



UNIVERSITÀ  
DEGLI STUDI  
DI PADOVA

Dipartimento di Scienze del Farmaco

**CORSO DI RECUPERO**  
**OBBLIGHI FORMATIVI AGGIUNTIVI**  
**CHIMICA**

Si occupa della materia, cioè di tutto ciò che occupa uno spazio fisico e ha una massa.

Studia la **struttura**, la **composizione**, le **proprietà**, le **trasformazioni** di sostanze inorganiche ed organiche, naturali e artificiali, cioè delle modifiche della loro composizione.

La **chimica** studia le leggi generali dei fenomeni chimici, gli elementi e i loro composti.

Nella chimica, l'unità fondamentale allo studio sono gli **elementi**.

Sistema di classificazione degli elementi, riassume in forma sintetica le informazioni che descrivono il comportamento chimico di tutti gli elementi.

La prima versione "moderna" fu preparata nel 1869 dal chimico russo Mendeleev

**Legend:**

- Metalli Alcalini (Yellow)
- Metalli Alcalino-Terrosi (Orange)
- Lantanidi (Light Purple)
- Attinidi (Pink)
- Elementi di Transizione (Light Blue)
- Metalloidi / Non Metalli (Light Green)
- Alogeni (Light Cyan)
- Gas Nobili (Light Green)

**STATI di AGGREGAZIONE a 20 °C:**

- SOLIDI (Black)
- LIQUIDI (Blue)
- GASSOSI (Red)
- ARTIFICIALI (White)

**Table Structure:**

- Periodo (Rows):** 1 to 7 (plus Lanthanide and Actinide series)
- Gruppo (Columns):** IA to VIIIA
- Element Data:** Atomic Number (top left), Symbol (top center), Name (bottom center), Atomic Weight (bottom right)

**Inset: Hydrogen (H) Properties:**

- Numero Atomico: 1
- Peso Atomico: 1,0079
- Valenza: 1
- Densità (g/cm<sup>3</sup>): 0,08989
- Temp. Fusione (°C): -252,87
- Temp. Ebollizione (°C): -182,96
- Numero di Ossidazione: +1
- Simbolo: H
- Nome: Idrogeno

E' costituita da 7 **periodi** (righe) e 18 **gruppi** (colonne).

Il nome di Tavola Periodica (TP) indica che le proprietà degli elementi che la costituiscono variano in modo periodico

- raggio atomico
- energia di ionizzazione
- affinità elettronica
- elettronegatività
- proprietà metalliche

Le proprietà degli elementi dipendono dalla configurazione elettronica esterna dei singoli atomi

# TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Metalli alcalini

Gas nobili

Calcogeni

Terrosi

Metalli di transizione

1 IA 1 H Hydrogen 1.01	2 IIA 4 Be Beryllium 9.01	Metalli di transizione										5 IIIA 5 B Boron 10.81	6 IVA 6 C Carbon 12.01	7 VA 7 N Nitrogen 14.01	8 VIA 8 O Oxygen 16.00	9 VIIA 9 F Fluorine 19.00	10 VIIIA 10 Ne Neon 20.18
11 IA 11 Na Sodium 22.99	12 IIA 12 Mg Magnesium 24.31	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII B	9 VIII B	10 VIII B	11 IB	12 IIB	13 IIIA 13 Al Aluminum 26.98	14 IVA 14 Si Silicon 28.09	15 VA 15 P Phosphorus 30.97	16 VIA 16 S Sulfur 32.06	17 VIIA 17 Cl Chlorine 35.45	18 VIIIA 18 Ar Argon 39.95
19 IA 19 K Potassium 39.10	20 IIA 20 Ca Calcium 40.08	21 Sc Scandium 44.96	22 IVB 22 Ti Titanium 47.88	23 VB 23 V Vanadium 50.94	24 VIB 24 Cr Chromium 51.99	25 VIIB 25 Mn Manganese 54.94	26 VIII B 26 Fe Iron 55.85	27 VIII B 27 Co Cobalt 58.93	28 VIII B 28 Ni Nickel 58.69	29 IB 29 Cu Copper 63.55	30 IIB 30 Zn Zinc 65.38	31 IIIA 31 Ga Gallium 69.72	32 IVA 32 Ge Germanium 72.63	33 VA 33 As Arsenic 74.92	34 VIA 34 Se Selenium 78.97	35 VIIA 35 Br Bromine 79.90	36 VIIIA 36 Kr Krypton 84.80
37 IA 37 Rb Rubidium 85.47	38 IIA 38 Sr Strontium 87.62	39 Y Yttrium 88.91	40 IVB 40 Zr Zirconium 91.22	41 VB 41 Nb Niobium 92.91	42 VIB 42 Mo Molybdenum 95.95	43 VIIB 43 Tc Technetium 98.91	44 VIII B 44 Ru Ruthenium 101.07	45 VIII B 45 Rh Rhodium 102.91	46 VIII B 46 Pd Palladium 106.42	47 IB 47 Ag Silver 107.87	48 IIB 48 Cd Cadmium 112.41	49 IIIA 49 In Indium 114.82	50 IVA 50 Sn Tin 118.71	51 VA 51 Sb Antimony 121.76	52 VIA 52 Te Tellurium 127.6	53 VIIA 53 I Iodine 126.90	54 VIIIA 54 Xe Xenon 131.29
55 IA 55 Cs Cesium 132.91	56 IIA 56 Ba Barium 137.33	57-71 Lanthanides	72 IVB 72 Hf Hafnium 178.49	73 VB 73 Ta Tantalum 180.95	74 VIB 74 W Tungsten 183.85	75 VIIB 75 Re Rhenium 186.21	76 VIII B 76 Os Osmium 190.23	77 VIII B 77 Ir Iridium 192.22	78 VIII B 78 Pt Platinum 195.08	79 IB 79 Au Gold 196.97	80 IIB 80 Hg Mercury 200.59	81 IIIA 81 Tl Thallium 204.38	82 IVA 82 Pb Lead 207.20	83 VA 83 Bi Bismuth 208.98	84 VIA 84 Po Polonium [208.98]	85 VIIA 85 At Astatine 209.98	86 VIIIA 86 Rn Radon 222.02
87 IA 87 Fr Francium 223.02	88 IIA 88 Ra Radium 226.03	89-103 Actinides	104 IVB 104 Rf Rutherfordium [261]	105 VB 105 Db Dubnium [262]	106 VIB 106 Sg Seaborgium [266]	107 VIIB 107 Bh Bohrium [264]	108 VIII B 108 Hs Hassium [269]	109 VIII B 109 Mt Meitnerium [278]	110 VIII B 110 Ds Darmstadtium [281]	111 IB 111 Rg Roentgenium [280]	112 IIB 112 Cn Copernicium [285]	113 IIIA 113 Nh Nihonium [286]	114 IVA 114 Fl Flerovium [289]	115 VA 115 Mc Moscovium [289]	116 VIA 116 Lv Livermorium [293]	117 VIIA 117 Ts Tennessine [294]	118 VIIIA 118 Og Oganesson [294]

