



Corso di

Chimica dei beni culturali

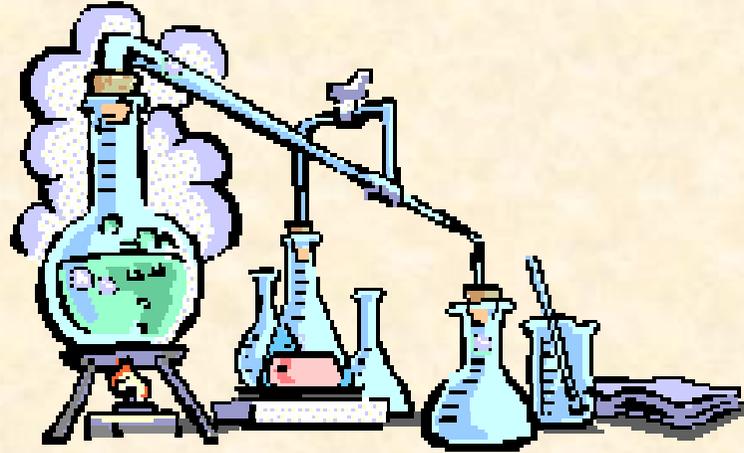
6 CFU

Prof. Enrico Prenesti

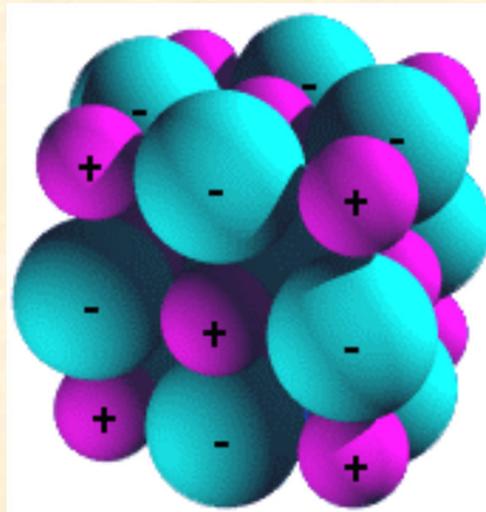
Università degli Studi di Torino

Dipartimento di Chimica





RIPASSO DI CHIMICA



CONCETTI

Vi sono due tipologie di concetti:

1. **concetti CATEGORIALI**: riguardano tutto ciò che cade sotto la **capacità sensoriale**; sono relativi a oggetti materiali, che classifichiamo in categorie in base ad un processo di astrazione empirica (basata sull'identificazione degli attributi essenziali in una serie di oggetti);
2. **concetti FORMALI**: riguardano l'**immateriale** o tutto ciò che è **inaccessibile ai sensi** (energia, elemento chimico, protone, orbitali, ecc.); sono ottenuti in base ad un processo di astrazione a partire da idee/opinioni che conducono a **modelli della realtà**.

La chimica utilizza entrambe le tipologie concettuali.

LA CHIMICA

Chimica **INORGANICA**: tanti elementi, pochi composti (migliaia).

Chimica **ORGANICA**: pochi elementi, tanti composti (vari milioni, circa il 98% di tutte le sostanze note).

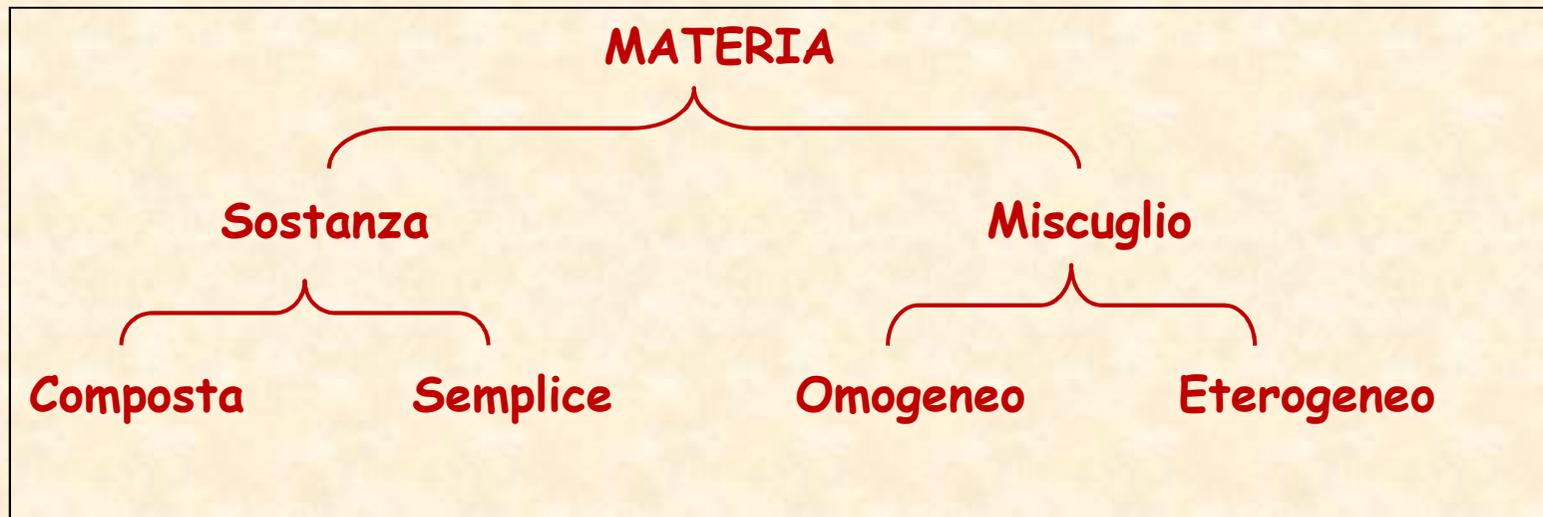
Chimica **INORGANICA DEL CARBONIO**: composti del C allo stato **OSSIDATO** (CO , CO_2 , CS_2 , H_2CO_3 e carbonati, HCN e cianuri, HOCN e cianati, HNCO e isocianati, HSCN e isotiocianati, carburi); CO_2 è il composto di C più ossidato.

Chimica **ORGANICA DEL CARBONIO**: composti del C allo stato **RIDOTTO**; da CH_4 , che è il composto di C più ridotto.

MATERIA E SOSTANZE

Classificazione della materia:

- sostanze: semplici (o elementari) e composte,
- miscugli: omogenei ed eterogenei.



Per miscuglio si intende l'insieme di sostanze che, pur mescolate, conservano comunque inalterate le loro singole caratteristiche.

