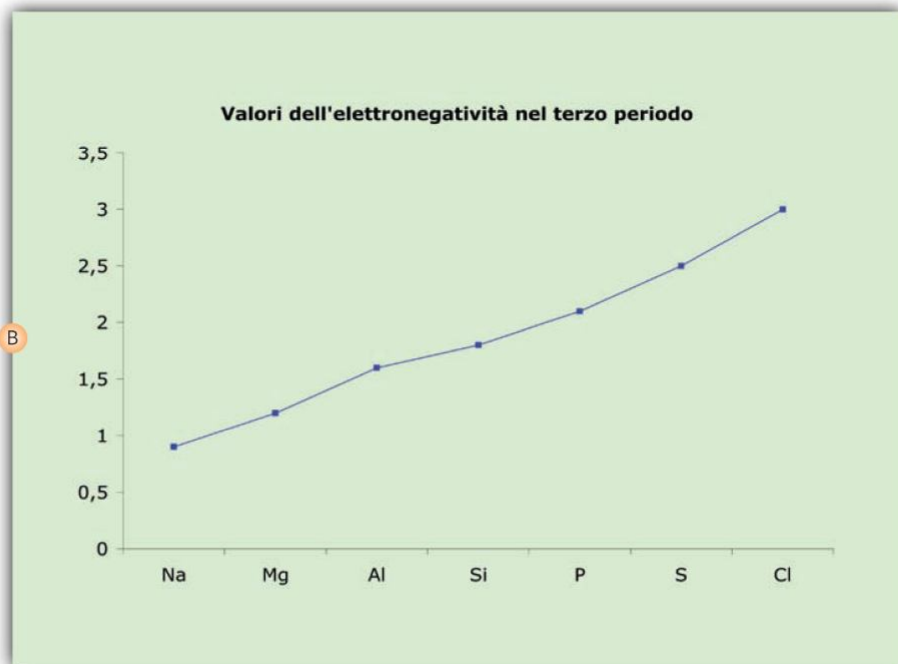
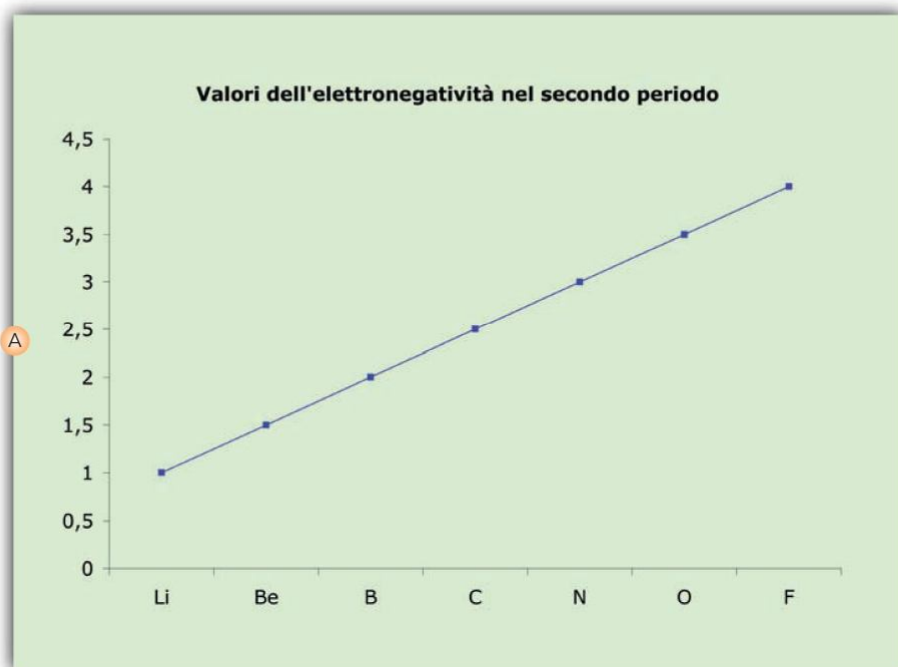
IA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2,1 H																
	IIA															
1,0 Li	1,5 Be											2,0 B	2,5 C	3,0 N	3,5 O	4,0 F
0,9 Na	1,6 Mg											1,5 Al	1,8 Si	2,1 P	2,5 S	3,0 Cl
		IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB		IB	IIB						
0,8 K	1,0 Ca	1,3 Sc	1,5 Ti	1,6 V	1,6 Cr	1,5 Mn	1,8 Fe	1,8 Co	1,8 Ni	1,9 Cu	1,6 Zn	1,6 Ga	1,8 Ge	2,0 As	2,4 Se	2,8 Br
0,8 Rb	1,0 Sr	1,2 Y	1,4 Zr	1,6 Nb	1,8 Mo	1,9 Tc	2,2 Ru	2,2 Rh	2,2 Pd	1,9 Ag	1,7 Cd	1,7 In	1,8 Sn	1,9 Sb	2,1 Te	2,5 I
0,7 Cs	0,9 Ba	1,1 - 1,2 La - Lu	1,3 Hf	1,5 Ta	1,7 W	1,9 Re	2,2 Os	2,2 Ir	2,2 Pt	2,4 Au	1,9 Hg	1,8 Tl	1,8 Pb	1,9 Bi	2,0 Po	2,2 At
0,7 Fr	0,9 Ra	1,1 - 1,7 Ac - No														

Limitando la nostra discussione agli elementi dei gruppi A, possiamo affermare che:

- gli elementi dei gruppi I e II, più l'alluminio nel III, sono elementi metallici e quindi presentano una debole elettronegatività; pertanto, cedono facilmente gli elettroni del loro guscio esterno e restano con 1, 2, 3 protoni non più bilanciati, caricandosi con una, due o tre cariche positive (**elementi elettropositivi**);
- molti elementi dei gruppi V, VI e VII sono non metalli e quindi hanno una forte elettronegatività; pertanto, attirano elettroni necessari per riempire il guscio esterno (rispettivamente 3, 2, 1) e si caricano negativamente (**elementi elettronegativi**);

- gli elementi del IV gruppo sono semimetalli e quindi hanno valori intermedi di elettronegatività; pertanto, non adottano nessuna delle due strategie che portano al legame ionico, preferendo instaurare legami covalenti, sia omopolari (tra atomi dello stesso elemento), che eteropolari (tra atomi diversi).

Grafico 1.



Il numero di ossidazione

Come conseguenza della cessione o dell'acquisto di elettroni, lo stato elettrico degli atomi si modifica; più esattamente, si indica con **numero di ossidazione** (n.o.) il numero di cariche elettriche positive o negative che l'atomo acquisisce in seguito alla cessione o all'acquisto di elettroni.

Vediamo, allora, quali sono le **regole per assegnare il numero di ossidazione**:

- Complessivamente, il numero di ossidazione di un composto chimico è zero. Ad esempio, nell'acqua (H_2O) ogni H ha n.o. +1, mentre l'ossigeno ha n.o. -2; pertanto, la somma algebrica complessiva (+1 +1 -2) risulta uguale a zero.
- Nelle molecole degli elementi, poiché gli atomi che si uniscono sono uguali (legame covalente omopolare), il numero di ossidazione è zero, come pure quello di un atomo isolato.
- Nei composti ionici ogni ione ha numero di ossidazione uguale al numero di elettroni persi o acquistati.
- Alcuni elementi possiedono lo stesso numero di ossidazione in tutti i loro composti, mentre altri elementi mostrano numero di ossidazione diverso a seconda del composto in cui si trovano.

Lavoisier, il grande chimico del Settecento, al lavoro nel suo laboratorio, in una stampa d'epoca. È ritenuto lo scopritore dell'ossigeno, una sostanza semplice.



► ELEMENTI E COMPOSTI CHIMICI

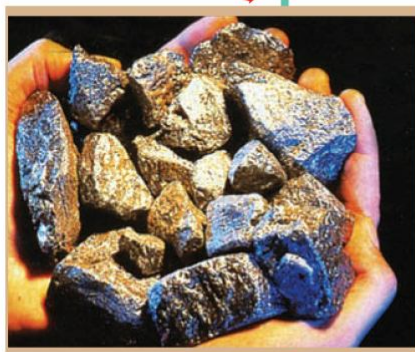
Quando due o più atomi appartenenti allo stesso elemento oppure a elementi diversi si uniscono, danno origine alle sostanze chimiche (semplici e composte).

- Le **sostanze semplici** o *elementi chimici* nascono dall'unione tra atomi dello stesso tipo; ciò significa che un elemento chimico è costituito da atomi tutti uguali. Un pezzo di ferro, quindi, è composto soltanto da atomi di ferro, una certa quantità di ossigeno soltanto da atomi di ossigeno e così via.
- Le **sostanze composte** o *composti chimici*, invece, nascono dall'unione tra atomi diversi; l'acqua, ad esempio, è costituita da 2 atomi di idrogeno e 1 di ossigeno.

Si è già detto più volte che gli elementi naturali sono circa 90. I composti, al contrario sono un numero elevatissimo: perché?



Con i vari elementi chimici, combinati fra loro, si formano i composti presenti sulla Terra e nell'Universo, come la silice della fotografia.



Nella cucina della natura

Immaginate che la Natura sia come un grande chef, che dispone di 90 ingredienti diversi; se non ha la possibilità di mescolarli può creare soltanto 90 piatti, ma se può legarli in vario modo, variandone anche le quantità a proprio piacere, ecco che il numero di ricette diventa "infinito". Ebbene, in chimica i 90 "ingredienti" si combinano in vari modi, dando vita agli innumerevoli composti chimici.