Metalli alcalino-terrosi

Pnictogeni

Alogeni

Lantanidi

Attinidi

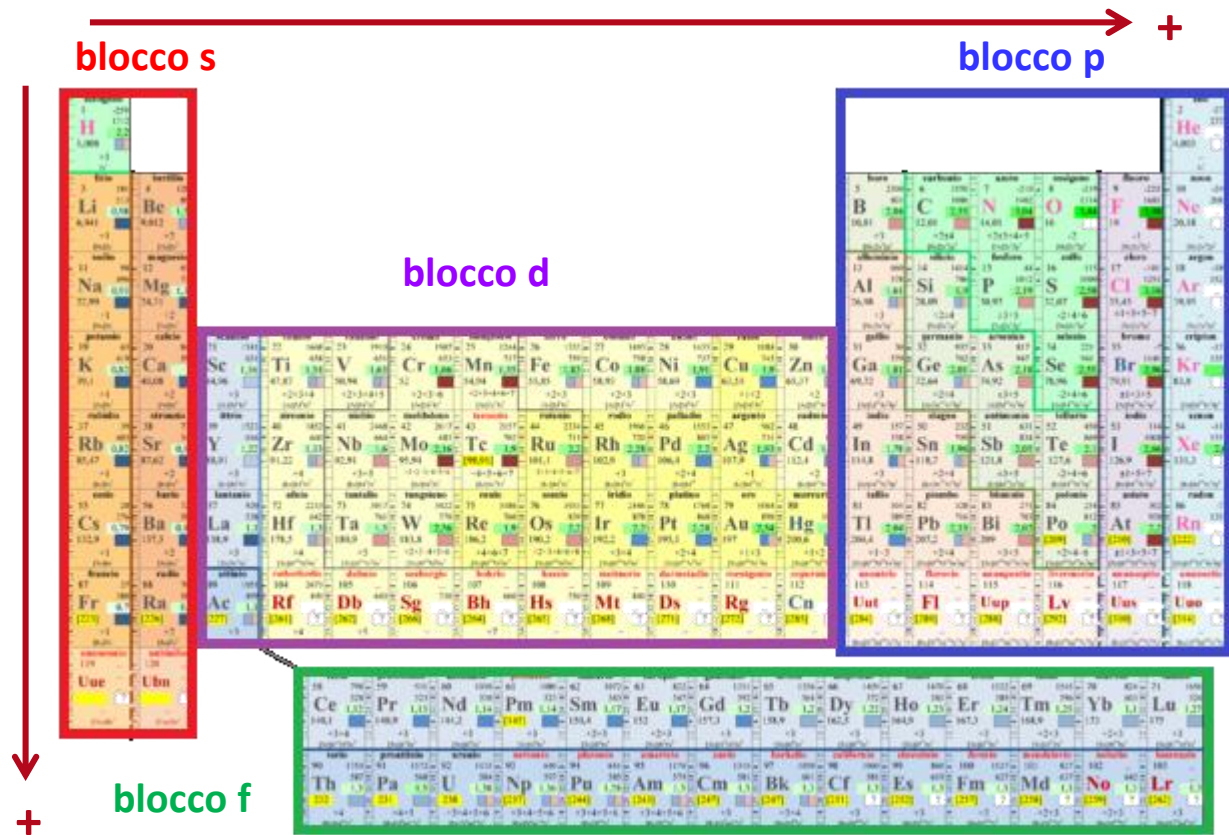
57 La Lanthanum 138.91	58 Ce Cerium 140.12	59 Pr Praseodymium 140.91	60 Nd Neodymium 144.24	61 Pm Promethium 144.91	62 Sm Samarium 150.36	63 Eu Europium 151.96	64 Gd Gadolinium 157.25	65 Tb Terbium 158.93	66 Dy Dysprosium 162.50	67 Ho Holmium 164.93	68 Er Erbium 167.26	69 Tm Thulium 168.93	70 Yb Ytterbium 173.06	71 Lu Lutetium 174.97
89 Ac Actinium 227.03	90 Th Thorium 232.04	91 Pa Protactinium 231.04	92 U Uranium 238.03	93 Np Neptunium 237.05	94 Pu Plutonium 244.06	95 Am Americium 243.06	96 Cm Curium 247.07	97 Bk Berkelium 247.07	98 Cf Californium 251.08	99 Es Einsteinium [254]	100 Fm Fermium 257.10	101 Md Mendelevium 258.10	102 No Nobelium 259.10	103 Lr Lawrencium [262]



# TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Le caselle della TP sono riempite secondo valori crescenti del **numero atomico** (che quasi sempre coincidono con valori crescenti di **massa atomica**), che aumentano sia lungo un periodo (sx-dx) sia dentro a un gruppo (alto-basso).

Si può suddividere la TP anche in blocchi (*s, p, d, f*), secondo la distribuzione degli elettroni Più ESTERNI (**configurazione elettronica**, v. oltre)



I periodi della TP hanno un'unica numerazione (1-7).  
Ad ogni periodo corrisponde un singolo valore di  $n$   
(numero quantico principale)

Muovendosi da sinistra a destra lungo ogni periodo si assiste alla progressiva variazione delle proprietà chimiche

Alle estremità di ogni periodo si trovano così elementi aventi comportamento chimico opposto.

I gruppi sono numerati o con numeri arabi (da 1 a 18) o con numeri romani (da I a VIII, seguiti da A o B). Gli elementi collocati in un gruppo hanno **comportamento chimico** simile: ad esempio, gli elementi del gruppo 1A reagiscono allo stesso modo nei confronti dell'ossigeno.

Gli elementi dello stesso gruppo formano composti chimici con analoga **stechiometria**, termine con il quale si indicano i rapporti quantitativi esistenti:

- tra i diversi elementi in un composto
- tra i diversi composti in una reazione chimica



- **Metalli alcalini**

I metalli alcalini hanno tutte le caratteristiche spiccatamente metalliche. Presentano un unico elettrone nell'orbitale esterno di tipo  $s$  ed hanno un'elevata tendenza a perdere questo elettrone dando ioni  $Me^+$  per raggiungere la configurazione elettronica stabile tipica dei gas nobili.

- **Metalli alcalino-terrosi**

Hanno comportamento metallico tanto più spiccato quanto maggiore è il valore del numero atomico  $Z$ .

Esistono in natura solo sotto forma di composti; formano facilmente (come i metalli alcalini) cationi bivalenti  $Me^{2+}$  e si ritrovano nei loro composti in tale forma.

- **Alogeni**

A causa della loro elevata reattività, questi elementi non si trovano in natura allo stato elementare, ma soltanto sotto forma di composti. Gli alogeni hanno in genere un'elevata elettronegatività.