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Metalli alcalini

Gas nobili

Alogeni

Metalli alcalino-terrosi

Calcogeni

Tabella Periodica degli Elementi

Metalli di transizione
I, II e III serie

numero atomico
simbolo
peso atomico

1 (I)											13 (III)	14 (IV)	15 (V)	16 (VI)	17 (VII)	18	
1 H 1,007 94(7)	2 (II)											5 B 10,811(7)	6 C 12,0107(8)	7 N 14,0067(2)	8 O 15,9994(3)	9 F 18,998 4032(5)	10 Ne 20,1797(6)
3 Li 6,941(2)	4 Be 9,012 182(3)											13 Al 26,981 538(2)	14 Si 28,0855(3)	15 P 30,973 761(2)	16 S 32,065(5)	17 Cl 35,453(2)	18 Ar 39,948(1)
11 Na 22,989 770(2)	12 Mg 24,3050(6)	3 (IIIA)	4 (IVA)	5 (VA)	6 (VIA)	7 (VIIA)	(VIII)			11 (IB)	12 (IIB)	31 Ga 69,723(1)	32 Ge 72,64(1)	33 As 74,921 60(2)	34 Se 78,96(3)	35 Br 79,904(1)	36 Kr 83,798(2)
19 K 39,0983(1)	20 Ca 40,078(4)	21 Sc 44,955 910(8)	22 Ti 47,867(1)	23 V 50,9415(1)	24 Cr 51,9961(6)	25 Mn 54,938 049(9)	26 Fe 55,845(2)	27 Co 58,993 200(9)	28 Ni 58,6934(2)	29 Cu 63,546(3)	30 Zn 65,409(4)	31 Ga 69,723(1)	32 Ge 72,64(1)	33 As 74,921 60(2)	34 Se 78,96(3)	35 Br 79,904(1)	36 Kr 83,798(2)
37 Rb 85,4678(3)	38 Sr 87,62(1)	39 Y 88,905 85(2)	40 Zr 91,224(2)	41 Nb 92,906 38(2)	42 Mo 95,94(2)	43 Tc [97,9072]	44 Ru 101,07(2)	45 Rh 102,905 50(2)	46 Pd 106,42(1)	47 Ag 107,8682(2)	48 Cd 112,411(8)	49 In 114,818(3)	50 Sn 118,710(7)	51 Sb 121,760(1)	52 Te 127,60(3)	53 I 126,904 47(3)	54 Xe 131,293(6)
55 Cs 132,905 45(2)	56 Ba 137,327(7)	57-71 lantanoide	72 Hf 178,49(2)	73 Ta 180,9479(1)	74 W 183,84(1)	75 Re 186,207(1)	76 Os 190,23(3)	77 Ir 192,217(3)	78 Pt 195,078(2)	79 Au 196,966 55(2)	80 Hg 200,59(2)	81 Tl 204,3833(2)	82 Pb 207,2(1)	83 Bi 208,980 38(2)	84 Po [208,9824]	85 At [209,9871]	86 Rn [222,0176]
87 Fr [223,0197]	88 Ra [226,0254]	89-103 attinoidi	104 Rf [261,1088]	105 Db [262,1141]	106 Sg [266,1219]	107 Bh 264,12]	108 Hs [277]	109 Mt [268,1388]	110 Ds [271]	111							

Metalli da conio

Lantanoidi

57 La 138,9055(2)	58 Ce 140,116(1)	59 Pr 140,907 65(2)	60 Nd 144,24(3)	61 Pm [144,9127]	62 Sm 150,36(3)	63 Eu 151,25(3)	64 Gd 157,25(3)	65 Tb 158,925 34(2)	66 Dy 162,500(1)	67 Ho 164,930 32(2)	68 Er 167,259(3)	69 Tm 168,934 21(2)	70 Yb 173,04(3)	71 Lu 174,967(1)
-------------------------	------------------------	---------------------------	-----------------------	------------------------	-----------------------	-----------------------	-----------------------	---------------------------	------------------------	---------------------------	------------------------	---------------------------	-----------------------	------------------------

Attinoidi

89 Ac [227,0277]	90 Th 232,0381(1)	91 Pa 231,035 88(2)	92 U 238,028 91(3)	93 Np [237,0482]	94 Pu [244,0642]	95 Am [243,0614]	96 Cm [247,0704]	97 Bk [247,0703]	98 Cf [251,0796]	99 Es [252,0830]	100 Fm [257,0951]	101 Md [258,0984]	102 No [259,1010]	103 Lr [262,1097]
------------------------	-------------------------	---------------------------	--------------------------	------------------------	------------------------	------------------------	------------------------	------------------------	------------------------	------------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------	-------------------------

ALLOTROPIA

Allotropia è una denominazione applicata da Jöns Jacob Berzelius alla proprietà presentata da alcune sostanze semplici (elementi) di esistere in natura in **DIVERSE FORME CHIMICHE** (diverse proprietà fisiche e/o chimiche oppure diverse forme cristalline). Esempi di elementi che presentano allotropi sono:

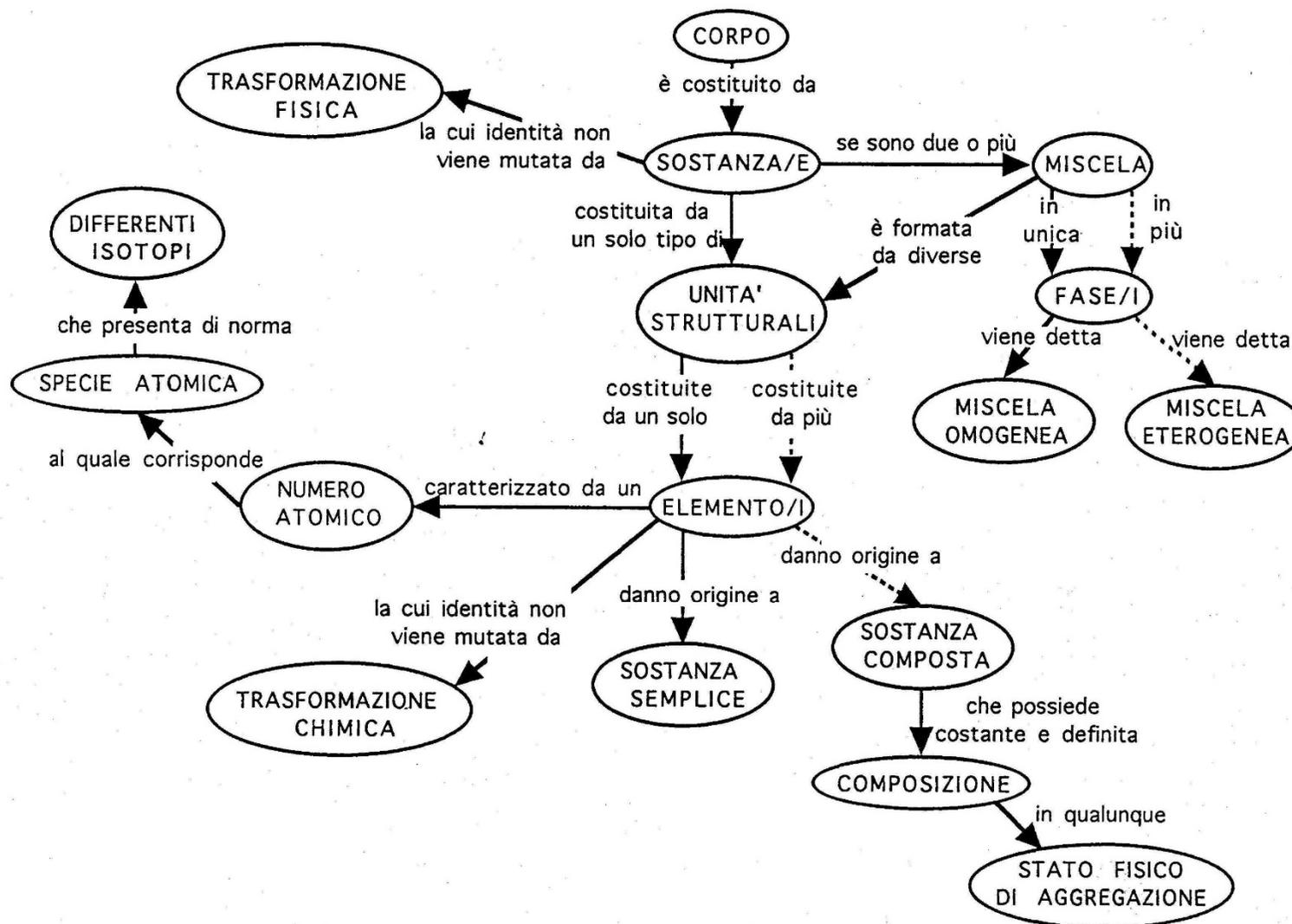
- **ossigeno: O, O₂, O₃ (altri);**
- **carbonio: diamante, grafite, fullerene, C amorfo (altri);**
- **fosforo: P rosso, P bianco, P nero;**
- **zolfo: 22 allotropi noti;**
- **arsenico: As grigio, As giallo.**

L'allotropia si riferisce specificamente alla struttura del legame chimico esistente fra atomi dello stesso tipo e non deve essere confusa con l'esistenza di differenti stati fisici, come per l'acqua che può esistere come aeriforme (vapore d'acqua), liquido (acqua) oppure solido (ghiaccio). Ciascun allotropo di un dato elemento può esistere nelle diverse fasi solida, liquida o gassosa.