Di una ricetta, però, è necessario fornire, oltre all'elenco degli ingredienti, anche le quantità degli stessi; analogamente, anche di un composto è necessario conoscere sia gli elementi chimici che si sono uniti, sia il numero di atomi con cui ciascun elemento è presente. Per l'acqua, ad esempio, non basta dire che è costituita da ossigeno e idrogeno ma è necessario aggiungere che ogni atomo di ossigeno si lega con due atomi di idrogeno. Ovviamente, se fossimo così piccoli da entrare in una goccia d'acqua non vedremmo lettere H e O, ma vedremmo atomi di idrogeno e atomi di ossigeno tra loro uniti a formare gruppetti di tre atomi (1 di ossigeno e 2 di idrogeno). La scrittura H_2O , pertanto, è solo un simbolismo che permette di scrivere la formula della particella più piccola dell'acqua altre rappresentazioni dell'acqua multiple di H_2O (H_4O_2 , H_6O_3 , H_8O_4 , ecc.), sono comunque a essa riconducibili (basta, infatti, dividere i coefficienti numerici per 2, per 3, per 4, ecc.).

L'acqua, in qualsiasi stato fisico si trovi, è descritta dalla stessa formula chimica: H_2O .



Molecole e formule: scrivere la chimica

Si dice **molecola** la particella più piccola di una sostanza chimica che conserva inalterate le proprietà della sostanza medesima. La molecola può anche essere definita come l'insieme di 2 o più atomi, uguali o diversi fra loro, uniti mediante legami chimici.

L'insieme di lettere e numeri con cui scriviamo le molecole costituisce le **formule chimiche**. Le lettere ci dicono quali elementi chimici si sono uniti, mentre i numeri, presenti in basso e a destra delle lettere, indicano quanti atomi di ogni elemento sono presenti; se qualche lettera è senza numero, significa che quel dato elemento è presente con un solo atomo. Ovviamente, le formule chimiche possono rappresentare sia le molecole dei composti sia quelle delle sostanze semplici.

A) Molecole di sostanze composte

Sostanza:

acqua
anidride carbonica
metano

Formula bruta:

H_2O
 CO_2
 CH_4

B) Molecole di sostanze semplici

Sostanza:

idrogeno
ossigeno
zolfo

Formula bruta:

H_2
 O_2
 S_8

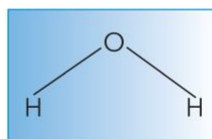
Le formule che si vedono negli esempi si dicono **formule brute** in quanto permettono di sapere soltanto quali elementi compongono la sostanza e quanti atomi di ciascun elemento si sono combinati.

Rappresentazioni più accurate sono offerte dalle **formule di struttura**, con le quali è possibile visualizzare **la posizione degli atomi** e **i legami chimici** presenti. Per la molecola dell'acqua, ad esempio, possiamo immaginare in teoria molte strutture differenti.

Quelle riportate nella figura in basso sono soltanto alcune tra le molte strutture dell'acqua che si possono immaginare, ma, in realtà, l'acqua possiede una sola struttura, quella descritta dall'ultima formula, nella quale l'angolo tra i due legami è di circa 105° .

L'unicità e tipicità della struttura vale per moltissime sostanze chimiche, le cui molecole presentano una geometria ben precisa, dalla quale dipendono le proprietà fisiche e chimiche delle sostanze stesse.

POSSIBILI STRUTTURE DELLA MOLECOLA H_2O



► I PRINCIPALI LEGAMI CHIMICI

Esaminiamo, adesso, i legami chimici a cui abbiamo accennato nel paragrafo "Elettronegatività e legami chimici", cominciando con il legame covalente.

Legame covalente

Il **legame covalente** si instaura quando due atomi mettono in comune una o più coppie di elettroni, che sono, quindi, condivisi dai due atomi che si uniscono.

Esistono due tipi di legame covalente, in base al fatto che gli atomi appartengano allo stesso elemento (*covalente omopolare*) o a elementi diversi, ma con piccola differenza di elettronegatività (*covalente eteropolare*).

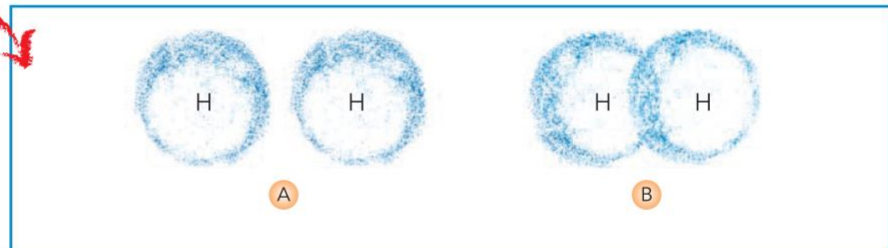
⊕ LEGAME COVALENTE OMOPOLARE

Nei composti con **legame covalente omopolare** gli atomi che si uniscono appartengono allo stesso elemento chimico e, pertanto, presentano la stessa elettronegatività. Di conseguenza, non si verifica né acquisto, né perdita di elettroni; nelle molecole in cui è presente il legame omopolare, quindi,

Le strutture schematizzate in figura sono diverse sia per le diverse posizioni occupate dall'atomo di ossigeno e dai due atomi di idrogeno, sia per l'angolo formato dai due legami simboleggiati dai trattini.

non c'è nessuna polarità elettrica. Esempi di molecole con legame omopolare sono quelle del cloro (Cl_2), dell'idrogeno (H_2), dell'ossigeno (O_2) e dell'azoto (N_2).

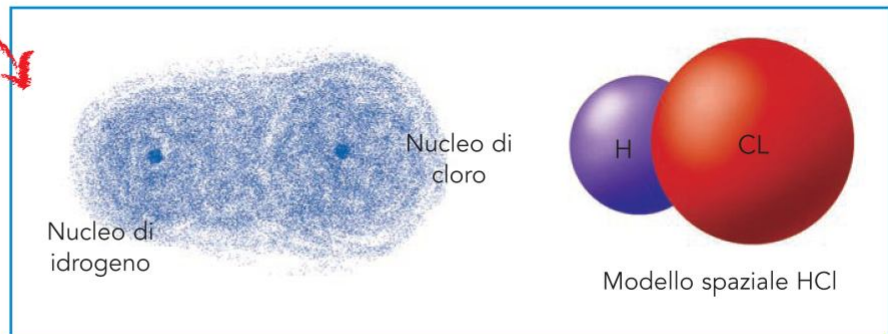
Due atomi uguali, come ad esempio l'idrogeno della figura, formano un legame covalente omopolare.



⊕ LEGAME COVALENTE ETEROPOLARE E DIPOLI

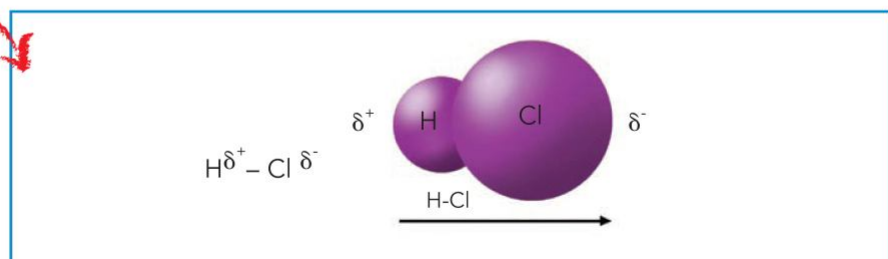
Nei composti con **legame covalente eteropolare** gli atomi appartengono a elementi diversi, e quello più elettronegativo attira con forza maggiore gli elettroni di legame. Poiché la differenza di elettronegatività non è elevata, il secondo elemento non riesce ad acquisirli completamente; allo stesso modo, l'elemento più elettropositivo perde parzialmente il suo dominio sugli elettroni di legame, senza perderli completamente.

Esempio di legame covalente eteropolare nella molecola di HCl.



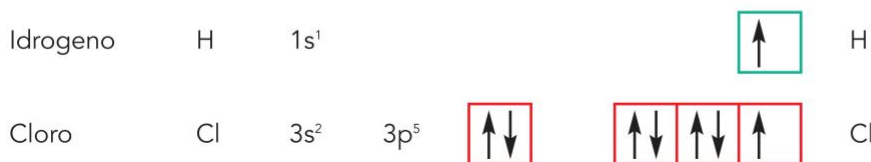
Questa situazione è simboleggiata con la lettera delta minuscola (δ), seguita dal segno positivo o negativo a seconda che l'atomo ha perso dominio sugli elettroni di legame (cessione parziale) o lo ha acquisito (acquisizione parziale); guardiamo, ad esempio, la formula dell'acido cloridrico, in cui l'idrogeno è l'elemento elettropositivo (perde dominio), mentre il cloro è quello elettronegativo (acquista dominio).

Nel disegno si può vedere l'orientamento del dipolo in HCl.



Ciascuno dei due atomi raggiunge la configurazione elettronica stabile (otto elettroni esterni), mettendo in comune l'elettrone spaiato o **singoleto**; i due orbitali in cui si trovano i due elettroni singoli si "fondono" e formano un nuovo orbitale, chiamato **orbitale molecolare** o *orbitale di legame*, poiché in esso si collocano i due elettroni messi in comune (*elettroni di legame* o **doppietto** condiviso).