- **Gas nobili**

Dal punto di vista elettronico, presentano l'orbitale più esterno del tutto riempito. Non hanno quindi nessuna tendenza ad acquistare o perdere elettroni e perciò risultano chimicamente inerti.

Le proprietà periodiche degli elementi dipendono dalla configurazione elettronica esterna degli atomi.

- **Raggio atomico**

In genere diminuisce lungo il periodo (sx-dx) e aumenta dentro un gruppo (alto-basso)

- **Energia di ionizzazione**

E' la minima energia richiesta per separare un elettrone da un atomo neutro. Aumenta lungo il periodo (sx-dx) e diminuisce lungo il gruppo (alto-basso). I valori più alti sono presenti nei gas nobili (è più difficile togliere a loro un elettrone), quelli più bassi nei metalli alcalini (è più facile sottrarre a loro un elettrone)

- **Affinità elettronica**

E' l'energia liberata o consumata quando un atomo neutro isolato e in fase gas acquista un elettrone, cambiata di segno. Il valore aumenta lungo il periodo (sx-dx), diminuisce all'interno di un gruppo (alto-basso).

- **Elettronegatività**

Rappresenta la capacità di un atomo di trattenere vicino a sé gli elettroni di legame. L'elettronegatività è correlata all'energia di ionizzazione. Essa aumenta lungo il periodo (sx-dx) e diminuisce all'interno di un gruppo (alto-basso). I gas nobili fanno eccezione (valore zero).

Scopo della chimica è conoscere e caratterizzare in modo completo un campione di materia, determinarne le proprietà fisiche e chimiche, quindi studiarne la reattività.

Ogni elemento ha una sua specifica identità. Dato l'elevato numero di elementi e, di conseguenza, dei composti che si possono ottenere da essi, ad ogni elemento si attribuisce un nome ed un **simbolo chimico univoco**.

Ad esempio, Calcio, dal latino "*calx*" = calcare, simbolo: Ca

La materia è costituita da atomi, dal greco "indivisibile".  
In realtà gli atomi sono a loro volta costituiti da **particelle subatomiche** più piccole:

- **Elettrone:** particella di piccola massa ( $m = 9,109 \times 10^{-31}$  kg), carica negativamente, si trova negli orbitali atomici
- **Protone:** particella relativamente pesante ( $m = 1,6726 \times 10^{-27}$  kg), carica positivamente, si trova nel nucleo
- **Neutrone:** particella relativamente pesante ( $m = 1,6749 \times 10^{-27}$  kg), priva di carica, si trova nel nucleo

NOTA: le masse del protone e del neutrone sono molto più grandi di quella degli elettroni; la massa di un elettrone è 1/1836 di quella di un protone e 1/1840 di quella di un neutrone.



L'atomo di un dato elemento  $X$  è costituito da un numero caratterizzante di particelle subatomiche.

Ogni atomo ha proprietà chimiche che dipendono dal suo numero atomico  $Z$ .

Ogni elemento della TP è identificato da:

Numero atomico ( $Z$ ) = numero di protoni

Numero di massa ( $A$ ) = somma ( $Z+N$ ) del numero di protoni e del numero di neutroni ( $N$ )



Un **nuclide** è una specie definita da un preciso valore di  $A$  e  $Z$ . Si distinguono:

- **Isotopi**

Due atomi con lo stesso valore di  $Z$  e diverso valore di  $A$ , quindi un diverso valore di  $N$ , ma con le stesse proprietà chimiche (ad esempio, prozio  $^1\text{H}$ , deuterio  $^2\text{H}$ , trizio  $^3\text{H}$ )

- **Isobari**

Due atomi con lo stesso valore di  $A$  ma un diverso valore di  $Z$  e  $N$  e diverse proprietà chimiche

- **Isotoni**

Due atomi con lo stesso valore di  $N$ , ma un diverso valore di  $Z$  e  $A$  e diverse proprietà chimiche

Il numero di protoni e di elettroni in un atomo neutro coincidono. Se in un atomo c'è uno sbilanciamento tra le cariche elettriche delle particelle subatomiche, esso diviene uno **ione**:

- **catione**

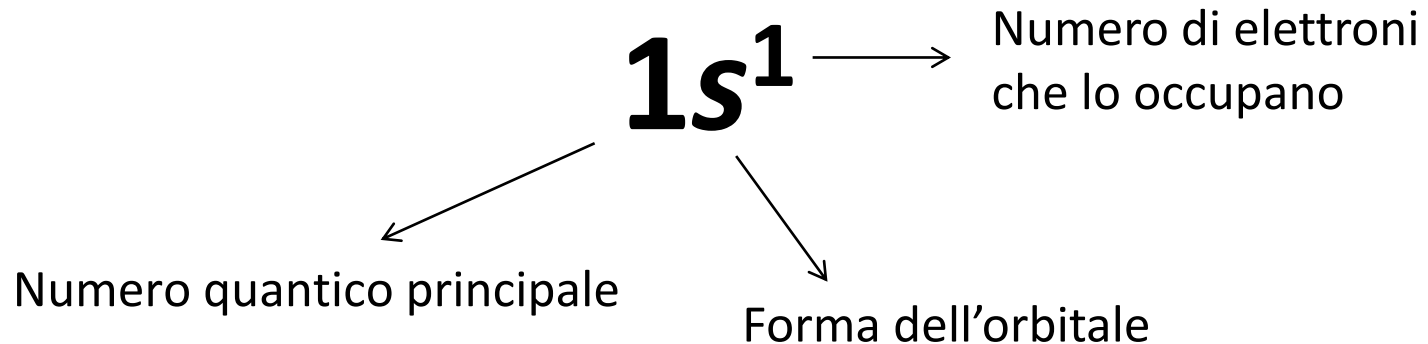
le cariche positive eccedono quelle negative (uno o più elettroni ceduti).

- **anione**

le cariche negative eccedono quelle positive (uno o più elettroni acquisiti)

N.B. si possono trasferire da un atomo all'altro solo cariche negative (ovvero, elettroni)

La configurazione elettronica di un atomo è lo schema di distribuzione dei suoi elettroni nei singoli orbitali atomici. Un singolo orbitale atomico può ospitare fino a un massimo due elettroni, con **spin** opposto. Gli orbitali occupati si descrivono:



La materia che ci circonda è composta da aggregati di particelle (atomi o molecole).

A seconda della distanza tra le particelle e della libertà di movimento che esse godono le une rispetto alle altre, la materia si presenta in tre diversi stati di aggregazione: lo **stato solido**, lo **stato liquido** e lo **stato aeriforme**.

In determinate condizioni di temperatura e pressione la materia può cambiare stato di aggregazione, assumendo diverse caratteristiche chimico-fisiche.

Fornendo o sottraendo energia al sistema si può ottenere un passaggio di stato (fusione, condensazione, sublimazione, solidificazione, evaporazione, ecc. )

I miscugli (o miscele) risultano dall'unione fisica di due o più sostanze e hanno una composizione e quindi proprietà chimiche e fisiche variabili da punto a punto.