L'allotropia si riferisce a sostanze semplici presenti in natura in diverse forme chimiche, mentre il polimorfismo si riferisce a elementi o a composti allo stato solido che si possono presentare in natura secondo diverse forme cristalline.

MATERIA (CORPI) E SOSTANZE

MAPPA CONCETTUALE



MAPPA CONCETTUALE PER APPRENDERE

La MAPPA CONCETTUALE rappresenta una sequenza essenziale e ordinata di concetti. È necessario individuare il *concetto chiave* e organizzare la mappa affinché si snodi in un reticolo capace di visualizzare i concetti primari e quelli secondari con i relativi legami logici. Si organizza il percorso con il criterio secondo cui si procede dal generale al particolare procedendo dal basso verso l'alto.

La mappa concettuale è una struttura a rete costituita da concetti racchiusi negli ovali, da linee e da frecce direzionali. In un ovale va inserito un solo concetto (non necessariamente una sola parola).

MAPPA CONCETTUALE PER APPRENDERE

- ▶ Il concetto chiave di una mappa concettuale è scritto nella sua parte alta.
- ▶ Gli ovali sono legati da linee di connessione che indicano le relazioni tra i concetti.
- ▶ Le linee di connessione vanno sempre etichettate da parole legame o da verbi e precisano le relazioni tra i concetti.
- ▶ I legami trasversali sono orientati mediante frecce per favorire una corretta lettura della mappa.
- ▶ La mappa va letta dall'alto verso il basso e da sinistra verso destra.

CONCETTO DI MATERIALE

Il termine **MATERIALE** fa riferimento alla specifica natura chimico-fisica di un **CORPO** alla quale sia possibile associare a livello **MACROSCOPICO** un insieme di **PROPRIETÀ FISICHE E TECNOLOGICHE** (ad esempio: densità, conducibilità termica, durezza, resilienza). Ciascun materiale può essere costituito da una o più sostanze (semplici o composte), da una miscela di sostanze oppure da più materiali: in quest'ultimo caso, si parla di **MATERIALE COMPOSITO** (es. materiali vetroceramici).

Oltre alla **COMPOSIZIONE CHIMICA**, ciascun materiale è caratterizzato da una specifica **MORFOLOGIA**, che corrisponde al modo in cui è organizzata la struttura del materiale a livello **MICROSCOPICO** (es. silice cristallina e silice amorfa).

La disciplina che si occupa dello studio dei materiali e delle loro proprietà è la **SCIENZA DEI MATERIALI**.

CONCETTO DI MATERIALE

Ogni **MATERIALE** ha un senso in quanto portatore di una determinata **FUNZIONALITÀ** che ne consente determinati **USI** per soddisfare dei **BISOGNI** in date **CONDIZIONI** e in dati **CONTESTI**. Esempi:

- materiale ignifugo, impermeabile, infrangibile, opaco, duro, elastico, durevole, ecc..

In alcuni casi, il senso d'uso del materiale non è solo funzionale ma anche **ESTETICO** (es. materiali ornamentali).

La **STRUTTURA MICROSCOPICA** di un materiale può essere messa in relazione con le **PROPRIETÀ** e/o le **ATTIVITÀ** (cioè la funzionalità); si parla, infatti, di:

- relazioni *struttura-proprietà* e *struttura-attività*.

CONCETTO DI MATERIALE

Il materiale può essere **CLASSIFICATO** in base all'**ORIGINE** (es. materiali vegetali, animali, minerali) oppure in base alla **DESTINAZIONE** (es. materiali edili, biomateriali).

In base all'**ORIGINE**, i materiali possono essere **NATURALI** (creati dalla natura), **SINTETICI** (preparati dall'uomo) o **ARTIFICIALI** (preparati dall'uomo partendo da una base di materiale naturale). I materiali naturali possono essere di origine:

- **VEGETALE**, es. cotone, legno, amido, zafferano,
- **ANIMALE**, es. lana, seta, collagene, cocciniglia,
- **MINERALE**, es. amianto, marmo, oro, bronzo.



CONCETTO DI MATERIALE

I materiali possono essere utilizzati nella loro condizione iniziale (es. il legname da ardere) oppure essere sottoposti a processi di lavorazione per diventare prodotti SEMILAVORATI (es. un asse, una tavola) o PRODOTTI FINITI (es. della mobilia). I materiali possono anche essere impiegati come materia prima per ulteriori trasformazioni all'interno di una filiera produttiva (es. benzina come prodotto della raffinazione del petrolio, ghisa come prodotto della metallurgia del ferro).

Sulla base del livello di complessità, i materiali possono anche essere distinti in:

- materiali *tradizionali* e materiali *avanzati*.

semilavorato in legno



TRASFORMAZIONI

Trasformazioni:

- **FISICHE**: la sostanza resta immutata,
- **CHIMICHE**: la sostanza cambia natura.

La differenza essenziale tra *trasformazioni fisiche* e *trasformazioni chimiche* sta nel fatto che nelle seconde si formano nuove sostanze prodotte dalla ricombinazione dei reagenti nei prodotti (dei legami chimici si rompono perché se ne formino di nuovi).

TRASFORMAZIONI FISICHE

Le trasformazioni **FISICHE** (tipici i passaggi di stato di aggregazione fisica) non comportano la formazione di nuove sostanze; un esempio è il passaggio di stato solido/liquido per l'acqua:



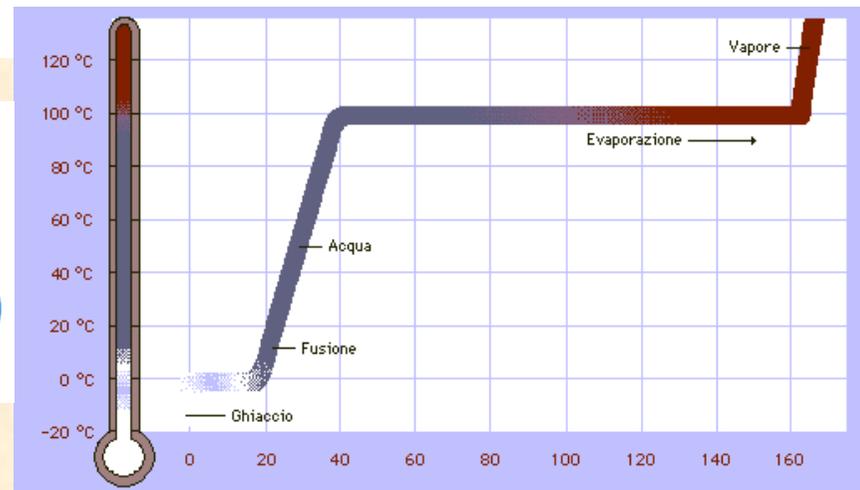
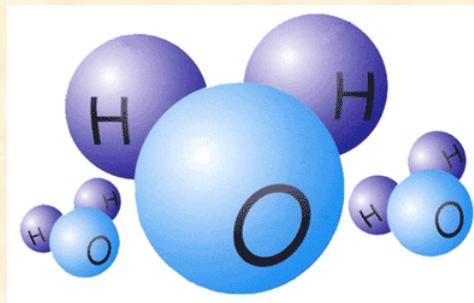
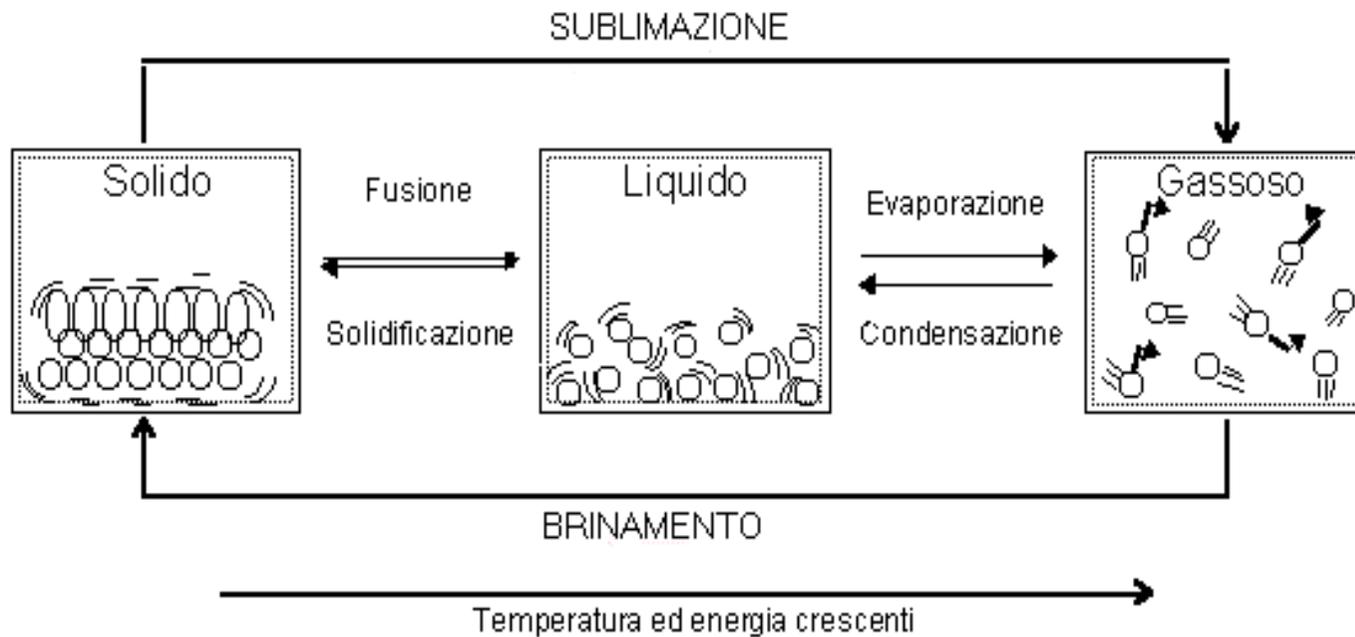
Esempi di trasformazione fisica: la separazione (fisica) delle sostanze (es., limatura di Fe e S in polvere) costituenti un miscuglio, la dissoluzione di un solido idrosolubile (come lo zucchero o il sale da cucina) in acqua. Dopo una trasformazione fisica si può ripristinare la situazione di partenza sempre con una trasformazione fisica (reversibilità delle trasformazioni fisiche).

STATI FISICI DI AGGREGAZIONE

STATO	FORMA	VOLUME
Solido	Proprio	Proprio
Liquido	Del recipiente	Proprio
Aeriforme	Del recipiente	Del recipiente

STATO	FORMA del recipiente	VOLUME proprio
Solido	-	Stati condensati
Liquido	Fluidi	
Aeriforme		-

PASSAGGI FISICI DI STATO



TRASFORMAZIONI CHIMICHE

Le trasformazioni **CHIMICHE** prevedono la formazione di nuove sostanze (prodotti) da sostanze di partenza (reattivi). Tali trasformazioni sono indicate attraverso la simbologia convenzionale delle reazioni chimiche; esempi:



Si tratta di **trasformazioni di sostanze**. La materia non può scomparire, quindi tutti gli atomi di tutti gli elementi chimici che costituiscono le sostanze dei *reattivi* si ritrovano combinati in modo differente nelle sostanze che costituiscono i *prodotti*. Altri esempi: la combustione del carbone, l'arrugginimento del ferro all'aria. Le trasformazioni chimiche sono generalmente irreversibili.

EQUAZIONI CHIMICHE

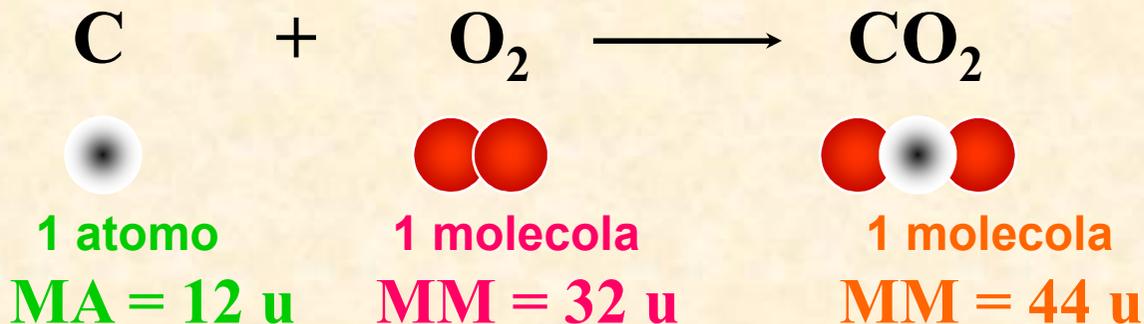
I fenomeni che hanno luogo durante una trasformazione (o reazione) chimica sono rappresentati mediante un'equazione chimica. Un'equazione chimica è scritta in modo analogo a un'equazione matematica (es. $a A + b B = c C + d D$) e in essa compaiono due membri:

- al **primo membro** (cioè a sinistra della freccia o altro simbolo di reazione) compaiono i **reagenti**,
- mentre al **secondo membro** (cioè a destra della freccia o altro simbolo di reazione) vi sono i **prodotti**.

L'equazione è la rappresentazione schematica della trasformazione chimica reale. Le **reazioni chimiche reversibili** sono rappresentate da un'equazione chimica in cui i due membri dell'equazione sono separati da una **doppia freccia**, così da indicare che la reazione avviene sia in un senso sia nell'altro. Ad esempio, per la **dissociazione elettrolitica dell'acqua** si può scrivere: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

DAL MONDO MICROSCOPICO A QUELLO MACROSCOPICO

MONDO
MICROSCOPICO



$\times N = 6,022 \times 10^{23}$

$\times N = 6,022 \times 10^{23}$

$\times N = 6,022 \times 10^{23}$

MONDO
MACROSCOPICO

1 mole di atomi
12 g

1 mole di molecole
32 g

1 mole di molecole
44 g

ELETRONEGATIVITÀ

Gli atomi manifestano una diversa capacità di attrazione nei confronti degli elettroni coinvolti nei legami chimici. Questa capacità è descritta da una proprietà denominata elettronegatività. L'elettronegatività è una proprietà chimica che descrive la tendenza di un atomo ad attrarre verso di sé elettroni condivisi in un legame. L'opposto dell'elettronegatività è l'elettropositività, correlata alla capacità di un atomo di donare elettroni. L'elettronegatività non si può misurare direttamente e va calcolata a partire da altre proprietà atomiche. Sono stati proposti diversi metodi di calcolo e tutti i metodi danno risultati simili, sebbene con piccole differenze nei valori numerici di elettronegatività. I valori di elettronegatività più comunemente utilizzati restano comunque quelli del chimico statunitense Linus Pauling (1932). L'elettronegatività non è una proprietà di un solo atomo, ma è piuttosto una proprietà di un atomo in una molecola; quantunque dipenda da vari fattori, è considerata una proprietà trasferibile, vale a dire che manterrà valori simili anche in specie chimiche molto diverse.

LEGAME CHIMICO

Quando due atomi si uniscono per diventare più stabili modificano il proprio assetto elettronico e si forma così un legame chimico. La forza che unisce gli atomi a formare la molecola è denominata LEGAME INTRAMOLECOLARE. Grazie a tale legame si costituisce una sostanza composta (o elementare pluriatomica) con una sua definita identità.