Un orbitale molecolare è la nuvola elettronica formata da due elettroni condivisi. Esso costituisce il legame tra due atomi e gli elettroni di legame sono simboleggiati nelle formule con un trattino (**legame semplice**).



La maggiore elettronegatività del cloro determina uno spostamento degli elettroni di legame verso il cloro stesso, da cui il simbolo δ^- (delta meno) che indica la parziale carica negativa; viceversa per l'idrogeno, al quale è attribuita una parziale carica positiva δ^+ (delta più).

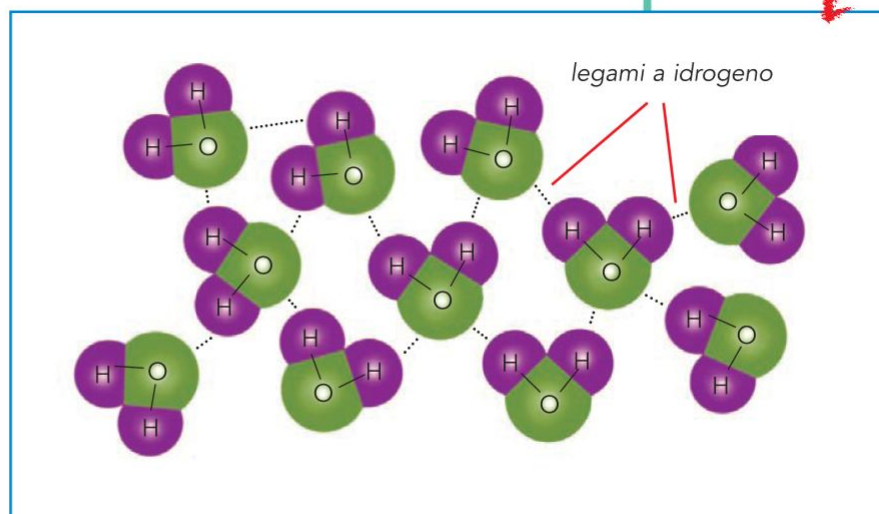
La molecola dell'acido cloridrico, quindi, è un **dipolo**, in quanto presenta due poli elettrici di carica differente. Anche la molecola dell'acqua è un dipolo, con il polo negativo localizzato sull'atomo di ossigeno, il quale mette in comune i suoi due singoletti con quelli di altrettanti atomi di idrogeno; l'ossigeno è il polo negativo perché possiede un'elettronegatività (3,5) maggiore dell'idrogeno (2,1).

A volte, per raggiungere la configurazione a ottetto, due atomi devono mettere in comune due o più coppie di elettroni, dando vita a **legami doppi** (simboleggiati da 2 trattini) o a **legami tripli** (3 trattini). Esempi di questi legami li troviamo nelle molecole dell'ossigeno (O₂) e dell'azoto (N₂).



Il legame covalente, sia omopolare sia eteropolare, è un **legame intramolecolare**, cioè si instaura tra gli atomi della stessa molecola.

Esistono, però, anche **legami intermolecolari**, cioè legami che si instaurano tra molecole; uno dei più importanti è il *legame idrogeno*, che si trova in diverse sostanze tra cui l'acqua.

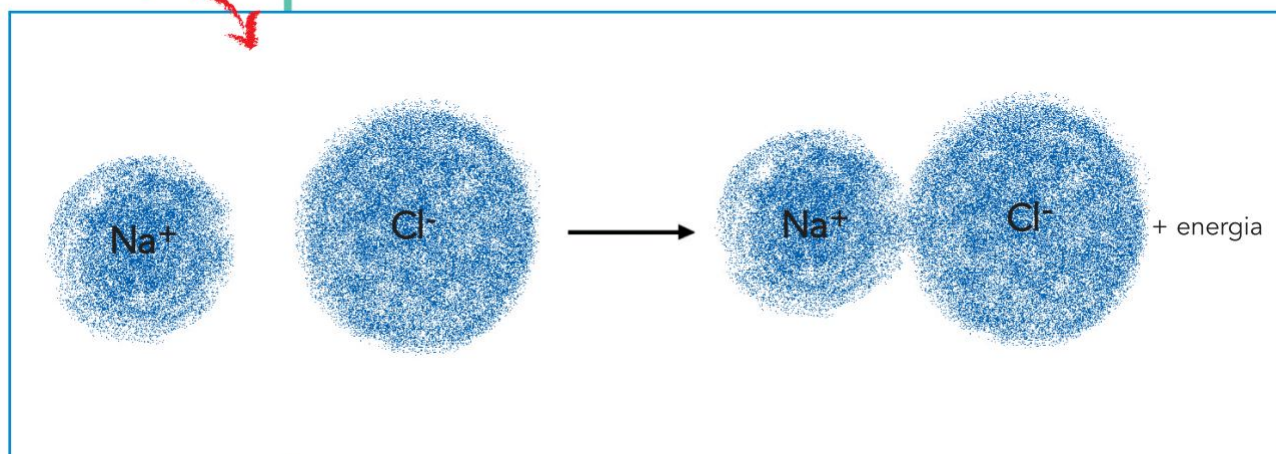


Legami idrogeno fra le molecole di acqua. Da questi legami dipendono le particolari proprietà di questa sostanza.

Legame ionico

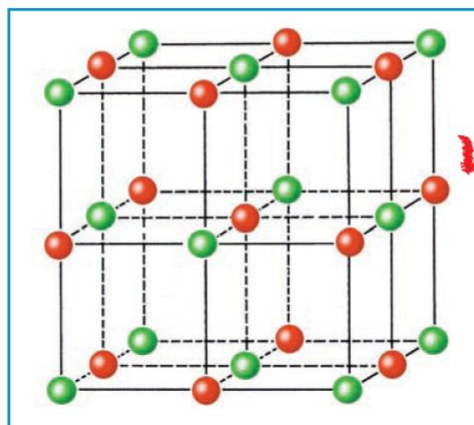
Il **legame ionico** si instaura in seguito alla cessione totale degli elettroni del guscio esterno da parte di un metallo nei confronti di un non metallo, a causa della notevole differenza di elettronegatività fra i due elementi chimici. Pertanto, gli atomi dei metalli si caricano positivamente (ioni positivi), mentre gli atomi dei non metalli si caricano negativamente (ioni negativi). Ioni di carica elettrica opposta (+ e -) si attraggono, instaurando un legame ionico. Ovviamente, le cariche positive (+) del metallo sono tante quanti sono gli elettroni ceduti e le cariche negative (-) del non metallo corrispondono al numero degli elettroni acquistati. Pertanto, i composti ionici sono neutri perché il numero delle cariche + è uguale al numero delle cariche -.

Rappresentazione del legame ionico in NaCl.



Nei composti ionici non si riconoscono vere molecole, in quanto ogni ione è attratto dagli altri ioni di segno opposto che lo circondano, dando origine a **reticoli cristallini** molto ordinati.

Allo stato solido i composti ionici sono duri ma fragili (battendoli si frantumano), possiedono un elevato punto di fusione (il sale da cucina fonde a 801 °C), non conducono bene l'elettricità e il calore, ma in acqua si sciolgono facilmente. Un tipico esempio di composto ionico è il *sale da cucina* o *cloruro di sodio*.



Nel cloruro di sodio ogni ione è legato a sei ioni di carica opposta che lo circondano; questa struttura si ripete in tutti i cristalli del sale da cucina. In figura le palline rosse e verdi corrispondono, rispettivamente, agli ioni sodio (Na^+) e cloro (Cl^-).

Unità didattica 2 Soluzioni, sospensioni e colloidi

► LE SOLUZIONI: GENERALITÀ

Una **soluzione** è un sistema omogeneo di due o più sostanze tra loro totalmente miscibili.

La sostanza disciolta in una soluzione si chiama **soluto**, mentre la sostanza in cui il soluto è disciolto si dice **solvente**. Nelle soluzioni le particelle del soluto hanno un *diametro* < 1000 picometri (un picometro è pari a 10^{12} metri) e con le particelle del solvente instaurano legami chimici di varia natura.

La presenza del soluto influenza le proprietà del solvente; sicuramente interessanti sono l'**innalzamento ebullioscopico**, cioè l'aumento della temperatura di ebollizione del solvente, che nell'acqua normalmente è $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, e l'**abbassamento crioscopico**, cioè la diminuzione del punto di congelamento del solvente, che nell'acqua è $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Nei vini, ad esempio, che possiamo considerare soluzioni acquose di alcol etilico, la **temperatura di congelamento** è pari a circa la metà della gradazione alcolica cambiata di segno; ciò significa che un vino secco con grado alcolico pari a 12% vol. congela a circa $-6\text{ }^{\circ}\text{C}$.

La concentrazione

Tra le proprietà di una soluzione, la **concentrazione** è fondamentale: essa indica la quantità di sostanza disciolta nella soluzione e può essere espressa in vari modi, tra cui ne ricordiamo due:

- **Concentrazione % in peso/volume:** indica i grammi di soluto disciolti in 100 ml (millilitri) di soluzione.
- **Concentrazione % in volume/volume:** indica quanti ml di soluto sono disciolti in 100 ml di soluzione; è molto utilizzata per esprimere la gradazione alcolica di vini, birre, liquori e distillati.