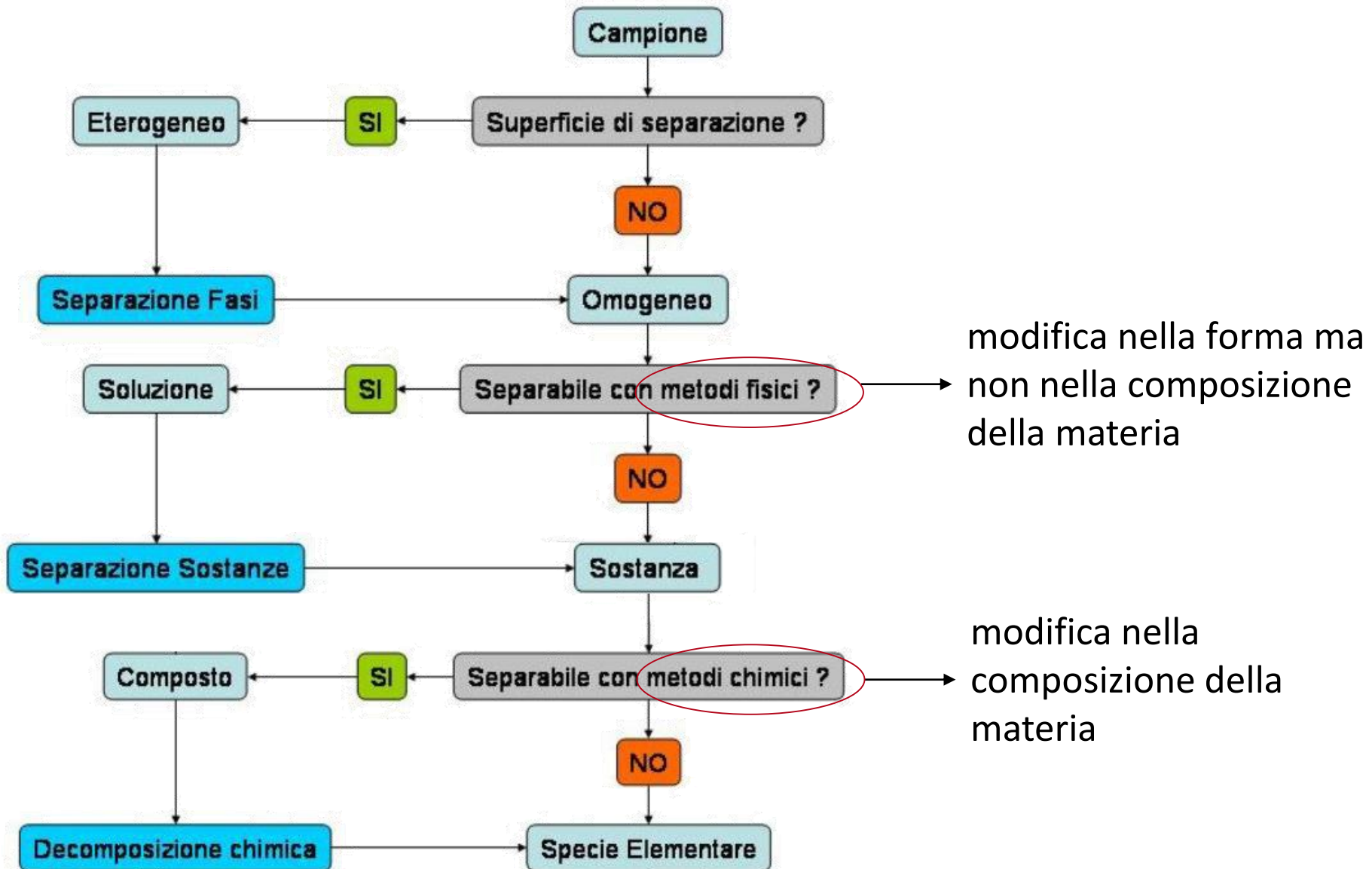
I miscugli si distinguono in:

- **miscugli eterogenei**  
quando sono individuabili due o più fasi.
- **miscugli omogenei**  
quando si presentano in un'unica fase e i singoli componenti non sono distinguibili.

I miscugli omogenei sono anche detti **soluzioni**, formate da un componente più abbondante, il **solvente**, che determina lo stato fisico del sistema, e da un componente disperso nel solvente, il **soluto**.



# SISTEMI ETEROGENEI vs OMOGENEI



Una **sostanza** è un campione di materia che ha specifiche proprietà uguali in ogni punto e che, inoltre, non può essere separato in un altro materiale per mezzo di processi fisici.

Le sostanze si distinguono in:

- **elementi**

quando non possono essere decomposte per mezzo di processi chimici in sostanze più semplici.

- **composti**

quando sono formate da due o più elementi differenti chimicamente, che possono quindi essere separati per mezzo di processi chimici.

I composti sono combinazioni di atomi.

Secondo la **legge di conservazione della massa** (legge di Lavoisier) *"la massa totale dei prodotti formati in una reazione deve essere esattamente uguale alla massa totale delle sostanze di partenza o reagenti"*.

I rapporti di combinazione tra gli elementi in un composto sono fissi, quindi si parla di **legge delle proporzioni definite** (legge di Proust): *"le proprietà dei composti sono invariabili come lo è il rapporto dei loro costituenti"*.

La **legge delle proporzioni equivalenti** (legge di Richter) stabilisce che *"le stesse quantità relative di due elementi che si combinano con un terzo elemento si combineranno anche tra di loro"*.

La **legge delle proporzioni multiple** (legge di Dalton) afferma che *"i pesi (quantità di massa) di un elemento che si combinano con un altro elemento per formare composti diversi, stanno tra loro in rapporti espressi da numeri piccoli e interi"*.

Secondo la **teoria atomica di Dalton** *"un composto consiste in un gran numero di molecole identiche, ciascuna costituita dallo stesso piccolo numero di atomi disposti nello stesso identico modo"*.

Quindi un composto deve possedere una formula molecolare definita, al cui interno i vari atomi stanno tra di loro negli stessi rapporti definiti dai pesi di combinazione.

Ogni composto è quindi caratterizzato da una precisa **formula chimica**.

Tra le molecole più semplici vi sono:

- **molecole biatomiche omonucleari** (tutte gassose)  
ad esempio  $N_2$ ,  $O_2$ ,  $Cl_2$
- **molecole biatomiche eteronucleari**  
ad esempio  $CO$ ,  $NO$
- **molecole poliatomiche**  
ad esempio  $CO_2$ ,  $NO_2$ ,  $CH_4$ ,  $SF_6$



Un composto chimico si forma nel momento in cui si stabiliscono le condizioni per dar luogo ad un certo numero di **legami chimici**.

Un legame si forma quando due atomi mettono in comune almeno un elettrone ciascuno.