Il legame che, invece, si instaura tra molecole diverse è denominato LEGAME INTERMOLECOLARE (o forza o interazione intermolecolare); un esempio fondamentale di tale interazione è il legame a ponte di idrogeno o legame idrogeno. Le forze intermolecolari spiegano gli stati di aggregazione delle sostanze (gli stati condensati esistono grazie a queste forze c.d. deboli o secondarie) le proprietà fisiche delle sostanze (come i punti di fusione e di ebollizione) e, di conseguenza, le condizioni inerenti i passaggi fisici di stato.

LEGAME CHIMICO E REAZIONI CHIMICHE

Le reazioni chimiche comportano la rottura di certi legami e la formazione di nuovi legami; tale riorganizzazione (fatta di lisi e di riformazione) permette una trasformazione reale di sostanze in altre. Nel rispetto della legge della conservazione di massa (legge di Lavoisier), il numero e il tipo di atomi a sinistra devono essere eguali anche a destra del segno di reazione. Si parla, perciò, di *bilanciamento* dell'equazione chimica.

A seconda del tipo di sostanze e degli atomi in gioco potranno esistere varie tipologie di legame chimico, i più comuni e importanti sono:

- il legame ionico,
- il legame covalente puro (o omeopolare),
- il legame covalente-polare,
- il legame dativo o coordinativo,
- il legame metallico.

LEGAME CHIMICO

Quando la differenza di elettronegatività fra due atomi è elevata, gli elettroni si trasferiscono da un atomo all'altro, dando luogo a un legame ionico.

Quando la differenza di elettronegatività fra atomi è piccola, gli elettroni sono messi in compartecipazione fra gli atomi, dando luogo ad un legame covalente.

Il legame covalente può essere:

- **puro**, quando si stabilisce tra atomi con la stessa elettronegatività o fra atomi uguali;
- **polare**, quando il legame covalente riguarda atomi con diversa elettronegatività; l'atomo più elettronegativo attrae il doppietto di legame più energicamente dell'altro e assume una parziale carica negativa, l'altro atomo ha invece una parziale carica positiva. ²⁵

LEGAME CHIMICO

Un legame covalente tra due atomi si può stabilire anche quando gli elettroni provengono entrambi dallo stesso atomo, che funge da datore; l'atomo che riceve questo doppietto di elettroni è detto accettore e deve avere un orbitale libero per riceverlo.

Questo particolare tipo di legame covalente è detto *legame dativo o coordinativo* ed è indicato con una freccia che va dal datore verso l'accettore.

Il legame di coordinazione è un legame che si stabilisce fra due molecole aventi l'una un atomo con un doppietto di elettroni disponibile e l'altra un atomo in grado di ricevere questo doppietto.

ROTTURA DI LEGAMI: RADICALI E IONI

La ROTTURA (o scissione o lisi) di un legame chimico può avvenire in modo:

- **OMOLITICO**: originano **RADICALI** (per omolisi),
- **ETEROLITICO**: originano **IONI** (per eterolisi).

OMOLISI: $A:B \rightarrow A\cdot + B\cdot$ (elettronegatività simili di A e B)

ETEROLISI: $A:B \rightarrow A^+ + B:^-$ (dipende dall'elettronegatività di A e B)

ETEROLISI: $A:B \rightarrow A:^- + B^+$ (dipende dall'elettronegatività di A e B)

I radicali hanno un elettrone spaiato (disaccoppiato) e sono generalmente (soprattutto quelli di piccole dimensioni) molto instabili e reattivi. Sono presenti in contesti reattivi ad alta temperatura (es. combustioni)⁷.

VALENZA

La valenza indica la *capacità* degli atomi di un dato elemento chimico *di combinarsi* con altri atomi appartenenti allo stesso elemento o a elementi differenti. Tutti gli elementi presentano valenza uguale o multipla rispetto a quella dell'idrogeno, preso come riferimento. La valenza è legata al gruppo di appartenenza dell'elemento. Per valenza si intende anche il numero di cariche elettriche presenti su uno ione, ad es. lo ione Fe^{2+} è bivalente, lo ione Fe^{3+} è trivalente. Osservando il comportamento nei confronti dell'ossigeno, si nota che molti elementi hanno valori diversi della valenza: così l'azoto può essere trivalente nei confronti dell'idrogeno, ma può anche dare composti con l'ossigeno in cui è bivalente, trivalente, tetraivalente ed eptavalente. Ciò rende meno chiaro e meno utile il concetto di valenza, e mette in luce la necessità di conoscere effettivamente, caso per caso, il modo in cui gli atomi si legano fra loro. Per queste ragioni, per quanto ancora molto usato, il concetto di valenza è integrato da quello di numero di ossidazione.

elemento	H	C	N	O	alogeni
valenza	1	4	3	2	1

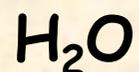
NUMERO DI OSSIDAZIONE

Lo stato di ossidazione, o numero di ossidazione (abbreviato in n.o.) di un elemento chimico in un composto è definito come la differenza tra il numero di elettroni di valenza dell'atomo considerato e il numero di elettroni che ad esso rimangono dopo aver assegnato tutti gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo di ogni coppia. È un numero convenzionale (una carica fittizia) il cui calcolo è basato su regole empiriche.

Il numero di ossidazione è positivo se gli elettroni vengono ceduti, mentre è negativo se vengono acquistati. Quando i due atomi della coppia hanno identica elettronegatività gli elettroni di legame vengono suddivisi tra loro in parti uguali. Tenendo conto che ogni atomo non legato ha n.o. uguale a 0 (zero), considerando il numero e tipo di legami instaurati nella molecola d'interesse, e conoscendo il numero di elettroni di valenza degli atomi di un composto e le loro elettronegatività, si possono calcolare tutti i n.o. degli atomi nel composto in esame.

FORMULE

Le sostanze sono indicate con formule, che rappresentano altresì le molecole della sostanza stessa e gli atomi degli elementi costituenti; esempi:



Nella notazione, i numeri a pedice indicano la composizione della sostanza (i rapporti quantitativi tra gli atomi dei differenti elementi) e, quindi, identificano univocamente la sostanza stessa (il numero 1 è omissso).

Le formule delle sostanze semplici riguardano molecole (biatomiche, le più comuni) costituite da atomi dello stesso elemento:



Al contrario, le molecole delle sostanze composte (o composti) sono costituite da atomi di elementi diversi tra loro.

COMPOSTI INORGANICI ESSENZIALI

COMPOSTI INORGANICI BINARI:

- IDRURI (metallo + idrogeno)
- IDRACIDI (non metallo del VI e VII gruppo + idrogeno)
- OSSIDI BASICI (metallo + ossigeno)
- OSSIDI ACIDI o ANIDRIDI (non metallo + ossigeno)
- SALI BINARI (idracido + ossido basico o idrossido; metallo + non metallo)

COMPOSTI INORGANICI TERNARI (dovuti a reazione con acqua):

- IDROSSIDI o BASI (ossido basico + acqua)
- OSSIACIDI (ossido acido + acqua)
- SALI TERNARI (ossi-acido + ossido basico o idrossido)

COMPOSTI INORGANICI ESSENZIALI

A seconda del modo in cui si combinano i reagenti per dare luogo ai prodotti, si possono avere le seguenti tipologie di reazioni chimiche:

SINTESI



DECOMPOSIZIONE



SOSTITUZIONE



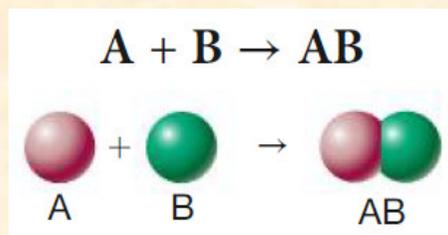
METATESI



Una reazione è detta di ossidoriduzione (o redox) se durante il suo svolgimento alcune specie chimiche modificano il proprio numero di ossidazione. Le reazioni che non sono di ossidoriduzione sono reazioni acido-base (ossia, i reagenti di tali reazioni si comportano da acido e da base).