La concentrazione % in peso/volume di una soluzione in cui sono disciolti 60 grammi di soluto in 300 ml di acqua si calcola con una semplice proporzione:

$$60 : 300 = x : 100 \quad x = 20 \text{ grammi} \quad \text{ovvero } 20\%.$$

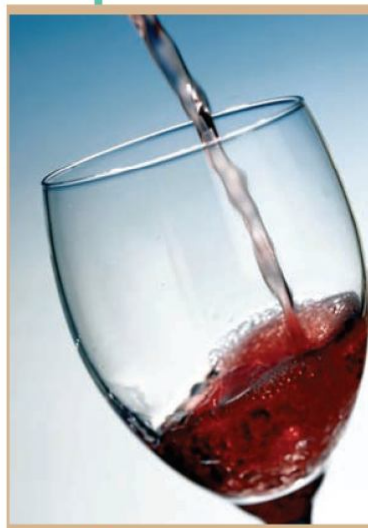
La concentrazione % in volume/volume si calcola in modo analogo. Ad esempio, per una soluzione in cui sono disciolti 150 ml di alcol in 1/2 litro di acqua, la concentrazione % in volume è:

$$150 : 500 = x : 100 \quad x = 30 \text{ millilitri} \quad \text{ovvero } 30\%$$

Le soluzioni acquose

Generalmente, il solvente è il componente più abbondante di una soluzione. Tra i solventi più comuni, l'acqua è di certo il più importante in campo alimentare; basti pensare alle soluzioni che l'acqua forma con l'anidri-

Soluzioni in laboratorio.



I vini sono soluzioni acquose di alcol etilico.

Bassa temperatura ed elevata pressione consentono una migliore solubilizzazione della CO₂ nei fluidi, come avviene nello spumante.



de carbonica (acque gassate, vini frizzanti, spumanti e bibite gassate), con l'alcol etilico (bevande alcoliche), con il sale (salamoie) e con il saccarosio (sciroppi zuccherini).

L'acqua, quindi, può legarsi con sostanze gassose, liquide o solide, dando così vita alle relative soluzioni acquose.

🌀 SOLUZIONI ACQUOSE DI GAS

L'anidride carbonica (CO₂) è capace di reagire chimicamente con l'acqua, formando acido carbonico, secondo la reazione reversibile:



Più la reazione procede verso destra, cioè verso la formazione dell'acido carbonico, maggiore è la quantità di CO₂ che si può sciogliere in un determinato volume di acqua.

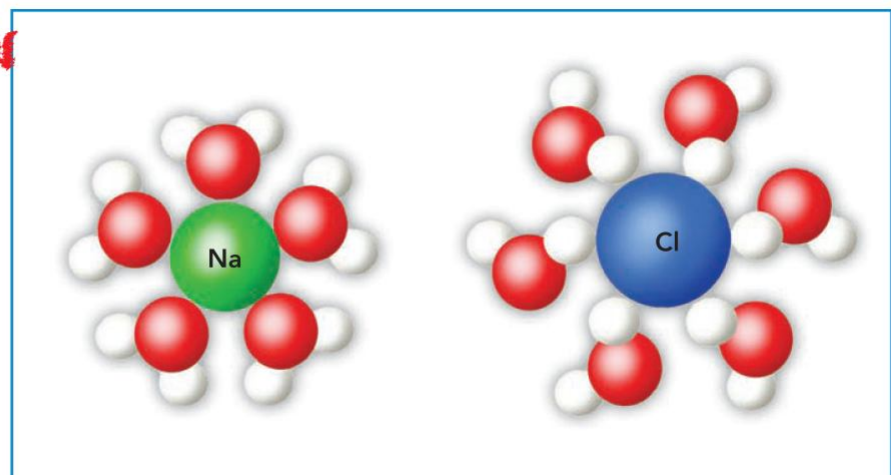
I fattori che favoriscono la dissoluzione della CO₂ sono la bassa temperatura e la pressione elevata. Sappiamo, infatti, che la quantità di spuma che si forma versando una birra è tanto minore quanto più bassa è la temperatura di servizio; a basse temperature, infatti, l'unione tra CO₂ e H₂O è facilitata. Analogamente, la spuma che esce quando si stappa uno spumante è dovuta alla forte differenza di pressione esistente tra l'interno della bottiglia e l'ambiente esterno.

🌀 SOLUZIONI ACQUOSE DI SOLIDI

Affinché un solido si sciogla in un solvente, è necessario che i legami che tengono unite le sue particelle si rompano e vengano sostituiti da altri legami più forti con le particelle del solvente.

L'acqua possiede questa proprietà nei confronti di diverse sostanze solide, con cui è capace di formare legami chimici stabili. Molte delle sostanze solide che si sciolgono in acqua hanno **legami ionici** come il comune sale da

Gli ioni sodio, positivi, attirano il polo negativo dell'acqua (costituito dall'ossigeno con parziale carica negativa), mentre gli ioni cloro, negativi, attirano il polo positivo dell'acqua (costituito dall'idrogeno con parziale carica positiva).



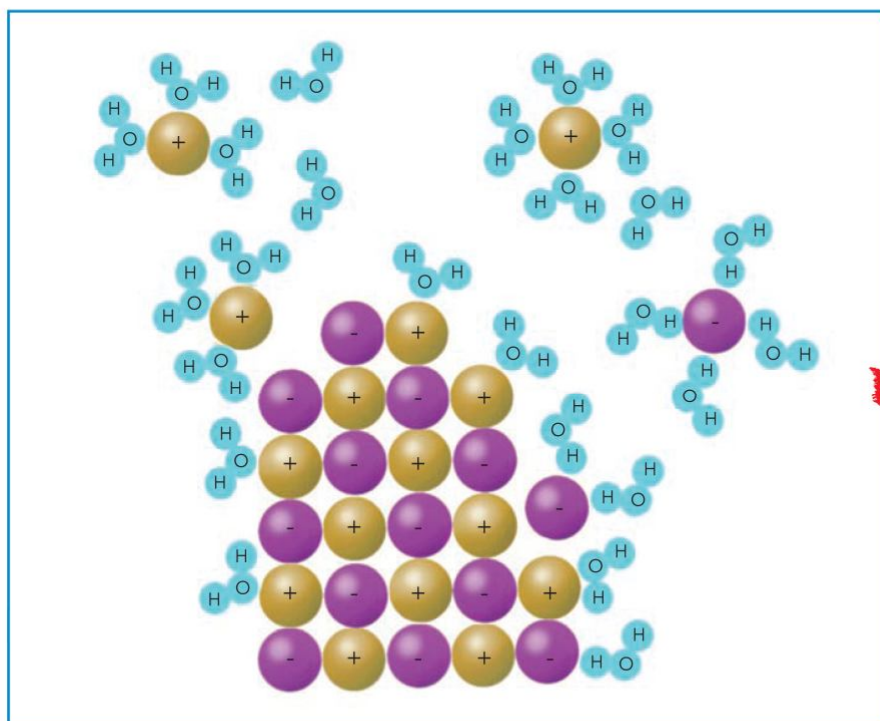
cucina, formato da ioni sodio (Na^+) e ioni cloro (Cl^-). Trattandosi di un solido ionico, esso si scioglie rapidamente nell'acqua perché questa è capace di separare gli ioni di segno opposto grazie alla polarità delle sue molecole; le molecole dell'acqua "rivestono" ciascun ione, tenendolo separato dagli altri, mediante il fenomeno della **solvatazione**.

Fra le molecole dell'acqua e gli ioni della sostanza disciolta si instaura un **legame ione-dipolo** che possiamo considerare una forma di legame intermolecolare.

Al momento di condire le insalate, quindi, bisogna rispettare la sequenza **sale** → **aceto** (o **limone**) → **olio**, in modo tale da favorire la completa dissoluzione del sale in acqua (o più esattamente nell'aceto o nel limone, soluzioni acquose di acido acetico e acido citrico) e, quindi, una sua distribuzione omogenea.

Se in una soluzione acquosa di un solido l'acqua è allontanata, ad esempio mediante ebollizione, a un certo punto la sua quantità non sarà più sufficiente per mantenere separati tutti gli ioni, per cui una parte di essi tornerà a unirsi e il sale ricomparirà allo stato solido, precipitando al fondo del recipiente (fenomeno della **precipitazione**). Lo stesso risultato si ottiene con un'eccessiva quantità del soluto disciolto; un esempio di precipitazione è quello dei cristalli di zucchero sulla superficie della **frutta candita**, ottenuta trattando la frutta con **soluzioni sovrassature** di saccarosio.

La capacità di un solvente di sciogliere un certo soluto, infatti, non è illimitata; esiste una quantità massima di soluto in grado di sciogliersi in 100 grammi di solvente a una determinata temperatura. Una soluzione che contiene tale quantità si dice **soluzione satura**. Il punto di saturazione aumenta all'aumentare della temperatura della soluzione; al di sopra di tale limite, la soluzione è sovrassatura e si verifica la precipitazione dell'eccesso di soluto in forma solida.



Il disegno mostra il fenomeno della solvatazione degli ioni in acqua.

🌀 SOLUZIONI ACQUOSE DI LIQUIDI

L'acqua scioglie diversi liquidi, tra cui l'alcol etilico. Le soluzioni acquose di alcol corrispondono praticamente alle diverse tipologie di bevande alcoliche che l'uomo consuma. Acqua e alcol etilico sono completamente miscibili perché sono sostanze polari, cioè nelle loro molecole sono presenti cariche



Lo zucchero tende a solidificare, cristallizzando in seguito alla perdita di acqua dalla soluzione in cui era diluito.