Ogni legame singolo è formato da una coppia di elettroni.

I vari tipi di legame si distinguono in base a come sono condivisi e distribuiti gli elettroni.

I legami si dicono **intramolecolari**, se sono responsabili dell'unione degli atomi all'interno di una molecola, oppure si dicono **intermolecolari**, se sono responsabili dell'unione tra molecole diverse.

- **Legame covalente omopolare (o puro)**

gli elettroni sono equamente condivisi tra gli atomi che lo formano (distribuzione simmetrica). Esempi sono le molecole biatomiche omonucleari, i solidi molecolari come  $P_4$ ,  $S_8$  e i solidi covalenti che formano un reticolo ordinato, come gli allotropi del carbonio, grafite e diamante.

N.B. il riferimento alla polarità mette in luce come i diversi tipi di atomi abbiano una diversa capacità di trattenere gli elettroni del legame attorno a sé.

- **Legame covalente eteropolare (o polare)**

La distribuzione degli elettroni è asimmetrica ed essi permangono di più sull'atomo più elettronegativo. Ad esempio, composti come fosfina  $\text{PH}_3$  o metano  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CO}_2$  ecc.

N.B. di norma, un legame covalente polare è più stabile di un legame covalente omopolare.

Due atomi con uguale elettronegatività danno legami omopolari; due atomi a diversa elettronegatività danno legami polari (o eteropolari).

- **Legame ionico**

Se la differenza di elettronegatività tra gli atomi di legame è elevata ( $> 1,9$ ) e gli elettroni di legame stanno stabilmente entrambi sull'atomo più elettronegativo.

Ad esempio, NaCl, cloruro di sodio.

il sodio tende a cedere l'unico elettrone nel guscio esterno per ottenere la configurazione elettronica più stabile del gas nobile che lo precede, diventando ione  $\text{Na}^+$ ; il cloro tende ad acquisire l'elettrone mancante per ottenere la configurazione elettronica più stabile del gas nobile che lo segue, diventando ione  $\text{Cl}^-$ . Avendo le due specie cariche di segno opposto, esse si attraggono e formano il legame ionico.

N.B. Composti caratterizzati da legame ionico sono solidi, buoni conduttori dell'elettricità, solubili in acqua

- **Legame metallico**

Il legame presente nei metalli non è riconducibile al modello ionico, in quanto gli atomi sono tutti uguali e non ci può essere tra loro interazione elettrostatica, ma non si può nemmeno assimilare al legame covalente.

Si può pensare che tutti gli elettroni disponibili siano condivisi fra tutti gli atomi presenti; si può quindi immaginare la struttura di un metallo come un **reticolo cristallino** formato dai nuclei dei metallo, circondato da una nube di elettroni mobili, diffusa su tutto il reticolo.

Tra le proprietà che conferisce il legame metallico vi sono alta conducibilità elettrica e termica, duttilità.

- **Legame dipolo-dipolo**

Attrazione elettrostatica tra i poli opposti di molecole dipolari, cioè molecole che presentano una estremità (polo) positivo,  $\delta^+$  ed uno negativo,  $\delta^-$ .

Le molecole dipolari si avvicinano e tendono a disporre i loro poli di carica opposta l'uno di fronte all'altro. In tale modo si raggiunge una configurazione di elevata stabilità che rende minima l'energia potenziale del sistema.

- Forze di van der Waals

Quando, in un dato istante, gli elettroni si trovano casualmente più addensati ad un lato della molecola, la distribuzione delle cariche non è più uniforme.

La molecola si trova ad avere due poli elettrici istantanei (dipolo indotto): questi dipoli elettrici istantanei si attirano a vicenda, ma tali attrazioni sono significative solo quando le molecole sono molto vicine tra loro.

- **Ponte a idrogeno**

Particolare tipo di interazione dipolo-dipolo, che si viene a formare tra molecole nelle quali un atomo di idrogeno si trova legato con legame covalente ad un atomo molto elettronegativo.

La parziale carica positiva assunta dall'atomo di H consente ad esso di legare, con legame elettrostatico, un altro atomo elettronegativo.

La sua energia di legame è nettamente superiore a quella delle altre forze intermolecolari.



La **formula chimica** è la prima importante fonte di informazioni su un dato composto chimico.

La classificazione in base a formule chimiche ci permette di identificare classi di composti chimici (ad esempio, idruri, ossidi, alogenuri, ecc.) e di affrontare il problema della **nomenclatura**.

E' necessario stabilire delle regole per nominare i composti. In modo semplice si può parlare di **composti binari** quando sono presenti due sole specie chimiche.

In particolare, se l'ultimo atomo è ossigeno, il composto è detto **ossido** (nome tradizionale, non IUPAC).

A questa regola generale vi sono eccezioni, ad esempio:

$H_2O$  acqua (non viene chiamata ossido di idrogeno)

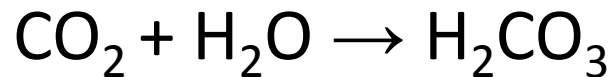
$B_2O_3$  anidride borica (non ossido di boro)

Anche il termine di **anidride** (non IUPAC) deriva in realtà dalla nomenclatura tradizionale.

Se un ossido dà reazione **acida** in acqua, è detto **anidride**.

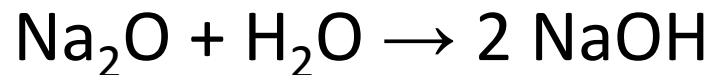
Se dà reazione **basica**, è detto semplicemente **ossido**.

Ad esempio:



La reazione forma acido carbonico

$\text{CO}_2$  è chiamata anidride carbonica



La reazione forma soda caustica o idrossido di sodio

$\text{Na}_2\text{O}$  è chiamato ossido di sodio

- **idrossido o idrato**  
se il composto presenta il gruppo -OH
- **alogenuri**  
per i composti derivati dagli alogeni.  
Ad esempio,  
NaF = fluoruro di sodio, KCl = cloruro di potassio
- **ammonio**  
è il nome attribuito al catione poliatomico  $\text{NH}_4^+$

Composti formati tra tre elementi del tipo MXO, dove M è un metallo o H, X è un non metallo, O l'ossigeno, sono detti **composti ternari**.

Quando M = H, abbiamo gli **ossiacidi**

Ad esempio

$H_2BO_3$  acido borico

$H_3PO_4$  acido fosforico

Quando M = metallo, il composto è un **sale**, il cui nome si può immaginare derivato dal rispettivo ossiacido

Ad esempio

$Na_2BO_3$  borato di sodio

$Na_2CO_3$  carbonato di sodio

Il valore della **massa molecolare** è un valore difficile da determinare, perché bisognerebbe prima determinare la massa di ogni singolo atomo, a sua volta data dalla somma delle masse delle particelle subatomiche.

Si tratta di valori di massa dell'ordine di  $10^{-27}$  kg per gli atomi e di  $10^{-25}$  kg per le molecole.