COMPOSTI INORGANICI ESSENZIALI

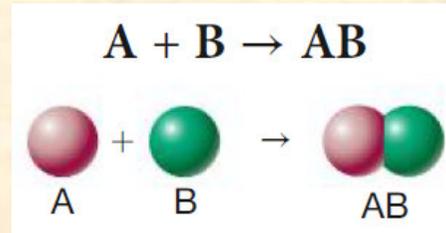
Reazioni di sintesi ($A + B \rightarrow AB$): da due o più elementi o composti semplici si ottiene un solo composto.



- **Metallo + ossigeno → ossido basico:**
 $2 \text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{FeO}$ (corrosione a secco del Fe)
 $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$ (lampo di Mg ad alta T)
- **Non metallo + ossigeno → ossido acido (o anidride):**
 $4 \text{P} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_3$
 $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ (combustione del C)

La reazione di molti metalli con l'ossigeno (combinazione diretta di elementi) porta alla corrosione del metallo stesso.

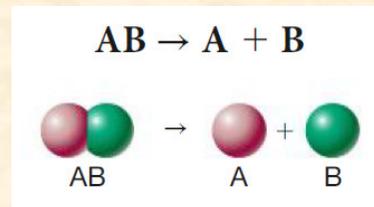
COMPOSTI INORGANICI ESSENZIALI



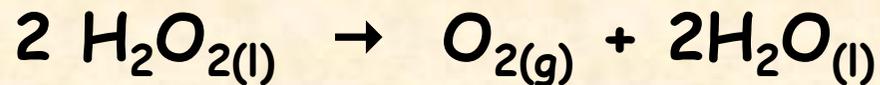
- Ossido basico + acqua \rightarrow idrossido (o base):
$$\text{FeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$$
- **Ossido acido + acqua \rightarrow ossiacido:**
$$\text{P}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HPO}_2$$
- Metallo + idrogeno \rightarrow idruro:
$$2 \text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NaH}$$
- **Alogeno + idrogeno \rightarrow idracido:**
$$\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$$
- Metallo + non metallo \rightarrow sale binario:
$$2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$$

COMPOSTI INORGANICI ESSENZIALI

Reazioni di decomposizione ($AB \rightarrow A + B$): si possono considerare l'inverso delle reazioni di sintesi. Sono reazioni favorite dal riscaldamento.



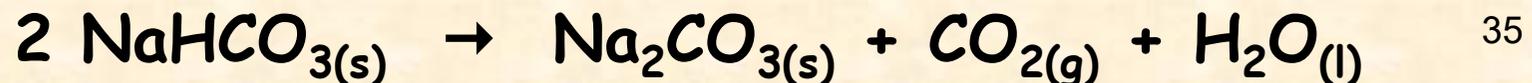
- Decomposizione del perossido di idrogeno:



- Decomposizione dell'ossido mercurico:



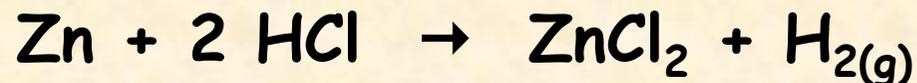
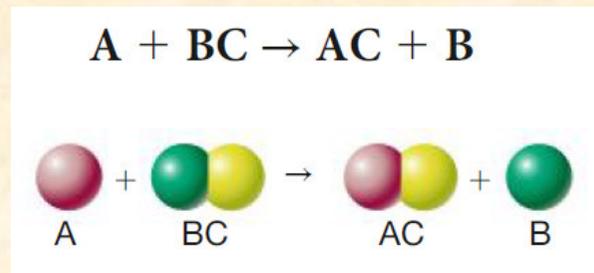
- Decomposizione dei bicarbonati (o idrogenocarbonati):



COMPOSTI INORGANICI ESSENZIALI

Reazioni di scambio semplice ($A + BC \rightarrow AC + B$) o di spostamento o di sostituzione: un elemento A (più reattivo) sposta un elemento meno reattivo B da un suo composto BC; la reazione porta alla liberazione dell'elemento meno reattivo B e alla formazione di un nuovo composto, AC.

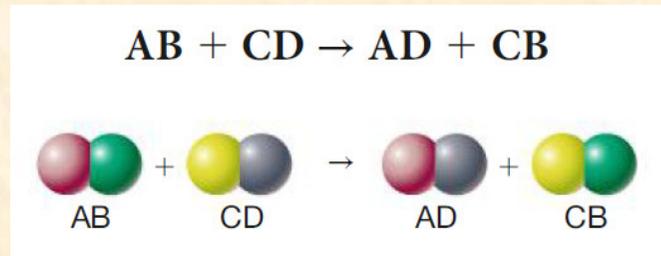
Esempi:



COMPOSTI INORGANICI ESSENZIALI

Reazioni di doppio scambio ($AB + CD \rightarrow AD + BC$) o di metatesi. Si verificano quando due composti si scambiano gli elementi che li costituiscono per formare due nuovi composti. Queste reazioni possono portare alla formazione di aeriformi (es. CO_2 , H_2S , NH_3), di precipitati (composti insolubili in acqua, come $AgCl$) o di acqua (reazioni di neutralizzazione).

Esempi:



SALI PARTICOLARI

Sali doppi: es. $K_2Mg(SO_4)_2$ (ossia: $K_2SO_4 \cdot Mg_2SO_4$)
(o misti) es. $Al_2(SO_4)_3 \cdot K_2SO_4 \cdot 24H_2O$ (allume di rocca)

Sali acidi: es. $NaHCO_3$ (idrogenocarbonato di sodio)

Sali basici: es. $Ca(OH)Cl$ (cloruro monobasico di calcio)
es. $Ba(OH)NO_3$ (nitrato monobasico d bario)

Sali idrati: es. $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (solfato rameico pentaidrato)
es. $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ (carbonato sodico decaidrato)

Sali complessi: es. $K^+AuCl_4^-$ (tetracloroaurato(III) di K^+)

NOMENCLATURA INORGANICA

Esistono diversi sistemi di nomenclatura: la nomenclatura **tradizionale**, quella **di Stock** e quella della **IUPAC**.

1) La nomenclatura **TRADIZIONALE** è basata principalmente sulla divisione degli elementi in metalli e non metalli e tiene conto dello stato di ossidazione degli atomi che formano la molecola; utilizza desinenze (suffissi e prefissi) per distinguere stati di ossidazione.

2) La nomenclatura secondo la notazione di **STOCK**, ufficializzata dalla **IUPAC** nel 1940, fornisce informazioni più chiare sullo stato di ossidazione degli elementi; essa, infatti, indica gli stati di ossidazione con cifre romane poste tra parentesi.

3) La nomenclatura **IUPAC** è basata sulle regole redatte dalla **IUPAC** (*International Union of Pure and Applied Chemistry*); essa consente di evidenziare, in modo chiaro e immediato, la relazione fra il nome di un composto e la sua formula chimica usando prefissi moltiplicativi (mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, ecc.).