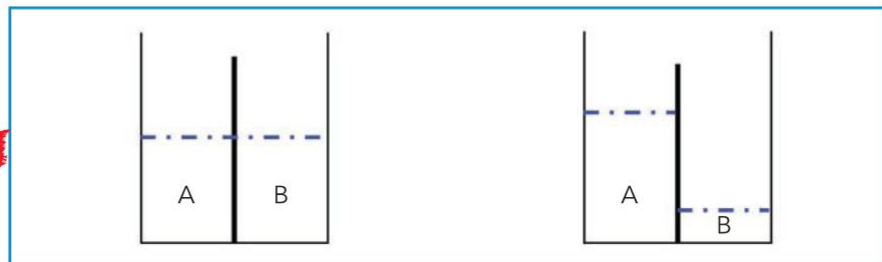
Nel dispositivo schematizzato in figura è possibile osservare il fenomeno dell'osmosi.

elettriche separate ed è possibile la formazione di forti legami idrogeno. La completa miscibilità tra acqua e alcol etilico consente di ottenere anche soluzioni alcoliche di acqua, in cui è l'alcol etilico a funzionare da solvente e l'acqua da soluto. Pensate, ad esempio, a quelle bevande alcoliche (come alcuni liquori) in cui il grado alcolico arriva fino a 60 – 70% in volume; di fatto, si tratta di soluzioni idroalcoliche in cui è l'alcol etilico a funzionare da solvente.

► OSMOSI E PRESSIONE OSMOTICA

In genere le proprietà delle soluzioni dipendono dalla natura chimica del soluto; fanno eccezione alcune proprietà che dipendono soltanto dal numero di particelle di soluto presenti per unità di volume, cioè dalla concentrazione della soluzione. Queste proprietà, di cui la *pressione osmotica* è un esempio, si dicono **proprietà colligative** e sono assolutamente indipendenti dal tipo di soluto disciolto nella soluzione.

Si può verificare sperimentalmente l'esistenza della pressione osmotica, ponendo tra una soluzione e il suo solvente (ad esempio tra una soluzione acquosa di proteine e l'acqua) una **membrana semipermeabile**, cioè che si fa attraversare dalle molecole del solvente (acqua), ma non da quelle del soluto (proteine). In tali condizioni si verifica un fenomeno chiamato **osmosi**. Nella figura sottostante la linea centrale, più spessa, rappresenta una membrana semipermeabile; nei due compartimenti sono presenti volumi eguali di due soluzioni acquose di proteine. La soluzione del comparto A, però, è più concentrata della soluzione del comparto B. Ebbene, in queste condizioni, l'acqua passa da B ad A in modo tale da diluire la soluzione A e annullare la differenza di concentrazione tra le due soluzioni.



L'**osmosi** consiste, quindi, nel passaggio spontaneo delle molecole del solvente dalla soluzione più diluita a quella più concentrata, attraverso le pareti della membrana semipermeabile; la pressione esercitata sulla membrana semipermeabile dalle molecole del soluto della soluzione più concentrata (che nel nostro caso è la soluzione A), si dice **pressione osmotica**.

Pressione osmotica e conservazione dei cibi

Se due soluzioni aventi la stessa pressione osmotica sono messe a contatto mediante una membrana semipermeabile nessuna delle due riuscirà a diluire l'altra (**soluzioni isotoniche**); se, invece, una soluzione A possiede una pressione osmotica maggiore di una soluzione B, il solvente passa da B ad

A, cioè dalla soluzione meno concentrata (**soluzione ipotonica**) a quella più concentrata (**soluzione ipertonica**), fino a raggiungere un equilibrio di concentrazione.

Perché, allora, sale e zucchero conservano i cibi? La conservazione dei cibi tramite queste due sostanze è resa possibile proprio dalle condizioni ipertoniche che si realizzano in tali conserve; le cellule dei microrganismi perdono, in queste condizioni, l'acqua, disidratandosi fino a livelli incompatibili con la vita, anche se esistono certe forme microbiche (alcuni stafilococchi, muffe e lieviti) capaci di sopravvivere a elevati valori di pressione osmotica.

► IL PH

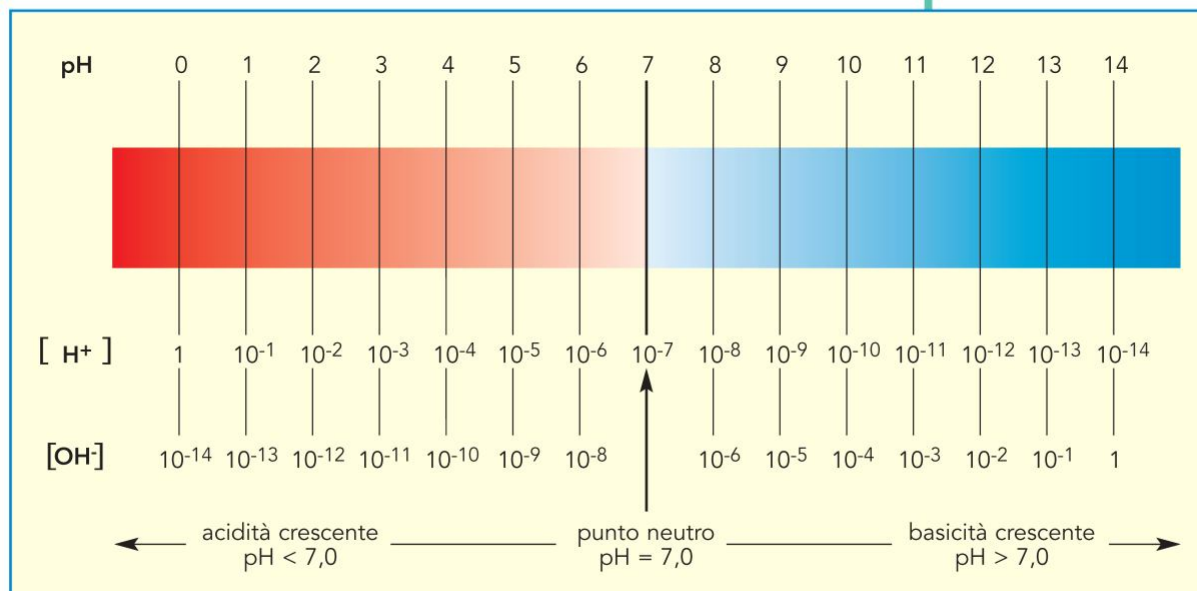
Tutte le sostanze che in acqua si comportano come il cloruro di sodio, e pertanto liberano ioni positivi (cationi) e ioni negativi (anioni), sono dette **elettroliti**. L'acqua stessa è soggetta, sia pure in misura minima, alla dissociazione ionica secondo questa reazione reversibile:



Nell'acqua pura gli ioni H^+ e OH^- sono presenti in uguale concentrazione, circa 10^{-7} per litro di acqua e, quindi, il prodotto tra le due concentrazioni è $10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$

Poiché esso è costante, ne deriva che se aumenta la concentrazione di uno ione quella dell'altro ione diminuisce in misura corrispondente. Quando la **concentrazione degli ioni H^+** è 10^{-7} la **soluzione** si dice **neutra**, **acida** se è $> 10^{-7}$ (cioè, secondo le potenze negative, 10^{-6} , 10^{-5} , 10^{-4} , ecc.), **basica** se è $< 10^{-7}$ (10^{-8} , 10^{-9} , 10^{-10} , ecc.).

La scala del pH.



Per esprimere il grado di acidità di una soluzione si ricorre al **pH**, un operatore matematico che corrisponde al *logaritmo in base 10 cambiato di segno del valore esponenziale della concentrazione degli ioni H^+* . Infatti, se la concentrazione degli ioni H^+ è 10^{-5} il pH è 5; pertanto, più piccolo è il valore del pH, più acida è la soluzione, cioè risulta maggiore la concentrazione degli ioni H^+ (vedi la scala valori del pH in tabella 1).

I vari composti chimici possono influenzare il valore del pH di una soluzione; infatti, esistono sostanze capaci di liberare ioni H^+ (il pH diminuisce perché aumenta la concentrazione degli ioni H^+), mentre altre sostanze liberano ioni OH^- (il pH aumenta perché gli ioni OH^- si legano agli ioni H^+) per formare acqua. Le sostanze del primo tipo sono considerate acide, mentre quelle del secondo tipo si dicono basiche o alcaline.

Tabella 1.

SCALA DEI VALORI DEL pH	
Valori del pH	Concentrazione degli ioni H^+
14	10^{-14}
13	10^{-13}
12	10^{-12}
11	10^{-11}
10	10^{-10}
9	10^{-9}
8	10^{-8}
7	10^{-7}
6	10^{-6}
5	10^{-5}
4	10^{-4}
3	10^{-3}
2	10^{-2}
1	10^{-1}

Si noti in tabella come la concentrazione degli ioni H^+ , che si può indicare anche tra due parentesi quadre $[H^+]$, aumenta al diminuire del valore del pH.

► SOSPENSIONI E COLLOIDI

Le **sospensioni** sono sistemi eterogenei in cui sono presenti più fasi; ciò è dovuto al fatto che le sostanze mescolate non sono tra loro solubili, come, ad esempio, la sabbia nell'acqua.