Ad esempio, massa dell'atomo di Ossigeno ( $^{16}_8\text{O}$ )

$8 \times 1,6749 \times 10^{-27}$  kg (neutroni)

$8 \times 1,6726 \times 10^{-27}$  kg (protoni)

$8 \times 9,109 \times 10^{-31}$  kg (elettroni)

Si introduce quindi un'unità di massa adeguata alle dimensioni di atomi e molecole, definita **UMA** **Unità di Massa Atomica** (indicata anche come Dalton, Da)

Per esprimere le unità di misura si adotta il sistema decimale, in cui le varie misure sono espresse come potenze di 10 e in cui si identificano multipli e sottomultipli.

Prefisso	Simbolo	Valore	Valore in notazione scientifica
Esa, exa	E	1 000 000 000 000 000 000	$10^{18}$
Peta	P	1 000 000 000 000 000	$10^{15}$
Tera	T	1 000 000 000 000	$10^{12}$
Giga	G	1 000 000 000	$10^9$
Mega	M	1 000 000	$10^6$
Kilo	K	1 000	$10^3$
Etto	h	100	$10^2$
Deca	da	10	$10^1$
Unità		1	$10^0$
Deci	d	1/10	$10^{-1}$
Centi	c	1/100	$10^{-2}$
Milli	m	1/1 000	$10^{-3}$
Micro	$\mu$	1/1 000 000	$10^{-6}$
Nano	n	1/1 000 000 000	$10^{-9}$
Pico	P	1/1 000 000 000 000	$10^{-12}$
Femto	f	1/1 000 000 000 000 000	$10^{-15}$
Atto	a	1/1 000 000 000 000 000 000	$10^{-18}$

Per effettuare le misure sono state identificate **unità fondamentali** e **unità derivate**, ottenute dalla combinazione di due o più unità fondamentali.

## Grandezze fondamentali

Grandezza fisica	Simbolo della grandezza	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura
lunghezza	l	metro	m
massa	m	kilogrammo	kg
tempo	t	secondo	s
corrente elettrica	I	ampere	A
temperatura	T	kelvin	K
quantità di sostanza	n	mole	mol
intensità luminosa	iv	candela	cd

## Grandezze derivate

Grandezza fisica	Nome dell'unità di misura	Simbolo dell'unità di misura
area	metro quadrato	m <sup>2</sup>
volume	metro cubo	m <sup>3</sup>
densità o massa volumica	kilogrammo al metro cubo	kg/m <sup>3</sup>
forza	newton	N
pressione	pascal	Pa
energia, calore, lavoro	joule	J
velocità	metri al secondo	m/s
accelerazione	metri al secondo quadrato	m/s <sup>2</sup>
potenza	watt	W
carica elettrica	coulomb	C
differenza di potenziale elettrico, forza elettromotrice	volt	V
resistenza	ohm	Ω
frequenza	hertz	Hz



Le dimensioni di atomi e molecole sono espresse in termini di picometri o nanometri (ad esempio, il raggio di un atomo oscilla tra i 30 e 150 pm). Spesso però si preferisce usare l'Angstrom (Å):  $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$

N.B. vi sono unità di misura non-SI, come il litro per la misura del volume (al posto del  $\text{m}^3$ ), l'atmosfera per la misura di pressione (al posto del Pascal), la caloria come unità di misura dell'energia (al posto del Joule) o l'Angstrom (v. sopra).

Sono necessari **fattori di conversione** per tradurre queste unità di misura nei corrispondenti valori delle unità SI.

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ l} = 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

La massa di un atomo è espressa in rapporto ad una unità di riferimento, la massa di un atomo di Carbonio 12,  $^{12}\text{C}$ .

Così, **1 uma = 1/12 della massa assoluta di un atomo di  $^{12}\text{C}$**

La massa di un atomo di  $^{12}\text{C}$  espressa in uma vale così esattamente 12,000 (numero puro).

N.B. La massa di un atomo è una misura relativa che indica quante volte la massa di 1 uma è contenuta nella massa dell'atomo.

La **massa atomica relativa** di  $^1\text{H}$  è il rapporto tra la massa di  $^1\text{H}$  in kg/massa uma in kg = 1,0079.

**1 uma =  $1,660540 \times 10^{-27}$  kg**

La **massa molecolare relativa** è la somma delle masse atomiche in uma degli atomi costituenti.

Se le masse atomiche relative espresse in una per H, O, C valgono, rispettivamente, 1,0079, 15,9994, 12,011.....

Quanti atomi di H sono contenuti in 1,0079 g di H?

Quanti atomi di O sono contenuti in 15,9994 g di O?

Quanti atomi di C sono contenuti in 12,011 g di C?

Intuitivamente, il numero di atomi deve essere **lo stesso**.

Esprimendo l'uma in g , il rapporto nei tre casi vale:

$$1,000000 \text{ g} / 1,660540 \times 10^{-24} \text{ g} = 6,022 \times 10^{23}$$

**$6,022 \times 10^{23}$**  viene detto **Numero (o costante) di Avogadro**

La **mole** è la quantità di sostanza pura che contiene un numero di Avogadro di unità elementari (atomi, molecole o ioni).

La massa di una mole di qualsiasi elemento o composto si chiama **massa molare** (MM) ed ha le dimensioni di  $\text{g mol}^{-1}$ .

Conversione grammi - mole

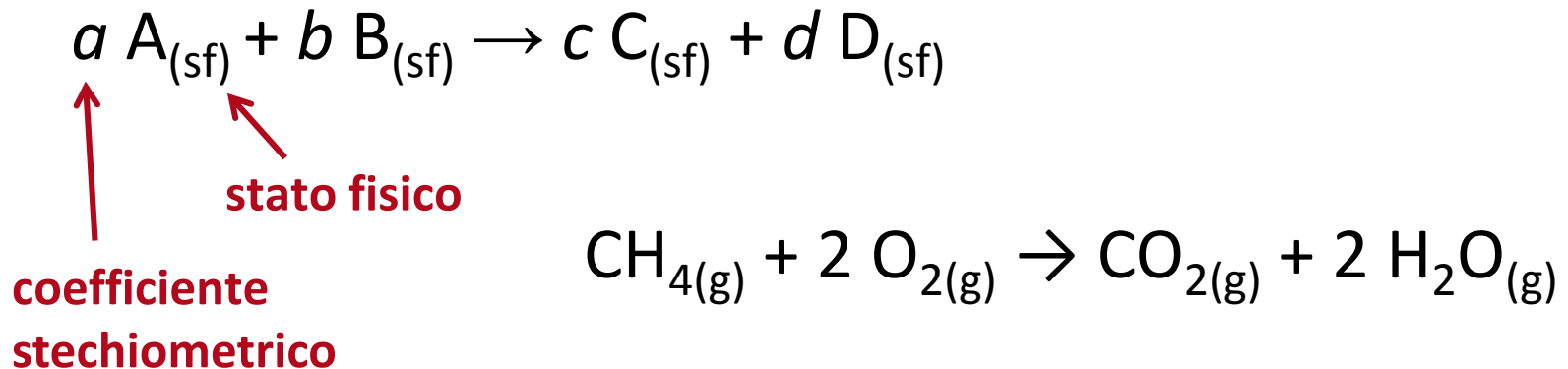
$$n = \frac{m(\text{g})}{\text{MM}(\text{g mol}^{-1})}$$



numero di moli

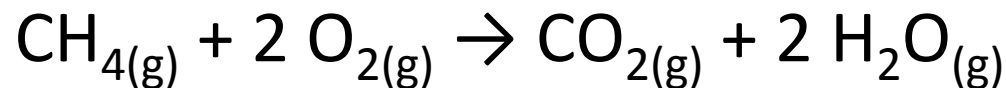
Studia le proporzioni secondo cui gli elementi si combinano per formare composti e le quantità di elementi o composti che prendono parte a una reazione chimica e che si formano durante la stessa.