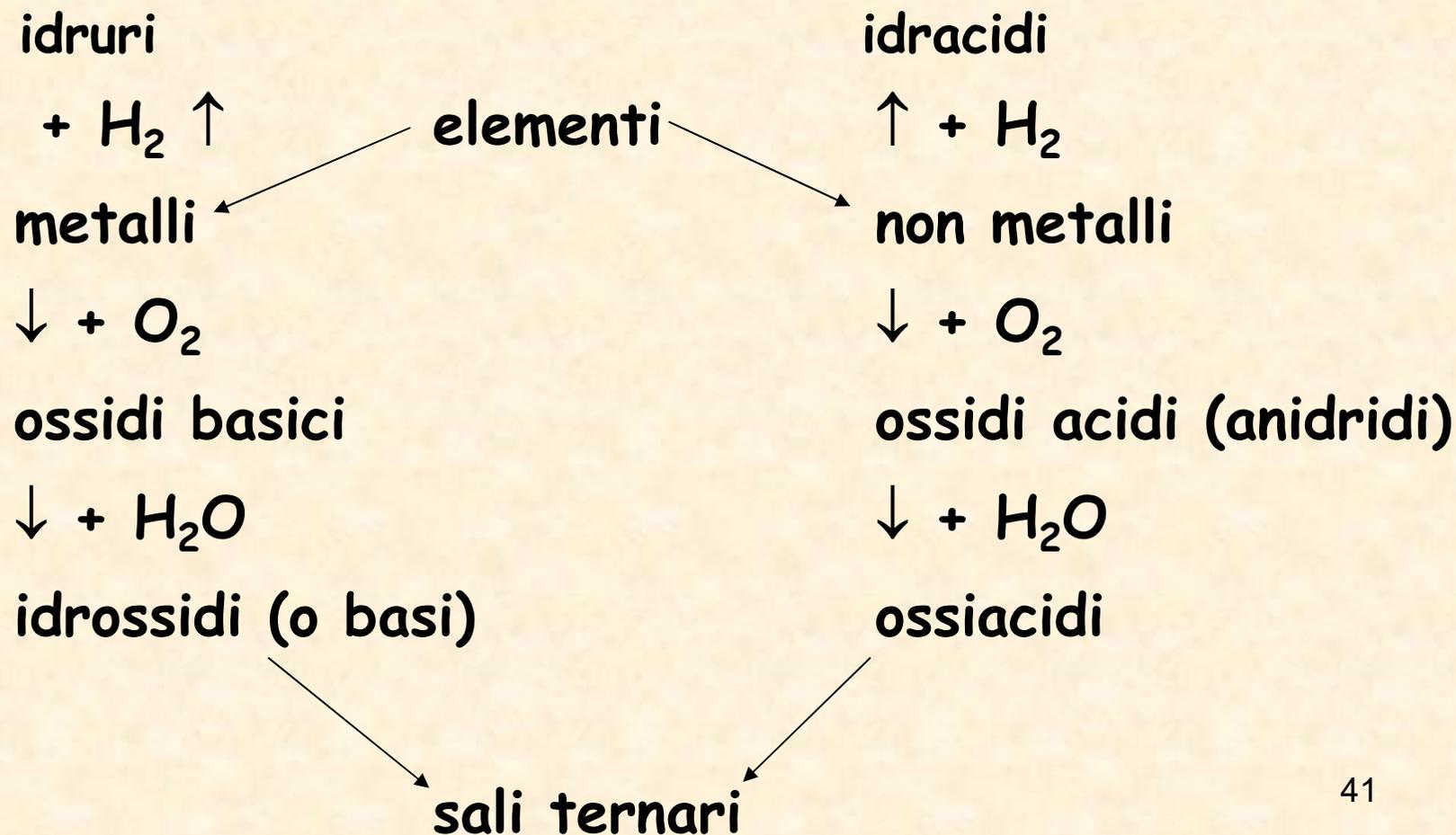
NOMENCLATURA INORGANICA

Esempi della nomenclatura sistematica (IUPAC) applicata alle sostanze elementari.

Simbolo o formula	Nome sistematico	Nome tradizionale
H	monoidrogeno	idrogeno atomico
N	monoazoto	azoto atomico
N ₂	diazoto	azoto
O	monoossigeno	ossigeno atomico
O ₂	diossigeno	ossigeno
O ₃	triossigeno	ozono
S ₆	esazolfo	zolfo molecolare
Ar	argon	argon

NOMENCLATURA INORGANICA

La nomenclatura inorganica ha origine dalla distinzione degli elementi in **metalli (basici)** e **non metalli (acidi)**: da qui si fanno derivare due serie parallele di composti, serie basica e serie acida.



NOMENCLATURA INORGANICA

Composti binari nomenclatura degli ossidi basici

Formula chimica	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura Stock	Nomenclatura IUPAC
Na_2O	ossido di sodio	ossido di sodio (I)	monossido di disodio
FeO	ossido ferroso	ossido di ferro (II)	monossido di ferro
Fe_2O_3	ossido ferrico	ossido di ferro (III)	triossido di diferro

NOMENCLATURA INORGANICA

Composti binari nomenclatura degli ossidi acidi

Formula chimica	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura Stock	Nomenclatura IUPAC
CO_2	anidride carbonica	ossido di carbonio (IV)	biossido di carbonio
SO_2	anidride solforosa	ossido di zolfo (IV)	diossido di zolfo
SO_3	anidride solforica	ossido di zolfo (VI)	triossido di zolfo
MnO_3	anidride manganica	ossido di manganese (VI)	triossido di manganese
Mn_2O_7	anidride permanganica	ossido di manganese (VII)	eptossido di dimanganese

NOMENCLATURA INORGANICA

Composti binari nomenclatura degli idracidi

Formula chimica	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
HF	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
HCl	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
HBr	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
HI	acido iodidrico	ioduro di idrogeno
H ₂ S	acido solfidrico	solfo di diidrogeno
HCN	acido cianidrico (pur non essendo un composto formato da due sole specie elementari rientra nelle regole di nomenclatura degli idracidi e dei composti binari)	cianuro di idrogeno

NOMENCLATURA INORGANICA

Composti binari nomenclatura dei sali degli idracidi

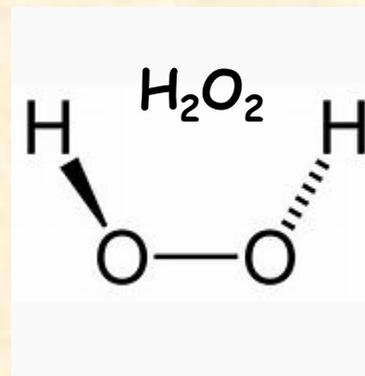
Formula chimica	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura Stock	Nomenclatura IUPAC
LiCl	cloruro di litio	cloruro di litio (I)	cloruro di litio
Na_2S	solfo di sodio	solfo di sodio (I)	solfo di disodio
FeI_2	ioduro ferroso	ioduro di ferro (II)	diioduro di ferro
FeBr_2	bromuro ferroso	bromuro di ferro (II)	dibromuro di ferro
FeBr_3	bromuro ferrico	bromuro di ferro (III)	tribromuro di ferro

NOMENCLATURA INORGANICA

Composti binari nomenclatura dei perossidi

Sono composti binari caratterizzati dal gruppo -O-O- in cui l'ossigeno ha n.o. -1:

- H_2O_2 perossido di idrogeno o acqua ossigenata,
- Na_2O_2 perossido di sodio.



NOMENCLATURA INORGANICA

Composti binari nomenclatura degli idruri

Formula	Nomenclatura tradizionale	Nome comune	Nomenclatura IUPAC
LiH	idruro di litio		idruro di litio
BaH ₂	idruro di bario		diidruro di bario
AlH ₃	idruro di alluminio		triidruro di alluminio
CH ₄		metano	tetraidruro di carbonio
SiH ₄		silano	tetraidruro di silicio
NH ₃		ammoniaca	triidruro di azoto
PH ₃		fosfina	triidruro di fosforo
AsH ₃		arsina	triidruro di arsenico

NOMENCLATURA INORGANICA

Composti ternari nomenclatura degli ossiacidi

Formula chimica	Stato di ossidazione del non metallo	Nome tradizionale	Nome IUPAC
[H_2SO_3	+4	acido solforoso	acido triossosolfonico(IV)
[H_2SO_4	+6	acido solforico	acido tetraossosolfonico(VI)
[HNO_2	+3	acido nitroso	acido diossonitrico(III)
[HNO_3	+5	acido nitrico	acido triossonitrico(V)
H_2CO_3	+4	acido carbonico	acido triossonitrico(IV)

NOMENCLATURA INORGANICA

Composti ternari nomenclatura degli ossiacidi

Formula chimica	Stato di ossidazione del non metallo	Nome tradizionale	Nome IUPAC
[H_3PO_3	+3	acido fosforoso	acido triossosfosforico(III)
[H_3PO_4	+5	acido fosforico	acido tetraossofosforico(V)
[HClO	+1	acido ipocloroso	acido monossoclorico(I)
[HClO_2	+3	acido cloroso	acido diossoclorico(III)
[HClO_3	+5	acido clorico	acido triossoclorico(V)
[HClO_4	+7	acido perclorico	acido tetraossoclorico(VII)

NOMENCLATURA INORGANICA

Composti ternari nomenclatura degli ossiacidi orto, piro, meta

Ossiacidi ORTO, PIRO e META

Le anidridi di alcuni non metalli – P, B, As, Si – possono legarsi con più di una molecola d'acqua a formare una pluralità di ossiacidi con lo stesso n.o. del non metallo. Regola:

- se il n.o. del non metallo è DISPARI l'anidride si può legare con 1, 2 o 3 molecole d'acqua dando 3 ossiacidi;
- se il n.o. del non metallo è PARI l'anidride si può legare con 1 o 2 molecole d'acqua dando 2 ossiacidi.

Nomenclatura:

- $P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2 HPO_3$ acido metafosforico
- $P_2O_5 + 2 H_2O \rightarrow H_4P_2O_7$ acido pirofosforico
- $P_2O_5 + 3 H_2O \rightarrow 2 H_3PO_4$ acido (orto)fosforico

- $SiO_2 + H_2O \rightarrow H_2SiO_3$ acido metasilicico
- $SiO_2 + 2 H_2O \rightarrow H_4SiO_4$ acido (orto)silicico

NOMENCLATURA INORGANICA

Composti ternari nomenclatura degli idrossidi (o basi)

Formula chimica	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura Stock	Nomenclatura IUPAC
Ca(OH)_2	idrossido di calcio	idrossido di calcio (II)	diidrossido di calcio
Fe(OH)_2	idrossido ferroso	idrossido di ferro (II)	diidrossido di ferro
Fe(OH)_3	idrossido ferrico	idrossido di ferro (III)	triidrossido di ferro
Sn(OH)_2	idrossido stannoso	idrossido di stagno (II)	diidrossido di stagno
Sn(OH)_4	idrossido stannico	idrossido di stagno (IV)	tetraidrossido di stagno
Al(OH)_3	idrossido di alluminio	idrossido di alluminio (III)	triidrossido di alluminio

NOMENCLATURA INORGANICA

Ioni positivi monoatomici (cationi)

	Stock	tradizionale
Cu^{2+}	ione rame (II)	ione rameico
Cu^{+}	ione rame (I)	ione rameoso
Fe^{3+}	ione ferro (III)	ione ferrico
Fe^{2+}	ione ferro (II)	ione ferroso
Na^{+}	ione sodio	ione sodio
Ca^{2+}	ione calcio	ione calcio
Zn^{2+}	ione zinco	ione zinco

NOMENCLATURA INORGANICA

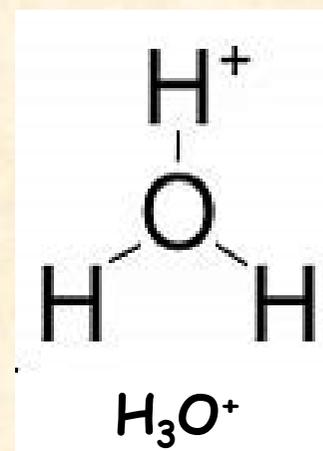
Ioni positivi poliatomici (cationi)

Tipo di nomenclatura:

ione + nome dell'elemento legato all'idrogeno + desinenza
onio:

- H_3O^+ ione ossonio o idrossonio o idronio
- PH_4^+ ione fosfonio

Eccezione: NH_4^+ ione ammonio



NOMENCLATURA INORGANICA

Ioni negativi monoatomici (anioni)

Br⁻ ione bromuro

F⁻ ione fluoruro

S²⁻ ione solfuro

P³⁻ ione fosfuro

Eccezioni:

N³⁻ ione nitruro (non azoturo)

H⁻ ione idruro (non idrogenuro)

O²⁻ ione ossido (non ossigenuro)

NOMENCLATURA INORGANICA

Ioni negativi poliatomici (anioni)

HS^- ione idrogenosolfuro

S_2^{2-} ione disolfuro

C_2^{2-} ione (di)carburo

CN^- ione cianuro

SCN^- ione tiocianato o solfocianuro

Eccezioni:

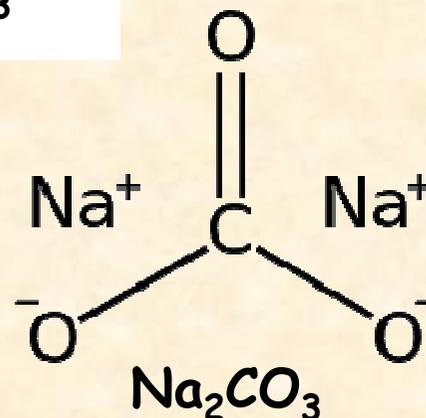
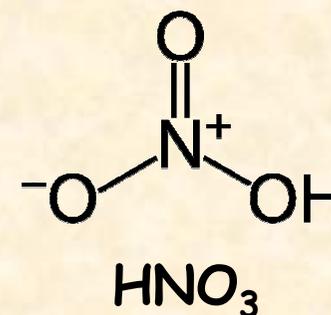
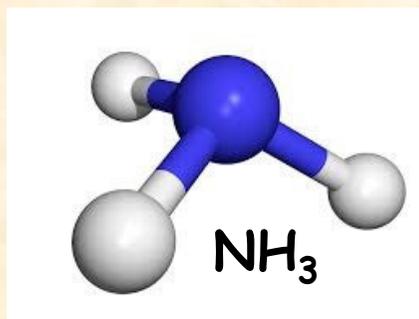
OH^- ione idrossido (o ione ossidrile)

O_2^{2-} ione perossido

NOMENCLATURA INORGANICA

Nomi comuni o ritenuti

- H_2O acqua
- NH_3 ammoniaca
- PH_3 fosfina
- AsH_3 arsina
- SbH_3 stibina
- SiH_4 silano
- B_2H_6 diborano
- $NaOH$ soda caustica
- Na_2CO_3 soda
- HCl acido muriatico
- HNO_3 acqua forte
- H_2SO_4 vetriolo



ACIDI FORTI

Gli acidi forti sono elettroliti caratterizzati da una costante di equilibrio K_a molto elevata (> 1) e, se sono molto concentrati, hanno un $\text{pH} < 0$.

In soluzione acquosa, gli acidi inorganici (ossiacidi e idracidi) forti sono:

- acido cloridrico (HCl),
 - acido iodidrico (HI),
 - acido bromidrico (HBr),
- } idracidi
- acido solforico (H_2SO_4 , forte in prima dissociazione),
 - acido nitrico (HNO_3),
 - acido perclorico (HClO_4).

BASI FORTI

Come nel caso degli acidi, si annoverano poche basi forti, ossia quelle basi che possono essere considerate dissociate al 100%, quindi la concentrazione dello ione OH^- è pari alla concentrazione della base se essa contiene un solo gruppo OH^- mentre, nel caso di basi del tipo $\text{M}(\text{OH})_2$, la concentrazione dello ione OH^- è il doppio rispetto a quella della base.

Le principali basi forti sono:

- idrossido di litio: LiOH ,
- idrossido di sodio: NaOH ,
- idrossido di potassio: KOH ,
- idrossido di calcio: $\text{Ca}(\text{OH})_2$,
- idrossido di bario: $\text{Ba}(\text{OH})_2$.