A differenza delle soluzioni, nelle sospensioni le particelle del materiale disciolto hanno un **diametro > 200000 picometri (1 pico = 10^{-12} metri)**. Inoltre, tra le particelle delle sostanze che formano una sospensione non si creano legami chimici.

I **colloidi** sono sistemi intermedi tra le soluzioni e le sospensioni; un sistema colloidale è costituito da una *fase dispersa* (paragonabile al soluto delle soluzioni) e da una *fase disperdente* (paragonabile al solvente).

Le particelle della fase dispersa hanno un **diametro compreso tra 1000 e 200000 picometri**. Esistono diversi tipi di colloidi, a seconda dello stato fisico (solido, liquido o aeriforme) in cui si trovano le due fasi. In campo alimentare sono particolarmente importanti le emulsioni e le schiume: vediamo qualche esempio.

<i>Fase dispersa</i>	<i>Fase disperdente</i>	Nome	Esempio
liquido	liquido	emulsione	vinaigrette, maionese
gas	liquido	schiuma	albume montato a neve

La vinaigrette, usata per condire le insalate, è un'emulsione instabile.

La *vinaigrette* è il classico condimento per insalate costituito da olio, aceto e sale (si chiama *citronnette* se l'aceto è sostituito dal succo di limone). Questa emulsione è instabile, in quanto, col tempo, l'olio si separa dall'aceto (o dal succo di limone) in cui la componente acquosa è predominante.

Per rendere stabile un'emulsione è necessario aggiungere una **sostanza emulsionante**, cioè capace di legare le due fasi liquide, costringendole a "stare insieme". È il caso della *maionese*, che possiamo considerare un'emulsione di olio e acqua (quella contenuta nel limone e nell'uovo), resa stabile dall'azione emulsionante delle proteine dell'uovo.

Nel bianco d'uovo montato a neve, la schiuma che si forma per incorporazione dell'aria durante lo sbattimento è resa stabile dalle proteine dell'albume stesso; le proteine, infatti, rivestono le bolle d'aria e le stabilizzano. Un esempio di schiuma è rappresentato dal bianco d'uovo montato a neve delle *meringhe*.



Unità didattica 3 I composti chimici

▶ LA VALENZA

Nella prima Unità Didattica di questo modulo si è detto che gli elementi chimici, unendosi, danno vita a innumerevoli sostanze composte; abbiamo anche visto che il tipo di legame chimico che si instaura tra due atomi dipende dalla differenza di elettronegatività e che a ogni atomo (o ione) presente in un composto è possibile assegnare, rispettando alcune regole, un numero di ossidazione.

Ma quanti legami può formare un elemento chimico? Per sapere ciò bisogna introdurre il concetto di **valenza**, che indica il numero di legami che ogni atomo di un elemento può instaurare con altri atomi uguali o diversi. Esistono così elementi monovalenti, cioè in grado di fare un solo legame, elementi bivalenti, trivalenti, tetravalenti e così via.

Poiché il numero di legami dipende dal numero di elettroni presenti nel livello esterno, la valenza si può definire anche come il numero di elettroni che un elemento perde, acquista o condivide quando i suoi atomi instaurano legami chimici.

Alcuni elementi possiedono una sola valenza: ad esempio, i metalli alcalini del I gruppo (litio, sodio, potassio, ecc.) sono esclusivamente monovalenti, mentre quelli del II gruppo (berillio, magnesio, calcio, ecc.) sono esclusivamente bivalenti, l'alluminio è sempre trivalente.

Altri elementi, invece, presentano più valenze (tabella 1); la capacità da parte dello stesso elemento di manifestare più valenze è dovuta a diversi fattori, quali la formazione di nuovi singoletti o l'impiego di orbitali pieni.



Gli elementi chimici si uniscono in relazione alla loro valenza, dando sostanze con proprietà caratteristiche. Nella foto alcuni cristalli di quarzo (SiO_2), le cui dimensioni sono facilmente intuibili nel raffronto con la ragazza che si trova accanto a loro.

VALENZE DI ALCUNI ELEMENTI CHIMICI		
Elemento	Gruppo	Valenze
Idrogeno	I	I
Litio, Sodio, Potassio	I	I
Berillio, Magnesio, Calcio	II	II
Boro, Alluminio	III	III
Carbonio	IV	II - IV
Azoto, Fosforo	V	I - III - V
Ossigeno	VI	II
Zolfo	VI	II - IV - VI
Fluoro	VII	I
Cloro	VII	I - III - V - VII
Ferro	Elemento di transizione	II - III
Rame	Elemento di transizione	I - II

Tabella 1.

Questa sorta di "cascata pietrificata" è formata da calcare (CaCO_3), carbonato di calcio, un sale.



L'atomo di carbonio è la base chimica per tutti gli organismi viventi.



► LA CLASSIFICAZIONE DEI COMPOSTI INORGANICI

I composti inorganici si classificano in diverse famiglie, che possiamo ordinare in tre grandi sequenze, a seconda che l'elemento originario sia un metallo o un non metallo oppure che siano presenti entrambi.



L'aggiunta di ossigeno a un metallo porta alla formazione di un ossido, mentre l'aggiunta di ossigeno a un non metallo genera un'anidride. L'ulteriore aggiunta di acqua genera gli idrossidi (o basi) e gli acidi.

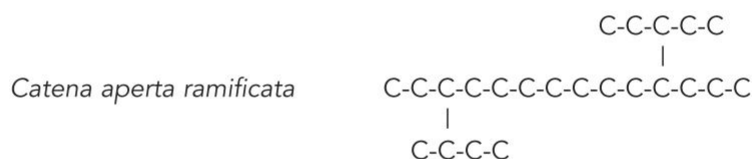
In tutti questi composti è presente il metallo o il non metallo, ma l'unione tra gli idrossidi e gli acidi porta alla formazione dei sali, nei quali, invece, è presente sia il metallo sia il non metallo.

L'attribuzione del nome ai singoli composti inorganici e le modalità per scriverne le formule chimiche si basano su alcune semplici regole, le quali sono oggetto di studio della chimica inorganica.

► L'ATOMO DI CARBONIO E LA CHIMICA ORGANICA

La chimica organica studia i composti del carbonio. Ma perché, fra tanti atomi di elementi diversi, i chimici hanno assegnato al carbonio un ruolo così privilegiato, al punto tale da dedicargli un'intera disciplina?

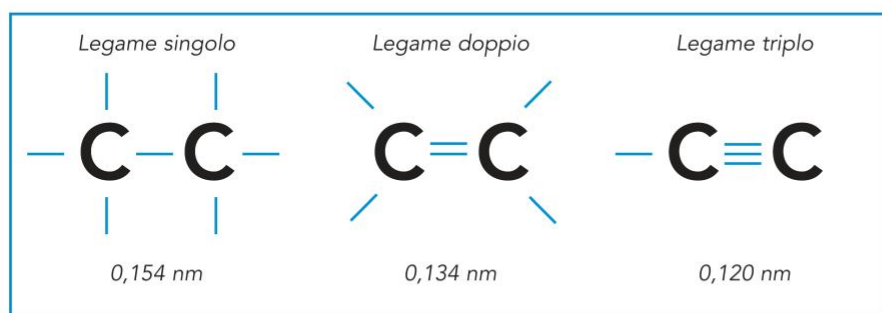
La risposta è che **il carbonio è l'elemento fondamentale su cui si basa la chimica degli organismi viventi**. I composti organici sono diversi milioni e ciò si spiega con la capacità che gli atomi di carbonio possiedono di legarsi gli uni con gli altri, dando vita a catene anche molto lunghe e complesse.



I legami tra gli atomi di carbonio possono essere *semplici* (un singolo trattino), *doppi* (due trattini) o *tripli* (tre trattini); i legami semplici sono molto forti, cioè difficili da rompere, per cui i composti organici che li presentano sono meno reattivi di quelli con doppi o tripli legami.

Nei composti organici, comunque, l'atomo di carbonio instaura quattro legami, quindi ha valenza quattro, perché possiede quattro elettroni spaiati o singoli.

I composti in cui il carbonio ha soltanto due legami sono pochissimi; un esempio è il monossido di carbonio (formula CO), che fa parte dei composti inorganici.



L'atomo di carbonio può formare tre tipi di legami: semplice, doppio e triplo. Ognuno di essi presenta una lunghezza via via minore.

Classificazione dei composti organici

I composti organici si possono classificare in tre categorie:

- **composti binari**, costituiti soltanto da 2 elementi (carbonio e idrogeno);
- **composti ternari**, formati da 3 elementi (carbonio, idrogeno e ossigeno);
- **composti quaternari**, composti da 4 elementi (carbonio, idrogeno, ossigeno e azoto).

Ne sono alcuni esempi:

- A) composti binari** IDROCARBURI
- B) composti ternari** ALCOLI ACIDI ESTERI ALDEIDI CHETONI AMMINE
- C) composti quaternari** AMMINOACIDI

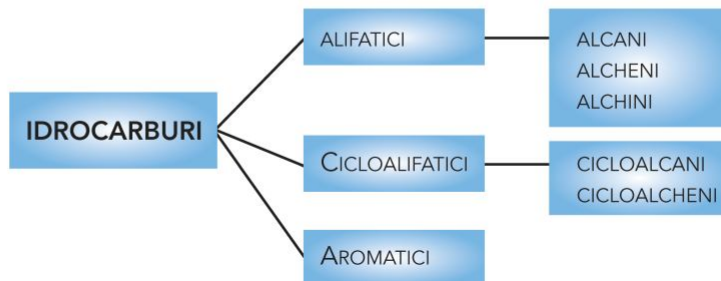
Il gruppo funzionale

vari composti organici possono essere classificati e riconosciuti anche in base al loro gruppo funzionale. Vediamo di capire di che cosa si tratta.