Un'equazione chimica descrive una reazione ponendo in genere i **reagenti** a sinistra e i **prodotti** a destra, secondo lo schema:



Un'equazione chimica si **bilancia** ponendo davanti alle molecole gli opportuni coefficienti stechiometrici, fino al raggiungimento dell'uguaglianza degli atomi presenti nei reagenti e nei prodotti. Si può procedere così:

- per primi si bilanciano gli atomi dei metalli e dei non metalli
- si bilanciano gli ioni poliatomici come fossero un unico gruppo di atomi
- si bilanciano per ultimi gli atomi di idrogeno e di ossigeno, se presenti



E' possibile classificare i diversi tipi di reazione come segue:

- **reazioni di sintesi**: producono un solo composto a partire da due o più reagenti
- **reazioni di decomposizione** (o scissione): si verificano quando un singolo reagente si decompone originando due o più prodotti
- **reazioni di neutralizzazione**: avvengono tra un acido e una base (idrossido) in cui si ha sempre la formazione di molecole d'acqua e la produzione di un sale
- **reazioni di sostituzione** (o scambio semplice): si verificano quando un elemento libero va a sostituire uno degli elementi presenti nel composto
- **reazioni di doppio scambio** (o metatesi): in cui i composti si scambiano elementi in forma ionica

- **reazioni redox** (dette anche ossido-riduzioni) in cui almeno due elementi, appartenenti a due differenti composti (reagenti), modificano il proprio numero di ossidazione (N.O.) nel passaggio da reagenti a prodotti. In particolare, uno dei due elementi si **riduce**, cioè diminuisce il proprio N.O., mentre l'altro elemento si **ossida**, cioè aumenta il proprio N.O.

La **riduzione** può essere equiparata all'acquisto di elettroni (cioè cariche negative), mentre **l'ossidazione** equivale alla perdita di elettroni.

Il composto che si ossida ha il ruolo di **riducente**, mentre quello che si riduce ha il ruolo di **ossidante**.



Il **numero di ossidazione** è la carica che assumerebbe un elemento in un composto, se gli elettroni che esso impiega nella formazione dei propri legami fossero attribuiti, in ciascun legame, all'elemento più elettronegativo.

nome	ferro	temperatura di fusione (°C)
numero atomico	26	1535
simbolo	<b>Fe</b>	2861
massa atomica (u)	55,85	1,83
	+2+3	7,86
	<u>[Ar]3d<sup>6</sup>4s<sup>2</sup></u>	

temperatura di ebollizione (°C)  
elettronegatività (secondo Pauling)  
densità (g/cm<sup>3</sup>)  
numeri di ossidazione  
configurazione elettronica

## Alcune regole sul N.O.

- Una sostanza elementare ha sempre N.O. = 0
- Per uno ione monoatomico con una certa carica, il N.O. è uguale alla carica dello ione; ad esempio, N.O.=+1 per  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ , ecc; N.O.=+2 per  $\text{Ca}^{++}$ , ecc; N.O.=+3 per  $\text{Fe}^{+++}$ , ecc.
- Un caso particolare può essere quello di ioni biatomici come  $\text{Hg}_2^{++}$ : in tal caso N.O. di ognuno degli atomi costituenti sarà N.O.=+1 (due cariche ma con due atomi)
- Alcuni elementi hanno sempre lo stesso numero di ossidazione nei loro composti
- In un composto neutro, la somma algebrica di tutti gli N.O. deve essere nulla

Per **soluzione acquosa** si intende un sistema costituito da un'unica fase liquida, in cui uno o più componenti sono disciolti da un solvente che è l'acqua. I componenti sono detti **soluti** e sono presenti in quantità nettamente inferiore rispetto al solvente.

Una soluzione acquosa (come tutte le soluzioni) è fisicamente omogenea: le sue proprietà fisiche non dipendono dalla quantità presa in esame.

La concentrazione si può esprimere in base al numero di moli di soluto, nelle seguenti modalità:

- **Molarità (M)**  
numero di moli di soluto contenute in 1 litro di soluzione
- **Molalità (m)**  
numero di moli di soluto contenute in 1 Kg di solvente
- **Frazione molare (x)**  
rapporto tra il numero di moli del soluto ed il numero totale di moli dei componenti della soluzione

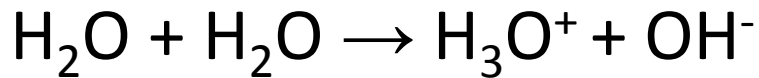
La concentrazione molare è espressa riportando tra parentesi quadre la formula chimica del soluto:

[NaCl]= 1,00 significa che la soluzione di NaCl è 1,00 molare

Altre modalità per indicare la concentrazione di un soluto sono:

- **Percentuale in massa** (%  $m/m$ )  
numero di grammi di soluto in 100 g di soluzione
- **Percentuale in volume** (%  $V/V$ )  
numero di millilitri di soluto in 100 mL di soluzione
- **Percentuale massa-volume** (%  $m/V$ )  
numero di grammi di soluto in 100 mL di soluzione

Le molecole dell'acqua possono andare incontro a spontanea **dissociazione**. Il processo può essere descritto dalla reazione:



In acqua pura a 25°C, la concentrazione delle specie  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  è identica e vale:

$$[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] \approx 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

Gli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  tendono continuamente a dissociarsi e a riassociarsi, poiché due cariche elettriche di segno opposto si attirano.

Il **prodotto ionico dell'acqua**  $K_W$  è costante a  $T$  costante, dipende solo da  $T$  e non dalla presenza di soluti

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

Le proprietà di  $K_W$  impongono che, se  $[H_3O^+]$  aumenta per aggiunta di un acido, cioè  $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ , si verifica una diminuzione di  $[OH^-]$ , in modo che il prodotto tra i valori di queste concentrazioni si mantenga uguale a  $10^{-14}$

Il **pH** è una scala di misura dell'acidità (o basicità) di una soluzione acquosa. E' il logaritmo (decimale) negativo della concentrazione degli ioni  $H_3O^+$ :

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+]$$

Il pH di soluzioni acquose assume valori compresi fra 0,00 (massima acidità) e 14,00 (massima basicità).

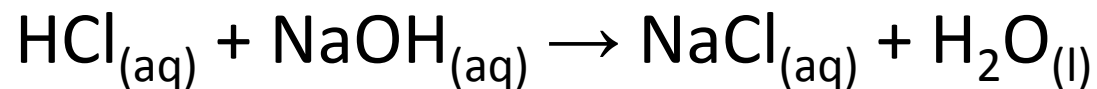
$$\text{p}K_W = \text{pH} + \text{pOH} \quad 0 \leq \text{pH} \leq 14$$

Al valore intermedio di 7,00 corrisponde la condizione di neutralità, tipica dell'acqua pura a 25 °C.

Sostanze in grado di modificare la concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  od  $\text{OH}^-$  interferiscono con l'equilibrio di dissociazione dell'acqua.

Un **acido** è una sostanza che causa un aumento della concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$ , una **base** è una sostanza che causa un aumento della concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$ .

Quando un acido e una base reagiscono tra loro si ha una reazione di **neutralizzazione** e si producono **sali**:





Alcuni acidi e basi in acqua si **ionizzano** completamente, cioè tutte le loro molecole si suddividono in ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  e anione (se acidi) o in ioni  $\text{OH}^-$  e cationi (se basi).

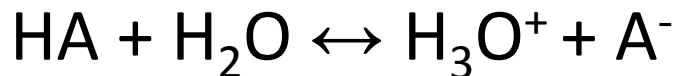
Questi composti vengono denominati rispettivamente **acidi forti** e **basi forti**.

La maggior parte degli acidi e delle basi tuttavia, non va incontro ad una ionizzazione completa, poiché solamente una piccola frazione delle loro molecole produce ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  (se acidi) o ioni  $\text{OH}^-$  (se basi).

Questi composti vengono denominati rispettivamente **acidi deboli** e **basi deboli**, e le loro reazioni di ionizzazione sono **reazioni di equilibrio**.

Per tali composti si definisce una **costante di ionizzazione** che dipende solo dalla temperatura,  $K_a$  per gli acidi,  $K_b$  per le basi.

Un acido reagisce secondo:



(dove il simbolo  $\leftrightarrow$  indica che la reazione è di equilibrio)

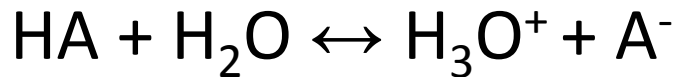
Quindi

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

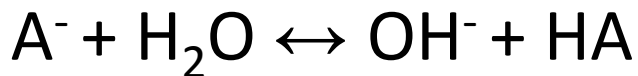
Trasformando questa espressione in funzione del logaritmo negativo delle grandezze riportate, si ottiene:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}, \quad \text{dove } \text{p}K_a = -\log K_a$$

Per un acido che reagisce secondo:



la specie deprotonata  $\text{A}^-$ , che si chiama **base coniugata** dell'acido HA, può reagire secondo:



e per essa si può definire una  $K_b = [\text{OH}^-] [\text{HA}]/[\text{A}^-]$ , e la relativa  $\text{p}K_b$ .

Data la  $\text{p}K_a$  di un acido, è automaticamente definita la  $\text{p}K_b$  della sua base coniugata: tanto più è piccola la  $\text{p}K_a$  (acido forte), tanto più elevata è la  $\text{p}K_b$  coniugata (base debole).

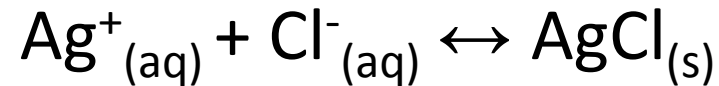
N.B. il pH misura una caratteristica di una soluzione che può variare, mentre la  $\text{p}K_a$  è una caratteristica specifica (intrinseca) di un acido e non cambia se non cambia  $T$ .

Si può definire **solubilità** la massima quantità in grammi di un dato soluto che, a una data temperatura, si scioglie in 1,00 litro di soluzione.

Una soluzione che contiene una quantità di soluto inferiore al valore della solubilità a quella temperatura si dice **insatura**.

Se tentiamo di sciogliere una maggiore quantità di sostanza rispetto a quella indicata dalla solubilità, la soluzione diventa temporaneamente **sovrasatura**; una parte del soluto non si può sciogliere e si deposita come corpo di fondo o **precipitato**. La soluzione che rimane al di sopra del corpo di fondo è una soluzione **satura**.

Nel caso di un sale poco solubile, la reazione che rappresenta la precipitazione del corpo di fondo è del tipo:



ed è chiamata **reazione di precipitazione**.

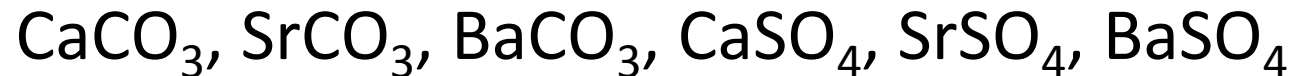
Reazioni di precipitazione sono quelle che determinano il deposito dei minerali della crosta terrestre, ad esempio, **solfori, ossidi, idrossidi, solfati, carbonati e fosfati**.

Di seguito alcuni esempi di sali poco solubili:

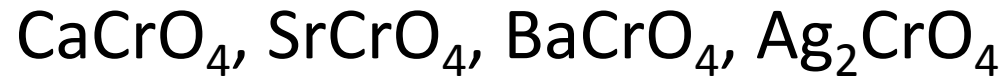
- **Alogenuri**



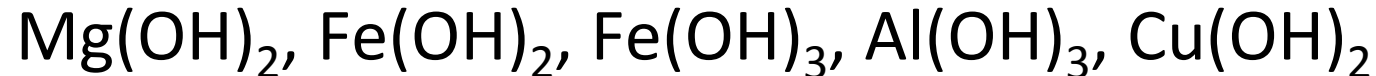
- **Carbonati e solfati**



- **Cromati**



- **Idrossidi**



- **Solfuri**



Per tali composti si può definire una **costante di solubilità**

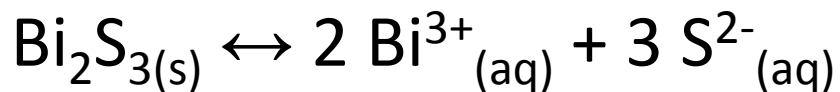
$K_{ps}$  che dipende solo dalla temperatura.

Questa costante si riferisce alla reazione inversa a quella di precipitazione, così, per un sale che reagisce secondo:



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

Espressioni analoghe cambiano forma a seconda del numero di ioni che costituiscono il sale poco solubile.



$$K_{ps} = [\text{Bi}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3$$