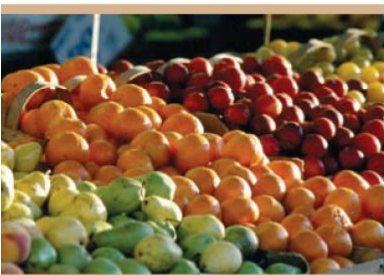
Il **gruppo funzionale** di una famiglia di composti organici è costituito da un *gruppo di atomi* che rende diversa quella famiglia da qualunque altra, attribuendole specifiche proprietà fisiche e chimiche; in alcuni casi un gruppo funzionale è anche un particolare *tipo di legame*, come il legame doppio degli alcheni o quello triplo degli alchini. Nelle righe che seguono prenderemo in esame i principali composti organici, classificati proprio in base al loro gruppo funzionale.

▶ GLI IDROCARBURI

Gli **idrocarburi** sono sostanze organiche binarie in cui il carbonio è accompagnato solo dall'idrogeno; a seconda del tipo di catena (aperta o chiusa) e del tipo di legami presenti (semplici, doppi o tripli) si classificano in:



L'etilene è un idrocarburo gassoso che viene spesso usato per forzare la maturazione della frutta.



Gli idrocarburi alifatici possono essere a catena aperta o a catena chiusa; in quest'ultimo caso è utilizzato il prefisso **ciclo**. Ci soffermeremo, in questa Unità Didattica, soltanto sulla famiglia degli alcani (idrocarburi alifatici a catena aperta).

Alcani e radicali alchilici

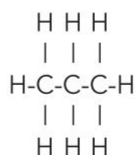
Negli **alcani** sono presenti soltanto legami semplici C-C e le catene che si formano possono essere lineari o ramificate. La loro formula generale è **$C_n H_{2n+2}$** , da cui si deduce che il numero di atomi di H è il doppio + 2 rispetto al numero di atomi di carbonio.

Tale regola è facilmente rilevabile nelle **formule brute** dei seguenti composti:

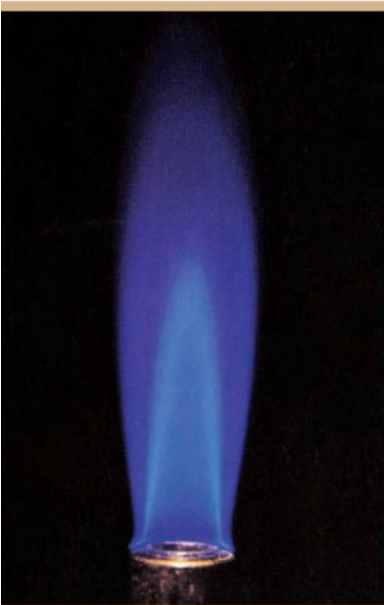
CH_4	metano
C_2H_6	etano
C_3H_8	propano
C_4H_{10}	butano
C_5H_{12}	pentano

Si noti che il nome degli alcani termina sempre con lo stesso suffisso (ano).

Riportiamo adesso, a titolo di esempio, la **formula di struttura** del propano:



La fiamma prodotta dal metano.



Perdendo un atomo di idrogeno, gli alcani si trasformano nei corrispondenti **radicali alchilici**, il cui nome si costruisce sostituendo il suffisso **-ano** dell'alcano con il suffisso **-ile**. Si può ricorrere anche al suffisso **-ilico** preceduto dalla parola "radicale" (regole di **nomenclatura IUPAC**).

CH_3	metile	radicale metilico
C_2H_5	etile	radicale etilico
C_3H_7	propile	radicale propilico
C_4H_9	butile	radicale butilico
C_5H_{11}	pentile	radicale pentilico

A differenza degli alcani, relativamente stabili perché i 4 elettroni spaiati del carbonio sono tutti impegnati nella formazione di legami, i radicali sono molecole altamente reattive in quanto, avendo perso un idrogeno, sono rimasti con un elettrone spaiato libero. Quindi, reagiscono velocemente per formare numerosi composti.

▶ ALCOLI

Gli **alcoli** sono composti organici ternari (C, H, O), nella cui struttura troviamo un radicale idrocarburico unito a uno o più **gruppi ossidrilici (OH)**. Il nome si attribuisce partendo da quello dell'idrocarburo corrispondente, per sostituzione dell'ultima lettera con il suffisso **-olo**, oppure si antepone la parola **alcol** al nome del radicale.

$\text{CH}_3\text{-OH}$	metanolo o alcol metilico
$\text{C}_2\text{H}_5\text{-OH}$	etanolo o alcol etilico
$\text{C}_3\text{H}_7\text{-OH}$	propanolo o alcol propilico

Il **gruppo OH ossidrilico** rappresenta, pertanto, il **gruppo funzionale** degli alcoli.

Poiché gli alcoli presentano sempre il gruppo OH, si può utilizzare la **formula generale R-OH** che li rappresenta tutti, dove con la lettera R indichiamo l'insieme dei radicali alchilici.

I composti con formula generale **Ar-OH**, invece, non sono alcoli ma **fenoli**. Il simbolo Ar indica l'insieme dei **radicali arilici**, cioè quelli degli idrocarburi aromatici.

Le regole per assegnare il nome ai composti organici sono state decise, a partire dalla fine del XIX secolo, da varie commissioni che hanno rappresentato i chimici di tutto il mondo. Il sistema di nomenclatura oggi in uso si chiama **IUPAC**: International Union of Pure and Applied Chemistry. Le regole su cui si basa il sistema IUPAC seguono lo stesso schema per tutte le famiglie di composti organici.

La fermentazione alcolica del mosto d'uva dà l'alcol etilico o etanolo.

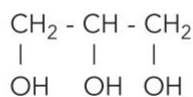


L'**alcol etilico**, formula bruta C_2H_5-OH , è l'alcol che si trova in tutte le bevande alcoliche; si presenta come un liquido incolore e di odore gradevole, che bolle a circa $76\text{ }^\circ\text{C}$. Si forma durante la fermentazione alcolica del mosto d'uva, in quanto gli zuccheri presenti (glucosio e fruttosio) sono trasformati in alcol etilico e anidride carbonica a causa di microrganismi unicellulari chiamati *saccaromiceti*.

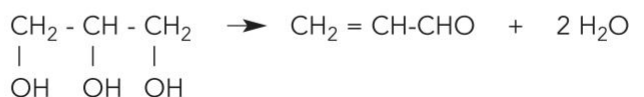


Le fermentazioni sono reazioni che avvengono generalmente in assenza di ossigeno; a seconda del prodotto finale si distinguono vari tipi: fermentazione alcolica, lattica, ecc.

Esistono alcoli con più di un gruppo OH; tra questi, particolare importanza riveste la **glicerina** o *glicerolo* (chiamata anche *propantriolo*, in quanto la catena idrocarburica è quella del propano).



La glicerina è un componente fondamentale della struttura di tutti i grassi, animali o vegetali, liquidi o solidi; dopo prolungato riscaldamento si decompone in acqua e **acroleina**, sostanza fortemente tossica di cui si arricchisce il fumo dei grassi durante le frittiture prolungate o ad alte temperature.



Glicerina

Acroleina

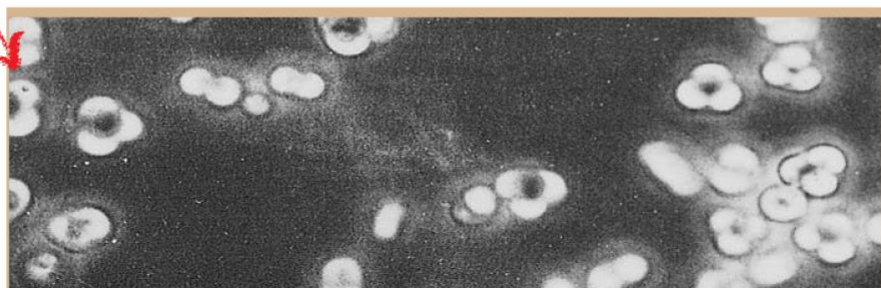
Acqua

Infine, quando i gruppi OH sono numerosi si parla di **polialcoli**; un esempio è il **sorbitolo**, utilizzato come dolcificante in caramelle, gomme, farmaci, ecc.). Il suo consumo eccessivo può causare diarrea.

La cottura troppo prolungata dei grassi determina la formazione di acroleina, un composto tossico.



Cellule riproduttive di saccaromiceti.



▶ GLI ACIDI CARBOSSILICI

Gli **acidi carbossilici** sono sostanze organiche ternarie (C, H, O), che presentano il **gruppo funzionale COOH (carbossile)**, da cui il loro nome. Alcuni esempi di acidi carbossilici sono i seguenti:

H-COOH	acido metano ico
CH ₃ -COOH	acido etano ico
CH ₃ -CH ₂ -COOH	acido propano ico
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	acido butano ico

Si noti che, poiché nel gruppo COOH è presente un atomo di carbonio, il nome dell'acido non deriva da quello del radicale idrocarburo unito al gruppo funzionale stesso, bensì dal nome dell'idrocarburo che ha lo stesso numero complessivo di atomi di carbonio, per sostituzione dell'ultima lettera con il suffisso **-oico**.

Gli acidi carbossilici alifatici hanno un secondo nome, che prende origine dalla sostanza o dall'organismo da cui gli acidi stessi sono stati isolati. Tale nome, in base alla nomenclatura tradizionale, termina con il suffisso **-ico**. Di seguito, riportiamo alcuni esempi:

H-COOH	acido form ico
CH ₃ -COOH	acido acet ico
CH ₃ -CH ₂ -COOH	acido propion ico
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	acido butir ico

Gli acidi alifatici hanno **formula generale R-COOH**, dove R indica l'insieme dei radicali alchilici; gli acidi in cui uno o più gruppi COOH sono inseriti su un anello aromatico derivano dall'**acido benzoico**.

Un'ulteriore distinzione fra gli acidi è basata sul numero di atomi di carbonio presenti nel gruppo R; abbiamo così **acidi a corta catena** (fino a 8 atomi di C), a **media catena** (10-14 atomi di C) e a **lunga catena** (≥ 16 atomi).

Le formiche producono una sostanza velenosa in cui si trova anche l'acido formico.



Nel lardo, come anche nel burro e nello strutto, abbondano gli acidi grassi saturi.



Nell'olio d'oliva
si trovano acidi
grassi insaturi.



L'acido palmitico, come
molti altri acidi carbossi-
lici, deve il suo nome
all'organismo da cui è
stato isolato, in questo
caso la palma.



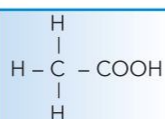
Acidi saturi e insaturi

Asseconda che tra gli atomi di carbonio del gruppo R siano presenti soltanto legami semplici (C - C) o anche legami doppi (C = C), si distinguono gli acidi **saturi** e quelli **insaturi**.

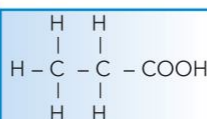
Gli acidi saturi presentano soltanto legami semplici. Essi sono solidi, di consistenza cerosa, e fondono a temperature vicine a quella ambiente; il punto di fusione dipende anche dalla lunghezza della catena R. Gli acidi saturi sono abbondanti nei grassi di origine animale, come il lardo, lo strutto e il burro. Negli acidi insaturi sono presenti anche doppi legami. Essi sono liquidi a temperatura ambiente e abbondano negli oli vegetali: olio d'oliva, di mais, di girasole, di soia, ecc.

Esempi di acidi saturi e di acidi insaturi sono i seguenti:

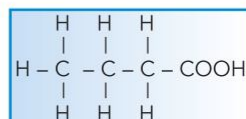
SATURI



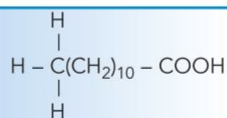
acido acetico



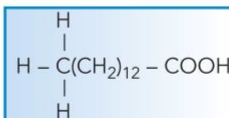
acido propionico



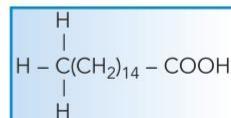
acido butirrico



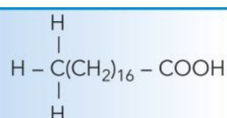
acido laurico



acido miristico

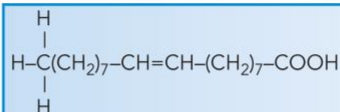


acido palmitico

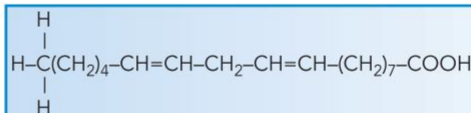


acido stearico

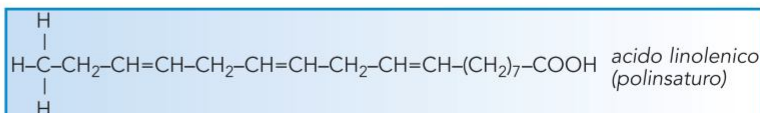
INSATURI



acido oleico
(monoinsaturo)



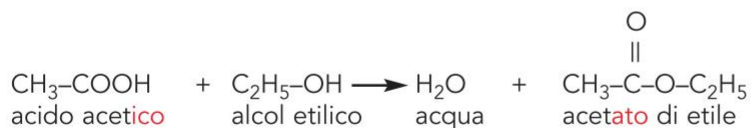
acido linoleico
(polinsaturo)



acido linolenico
(polinsaturo)

▶ ESTERI

Gli acidi carbossilici, reagendo con gli alcoli, danno origine agli **esteri**, il cui nome si costruisce partendo da quello dell'acido, per sostituzione del suffisso **-ico** con il suffisso **-ato**; alla fine segue il nome del radicale presente nell'alcol. Vediamo un esempio di reazione tra un acido e un alcol, con formazione di un estere:



La reazione interessa sempre il gruppo carbossilico dell'acido e quello ossidrilico dell'alcol. L'esterificazione è un processo molto importante nei vini, in cui contribuisce all'insieme delle sensazioni olfattive (**bouquet**). Nei vini troppo invecchiati è proprio la reazione tra l'alcol etilico e gli acidi che può comportare, nel tempo, una sensibile diminuzione del grado alcolico. Gli esteri degli acidi carbossilici con la glicerina si chiamano *gliceridi* o *grassi*, dei quali si discuterà nel Modulo 3.

▶ ALDEIDI E CHETONI

Entrambi i composti sono ternari (C, H, O), anche se caratterizzati da gruppi funzionali differenti:

CHO (per le aldeidi)

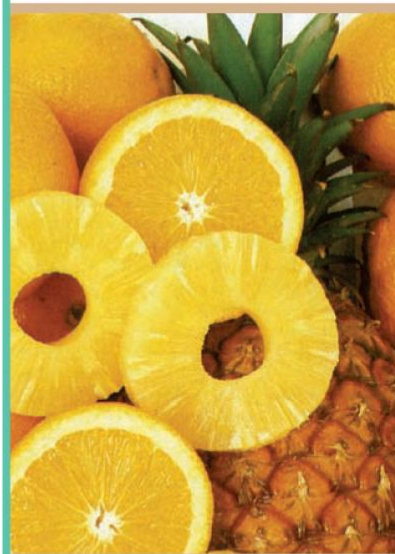
C = O (per i chetoni)

Formule generali:



Il nome delle **aldeidi** si costruisce o partendo dal nome dell'idrocarburo che ha lo stesso numero di atomi di carbonio (per sostituzione dell'ultima lettera con il suffisso **-ale**), oppure si utilizza il nome dell'acido corrispondente, preceduto dalla parola "aldeide".

Idrocarburo	Acido	Aldeide
propano	acido propionico	propanale o aldeide propionica
C ₃ H ₈	CH ₃ -CH ₂ -COOH	CH ₃ -CH ₂ -CHO



Molti esteri sono responsabili del profumo della frutta, come nel caso di quelli presenti nelle arance e nell'ananas.

La cannella, molto usata nella preparazione di dolci, contiene l'aldeide cinnamica.



Il gruppo amminico presente nelle ammine si trova anche negli amminoacidi, molecole che danno origine alle proteine, sia quelle animali, sia quelle vegetali.



Il nome dei **chetoni** si costruisce utilizzando il suffisso **-one**, oppure indicando i nomi dei due radicali uniti al gruppo funzionale $C = O$, seguiti dalla parola "chetone".

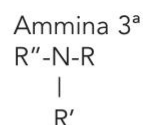
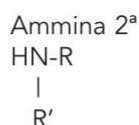
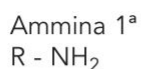
Come esempio di aldeidi abbiamo già parlato dell'acroleina; per i chetoni ricordiamo il propanone o dimetilchetone, con formula bruta $CH_3 - CO - CH_3$, meglio conosciuto col nome di **acetone**, il quale, oltre a essere un buon solvente per diverse sostanze, si forma nel nostro organismo in condizioni di digiuno (quando sono utilizzate le riserve di grasso corporeo), insieme ad altre sostanze analoghe (**corpi chetonici**). Questi ultimi si possono formare anche nel diabetico; un eccesso di corpi chetonici può causare gravi disturbi (febbre, vomito, ecc.), soprattutto nei bambini.

▶ AMMINE

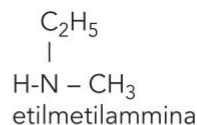
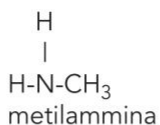
Le **ammine** sono composti organici ternari (C, H, N), che derivano dall'ammoniaca (NH_3) per sostituzione di uno, due o tutti e tre gli atomi di idrogeno con altrettanti radicali alchilici (R) o arilici (Ar).

A seconda del numero di radicali uniti all'atomo di azoto dell'ammoniaca, si distinguono **ammine primarie**, **ammine secondarie** e **ammine terziarie**. Ne riportiamo le formule generali.

Formule generali delle ammine:



Il nome delle ammine alifatiche (cioè quelle in cui il radicale è alchilico) si costruisce antepoendo alla parola ammina il nome del radicale (o dei radicali) unito (uniti) all'atomo di azoto.



Nel Modulo 3, quando parleremo delle proteine, vedremo che esiste una famiglia di sostanze organiche quaternarie, quella degli **amminoacidi**, nella cui struttura sono contemporaneamente presenti il **gruppo acido COOH** degli acidi carbossilici e il **gruppo amminico NH_2** delle ammine primarie.

Formula generale degli amminoacidi:

