

Atomi e molecole

Ipotesi di Dalton (primi dell'800)

- 1. Un elemento è formato da particelle indivisibili chiamate atomi.**
- 2. Gli atomi di uno specifico elemento hanno proprietà identiche.**
- 3. Gli atomi dei diversi elementi hanno pesi diversi.**
- 4. Gli atomi si combinano secondo rapporti numerici semplici e interi per formare i composti.**

Legge delle proporzioni definite

In un dato composto, gli elementi che lo costituiscono sono sempre combinati nelle stesse proporzioni in peso, indipendentemente dall'origine e dal modo di preparazione del composto.

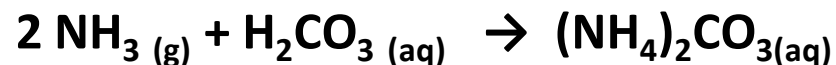
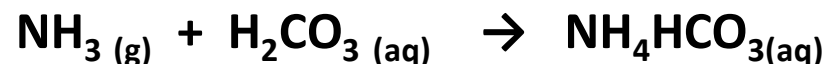


In HCl sono sempre combinati 35,5 g di cloro e 1 g di H, indipendentemente da come abbiamo ottenuto HCl.

Gay-Lussac (1808)

Studiando reazioni che coinvolgevano i gas, trovò che i volumi secondo cui i gas si combinano (a P & T uguali) stavano tra loro nel rapporto di numeri interi piccoli.

Egli studiò numerose reazioni in cui i gas erano reagenti e/o prodotti. Studiando la reazione tra ammoniaca (NH_3) ed acido carbonico (H_2CO_3) egli osservò due diverse possibili reazioni:



I volumi di NH_3 gassosa consumati in queste due reazioni stanno in un rapporto 1:2 (validando la legge delle proporzioni definite).

Legge delle proporzioni multiple

Se due elementi formano più di un composto, i vari pesi di uno di essi che si combinano con lo stesso peso dell'altro stanno nel rapporto di numeri interi piccoli.



Le masse di N che si combinano con 16 grammi di ossigeno sono rispettivamente di 28, 14 o 7 grammi di azoto, che stanno nel rapporto **4:2:1**.

Avogadro

Avogadro intuì che gli elementi in fase gassosa potessero essere molecole poliatomiche.

1. azoto + ossigeno $\longrightarrow$ ossido di azoto
 2. 1 volume + 1 volume $\longrightarrow$ 2 volumi
 3. n molecole + n molecole $\longrightarrow$ 2n molecole
 4. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{NO}$
 5. $\text{N}_4 + \text{O}_4 \longrightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_2$
- Osservazioni sperimentali
- Ipotesi:*
volumi uguali –
numeri uguali
- Ma quale formula?
E, quindi, quale peso?

Egli formulò il **principio di Avogadro** “... *nelle stesse condizioni di pressione e temperatura volumi uguali di gas contengono lo stesso numero di molecole, le masse di questi volumi devono stare tra loro come le masse delle molecole, ovvero come i pesi molecolari*”.

L'analisi di Cannizzaro

Tra il 1811 e il 1858 il problema di determinare i pesi atomici e le formule molecolari venne dibattuto alla luce di nuovi e sempre più numerosi fatti sperimentali. Il *puzzle* fu risolto da **Cannizzaro** nel 1858, estendendo il ragionamento di Avogadro (= volumi uguali di gas contengono un uguale numero di molecole).

I pesi dei volumi uguali di gas devono stare nello stesso rapporto dei pesi delle loro molecole o dei loro pesi molecolari.

Dalla analisi di insiemi di pesi molecolari relativi, Cannizzaro stabilì che il peso *molecolare* dell'idrogeno doveva essere 2 e poté così fissare i valori dei pesi molecolari assoluti di tutti gli altri gas e composti.

Peso atomico

Grazie al lavoro di Dalton, Gay-Lussac, Avogadro e Cannizzaro, fu evidente che *ogni elemento aveva una sua massa e che questa era relativa agli altri elementi*.

Fu possibile definire una scala relativa delle masse atomiche.

Fu quindi introdotta una **scala di pesi atomici** relativi basati sull'**unità di massa atomica (*uma*)**, definita (dal 1961) come 1/12 esatto della massa del carbonio 12 (l'isotopo più abbondante del carbonio, con 6 neutroni e 6 protoni nel nucleo).

In questa scala, il peso atomico dell'idrogeno è 1.00794 *uma*, quello del sodio 22.989768 *uma*, quello del carbonio 12,0115 *uma* (tenendo conto delle abbondanze naturali dei vari isotopi ...)

LA MOLE

Le dimensioni e la massa di un atomo sono estremamente piccoli e quindi qualunque massa di un elemento o molecola ne contiene un numero enorme. Si rende necessario dunque disporre di una unità di misura conveniente per descrivere un tale numero di atomi o molecole.

L'unità SI per il numero di oggetti è la **mole**, definita come la quantità di sostanza contenente tante parti (atomi, molecole o altre particelle) quanti sono gli atomi contenuti in **0.012 kg** esatti di **carbonio 12** puro.

Questo numero ha un valore di **6.023×10^{23}** ed è chiamato **numero di Avogadro**.

La massa di una **mole di atomi** di un elemento puro espressa in grammi è numericamente uguale al **peso atomico** di quell'elemento espresso in unità di massa atomiche.

Una mole di atomi di alcuni elementi.

Figura 2-9 Una mole di atomi di alcuni elementi comuni. Dietro (da sinistra a destra): bromo (79.9 g), alluminio (27.0 g), mercurio (200.6 g), rame (63.5 g). Davanti (da sinistra a destra): zolfo (32.1 g), zinco (65.4 g), ferro (55.8 g).



Charles Steele

Pesi formula & pesi molecolari

Il **peso formula** (PF) di una sostanza, espresso in unità di massa atomiche, è dato dalla somma dei pesi atomici degli elementi presenti, ognuno moltiplicato per il numero di volte in cui l'elemento compare nella formula.

Calcoliamo ad esempio il peso formula di Na_2CO_3 (*carbonato di sodio*):

PA Na	23.0 uma	}	PA espressi con un decimale e tre cifre significative
PA C	12.0 uma		
PA O	16.0 uma		

$$\text{PF} = 23.0 \times 2 + 12.0 + 16.0 \times 3 = 106 \text{ uma}$$

Il termine **peso formula** è usato sia per le sostanze ioniche che quelle molecolari. Quando si hanno specie che esistono in forma di molecole distinte si usa il termine **peso molecolare**.

Numero atomico

La carica netta di un atomo è zero, quindi il numero di protoni e di elettroni è uguale.

Il numero atomico “**Z**” di un elemento è definito come il numero di protoni presenti nel nucleo.

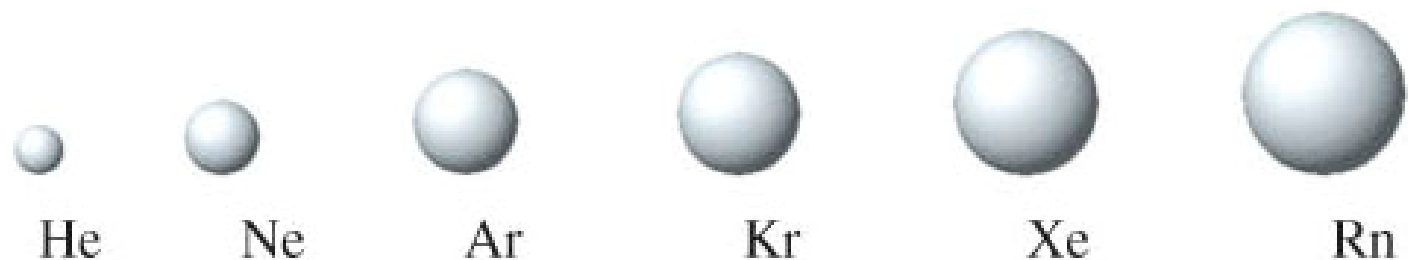


Figura 2-1 Dimensioni relative degli atomi dei gas nobili.

Molecole

La molecola è la parte più piccola di un composto che può esistere libera e stabile in natura.

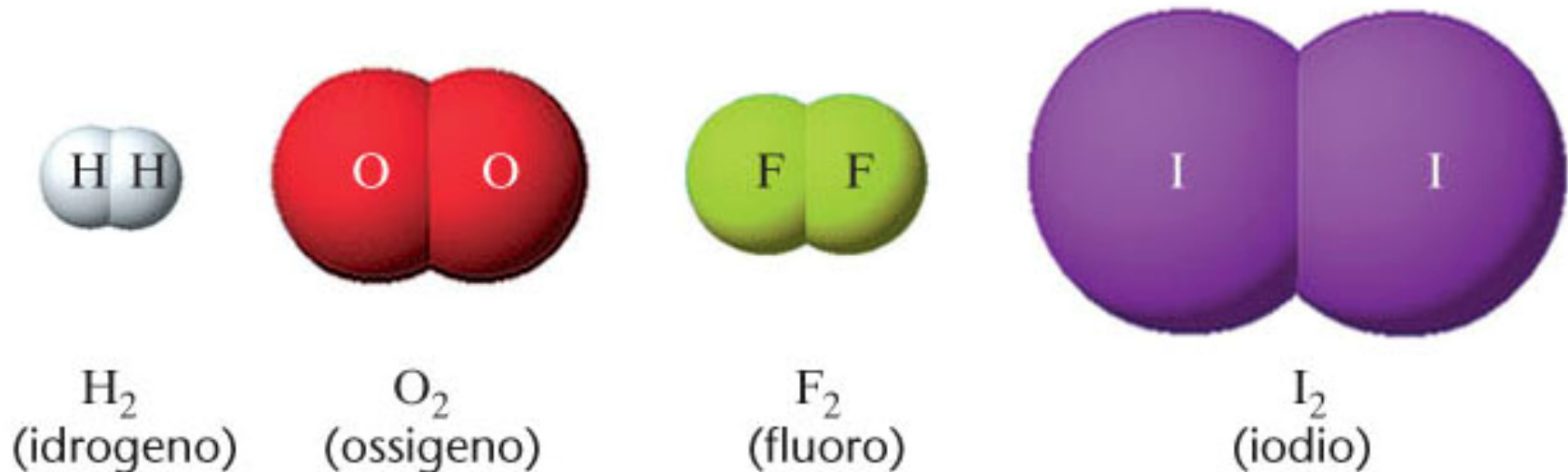
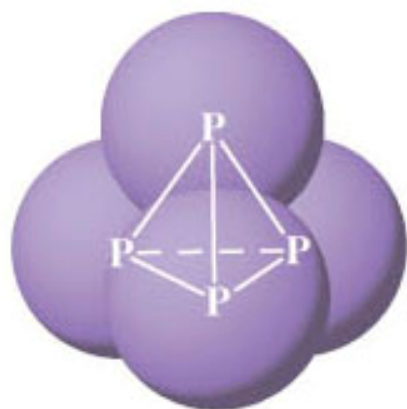
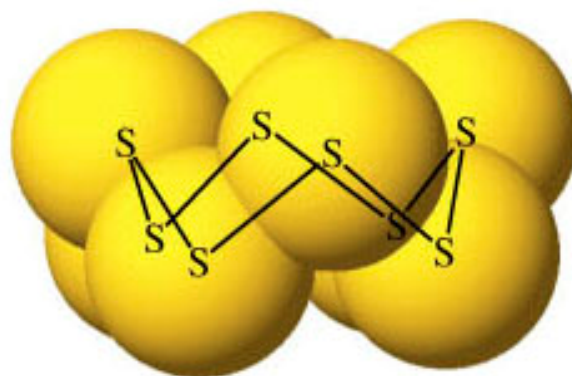


Figura 2-2 Modelli in scala approssimativa delle molecole diatomiche di alcuni elementi. Questi sono chiamati modelli *space-filling* (letteralmente riempianti lo spazio) perché mostrano le dimensioni relative approssimate degli atomi.

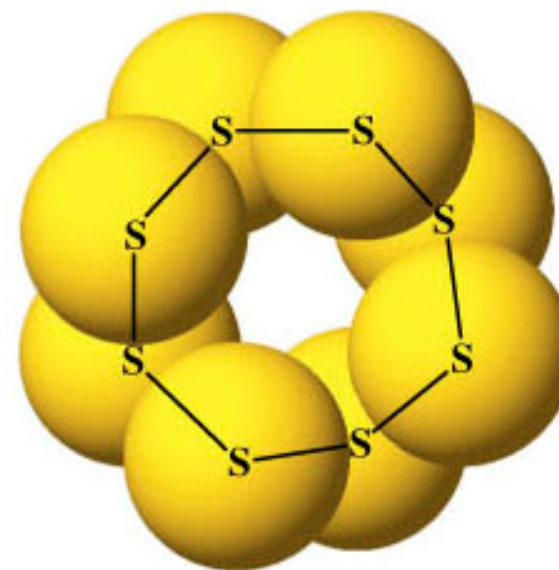
Modelli molecolari



(a)



(b)



(c)

Figura 2-3 (a) Un modello della molecola P_4 di fosforo bianco. (b) Un modello dell'anello S_8 trovato nello zolfo rombico. (c) Vista dall'alto dell'anello S_8 nello zolfo rombico.

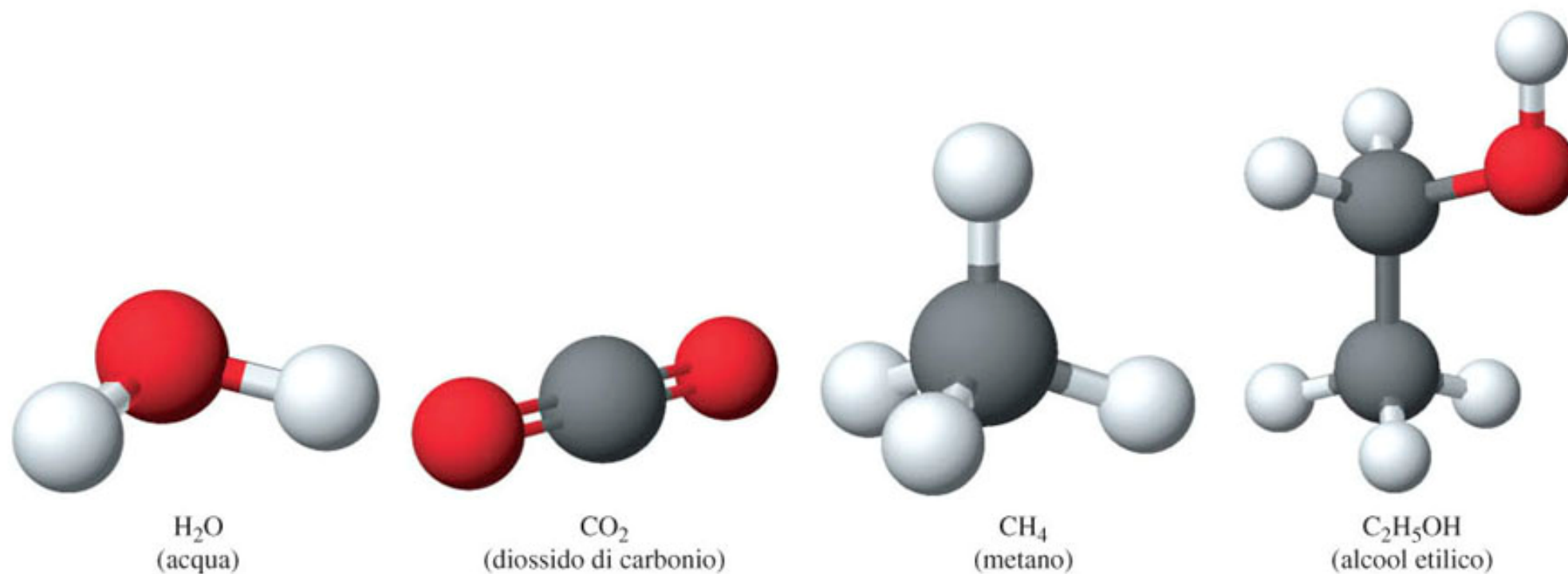
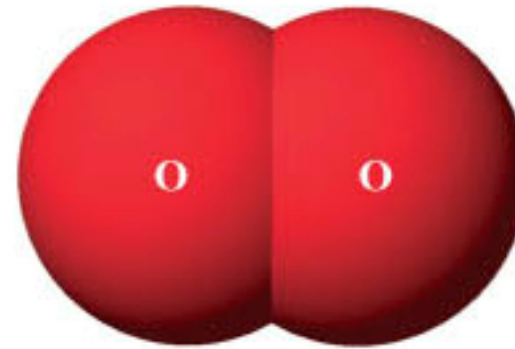


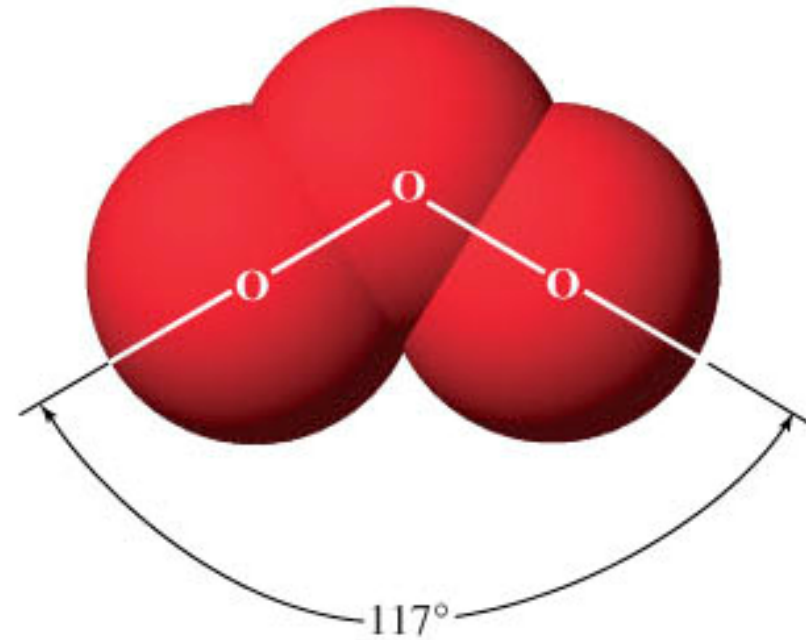
Figura 2-4 Le formule e la rappresentazione *ball-and-stick* (letteralmente modelli a sfera e bastoncino) delle molecole di alcuni composti. La rappresentazione *ball-and-stick* raffigura gli atomi come sfere più piccole rispetto ai modelli *space-filling*, in modo tale da mettere in evidenza come “sticks” (bastoncini) i legami chimici tra gli atomi.

Allotropia!

dal greco *allos* (altro) e *tropos* (modo)



La molecola O₂



La molecola O₃

Formule chimiche

La **formula chimica** di una sostanza descrive la sua composizione chimica. Riporta il tipo di atomi e il numero di essi presenti all'interno della molecola (o unità formula):



TABELLA 2-2 *Nomi e formule di alcuni comuni composti molecolari*

Nome	Formula	Nome	Formula	Nome	Formula
Acqua	H ₂ O	zolfo (bi)diossido	SO ₂	butano	C ₄ H ₁₀
Perossido di idrogeno	H ₂ O ₂	zolfo triossido	SO ₃	pentano	C ₅ H ₁₂
Cloruro di idrogeno*	HCl	carbonio monossido	CO	benzene	C ₆ H ₆
Acido solforico	H ₂ SO ₄	carbonio (bi)diossido	CO ₂	metanolo (alcool metilico)	CH ₃ OH
Acido nitrico	HNO ₃	metano	CH ₄	etanolo (alcool etilico)	CH ₃ CH ₂ OH
Acido acetico	CH ₃ COOH	etano	C ₂ H ₆	acetone	CH ₃ COCH ₃
Ammoniaca	NH ₃	propano	C ₃ H ₈	etere dietilico (etere)	CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃

*Chiamato anche acido cloridrico.

Formule e strutture

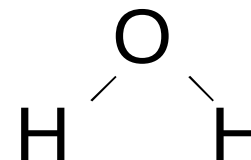
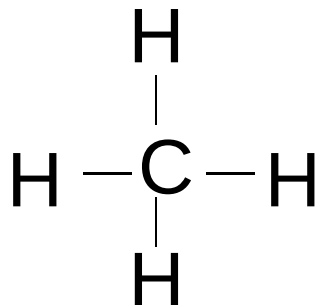
Composti organici contengono legami C-C e C-H, spesso in combinazione con azoto, ossigeno, zolfo e altri elementi.

Composti inorganici non contengono legami C-H (fanno eccezione i composti **metallorganici**)

La **formula chimica** fornisce il numero di atomi di ciascun tipo all'interno della molecola:



La **formula di struttura** evidenzia la connessione tra gli atomi:



Formule e modelli strutturali di alcune molecole.

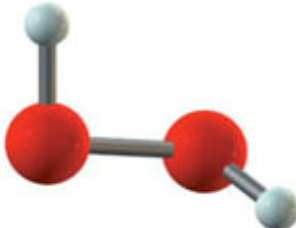
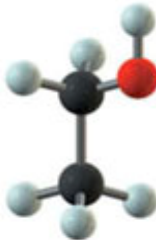
Formula chimica	Formula di struttura	Modello ball-and-stick	Modello space-filling
H ₂ O, acqua	H—O—H		
H ₂ O ₂ , perossido di idrogeno	H—O—O—H		
CCl ₄ , tetracloruro di carbonio	$ \begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Cl}-\text{Cl}-\text{Cl} \\ \\ \text{Cl} \end{array} $		
C ₂ H ₅ OH, etanolo (alcol etilico)	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $		

Figura 2-6 Formule e modelli strutturali di alcune molecole. Le formule di struttura mostrano l'ordine secondo il quale gli atomi sono legati ma non descrivono le forme reali delle molecole. La rappresentazione *ball-and-stick* usa sfere (ball) di colore diverso per rappresentare gli atomi e bastoncini (sticks) per rappresentare i legami; questi modelli mettono in evidenza la struttura tridimensionale delle molecole. La rappresentazione *space-filling* mostra le dimensioni relative (approssimate) degli atomi e la forma delle molecole mentre i legami tra gli atomi sono nascosti a causa della sovrapposizione delle sfere che rappresentano gli atomi.

IONI E COMPOSTI IONICI

Non tutti i composti sono molecole distinte.

Alcuni composti come “NaCl” sono formati da un raggruppamento di ioni.

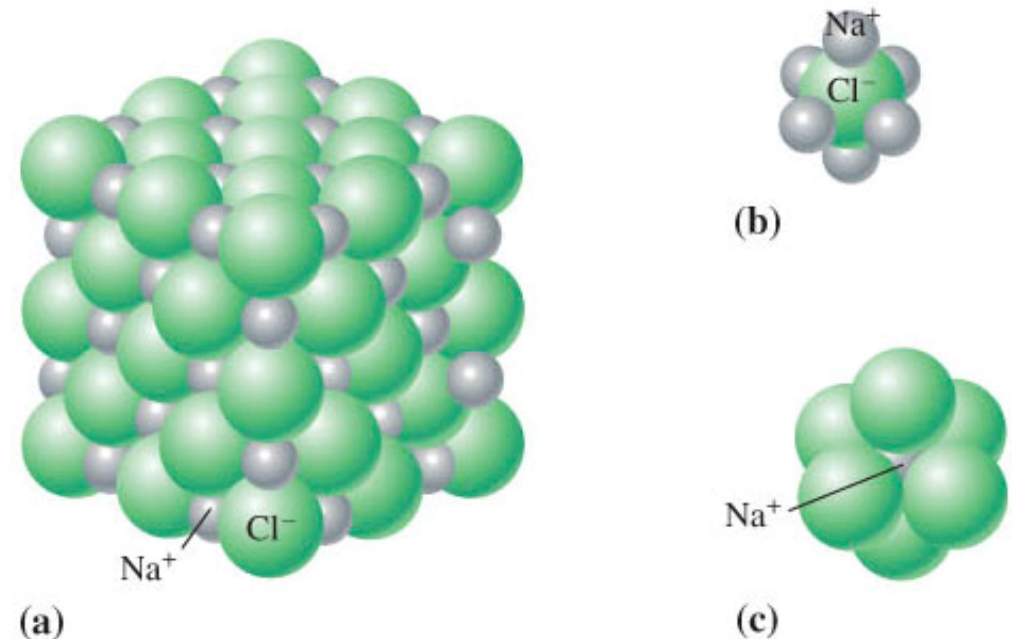
Ioni sono *atomi* o *gruppi di atomi* con carica elettrica.

Cationi : ioni positivi (Na^+)

Anioni : ioni negativi (Cl^-)

Cristallo di NaCl: disposizione degli ioni nel *reticolo*

Figura 2-7 La disposizione degli ioni in NaCl. (a) Un cristallo di cloruro di sodio è formato da un esteso insieme ordinato di ioni sodio (*sfere piccole*) e ioni cloruro (*sfere grandi*) in egual numero. All'interno del cristallo, (b) ogni ione cloruro è circondato da sei ioni sodio e, (c) ogni ione sodio è circondato da sei ioni cloruro.



Formule, cariche e nomi di ioni

TABELLA 2-3 Formule, cariche ioniche e nomi di alcuni ioni comuni					
Cationi comuni (ioni positivi)			Anioni comuni (ioni negativi)		
Formula	Carica	Nome	Formula	Carica	Nome
Na ⁺	1+	sodio	F ⁻	1-	fluoruro
K ⁺	1+	potassio	Cl ⁻	1-	cloruro
NH ₄ ⁺	1+	ammonio	Br ⁻	1-	bromuro
Ag ⁺	1+	argento	OH ⁻	1-	idrossido
			CH ₃ COO ⁻	1-	acetato
Mg ²⁺	2+	magnesio	NO ₃ ⁻	1-	nitrato
Ca ²⁺	2+	calcio			
Zn ²⁺	2+	zinco	O ²⁻	2-	ossido
Cu ⁺	1+	rame(I)	S ²⁻	2-	solfuro
Cu ²⁺	2+	rame(II)	SO ₄ ²⁻	2-	solfato
Fe ²⁺	2+	ferro(II)	SO ₃ ²⁻	2-	solfito
			CO ₃ ²⁻	2-	carbonato
Fe ³⁺	3+	ferro(III)			
Al ³⁺	3+	alluminio	PO ₄ ³⁻	3-	fosfato

Come abbiamo già visto parlando di *valenza variabile*, alcuni metalli possono formare cationi con carica diversa (ad es. Fe²⁺ e Fe³⁺). Per tali metalli possiamo specificare a quale ione ci riferiamo usando un numero romano tra parentesi tonde, per esempio **ferro(II)** o **ferro (III)**. Lo zinco e l'argento non formano altri ioni stabili oltre Zn²⁺ e Ag⁺, quindi non abbiamo bisogno di usare numeri romani nel nome.

Eccezioni alla legge delle proporzioni definite

I **composti solidi** – che non contengono molecole discrete – possono deviare dalla legge delle proporzioni definite. Ad esempio TiO può avere un rapporto Ti:O $\neq$ 1:1; in base al metodo di preparazione, si possono avere cristalli con composizione variabile tra $\text{Ti}_{0,75}\text{O}$ e $\text{TiO}_{0,69}$.

Oppure il solfuro di rame può variare tra $\text{Cu}_{1,7}\text{S}$ e Cu_2S (Cu_{2-x}O).

→ **composti non stechiometrici**

La struttura cristallina rimane la stessa, come pure le principali proprietà chimiche. Le proprietà fisiche (ad es. elettriche, ottiche) invece sono sensibili alla composizione atomica del composto.

MATERIA ED ENERGIA

- **Materia è tutto ciò che occupa uno spazio ed ha massa.**
- **Massa è una misura della quantità di materia di un qualsiasi materiale (unità di misura: g)**
- **Energia è definita come la capacità di compiere un lavoro o di trasferirlo.**
- **Forme di energia: meccanica, elettrica, luminosa, termica ecc. (unità di misura: $N \cdot m$ o J)**

Legge di conservazione della materia e dell'energia.

- In una reazione chimica o in una trasformazione fisica l'energia non può essere creata o distrutta, ma può solo essere convertita da una forma ad un'altra.
- Durante una reazione chimica o una trasformazione fisica non si osserva nessuna variazione della quantità di materia.
- $E = mc^2$



Charles D. Winters

Figura 1-1 Il magnesio brucia in ossigeno formando ossido di magnesio, un solido bianco. La massa di ossido di magnesio che si ottiene è uguale alla somma delle masse dell'ossigeno e del magnesio che lo formano.

Stati della materia

La materia può essere classificata in tre stati

- Solido
- Liquido
- Gas



Proprietà	Solido
Rigidità	Rigido
Espansione al riscaldamento	Modesta
Compressibilità	Modesta



Liquido
È fluido ed assume la forma del contenitore
Modesta
Modesta



Gas
Riempie completamente ogni contenitore
Si espande infinitamente
Facilmente comprimibile

Figura 1-2 Confronto tra alcune proprietà fisiche dei tre stati della materia. (sinistra) Iodio, un elemento solido. (centro) Bromo, un elemento liquido. (destra) Cloro, un elemento gassoso.

Proprietà chimiche e fisiche della materia.

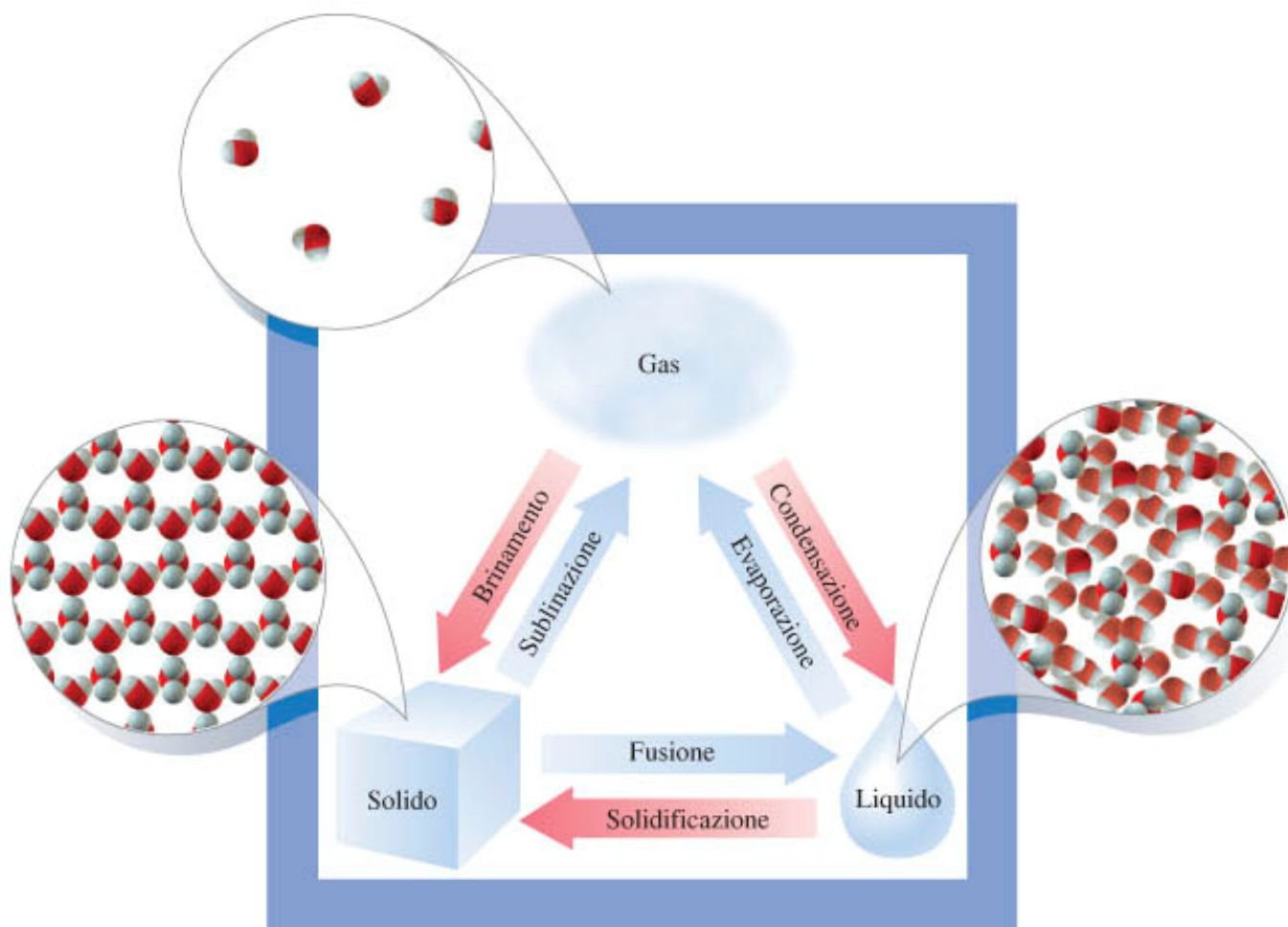
Chimiche: si manifestano quando la materia subisce **variazioni di composizione**.

Fisiche: assenza di qualsiasi variazione di **composizione**.

Esempi: colore, densità, durezza, punto di fusione, punto di ebollizione, conducibilità termica ed elettrica.

Trasformazioni fisiche: passaggi di stato

Figura 1-3 Trasformazioni fisiche che avvengono tra i tre stati della materia. *Sublimazione* è il passaggio diretto di un solido a gas senza passare per lo stato liquido; la trasformazione inversa è detta *brinamento*. Le trasformazioni indicate in blu sono endotermiche (assorbono calore), quelle in rosso esotermiche (cedono calore). L'acqua è una sostanza che conosciamo bene in tutti i tre stati fisici. Le molecole sono vicine nel solido e nel liquido, ma molto lontane nel gas. Nel solido le molecole si trovano relativamente bloccate nelle loro posizioni, mentre quelle nel liquido e nel gas possono modificare le rispettive distanze.



Proprietà fisiche ...

... e chimiche



Charles Steele

(a)



Charles Steele

(b)



Charles Steele

(c)



PhotoDisc/Getty

Alcune proprietà fisiche dell' **acqua**: (a) solidifica a 0°; (b) bolle a 100 °C (a 1 atm); (c) scioglie una ampia varietà di sostanze, tra cui il solfato rameico [o solfato di rame (II)], un sale di colore blu.

Esempio di proprietà **chimica** dell' **acqua**: reagisce in modo violento con il sodio, dando H₂ e idrossido di sodio (NaOH).

Tabella delle proprietà fisiche di alcune sostanze

(ad 1 atm di pressione)

Sostanza	Punto di fusione (°C)	Punto di ebollizione (°C)	Solubilità a 25°C (g/100 g)		Densità (g/cm ³)
			<i>In acqua</i>	<i>In alcol etilico</i>	
acqua	0	100	—	infinita	1.00
acido acetico	16.6	118.1	infinita	infinita	1.05
benzene	5.5	80.1	0.07	infinita	0.879
bromo	−7.1	58.8	3.51	infinita	3.12
cloruro di sodio	801	1473	36.5	0.065	2.16
ferro	1530	3000	insolubile	insolubile	7.86
metano	−182.5	−161.5	0.0022	0.033	6.67×10^{-4}
ossigeno	−218.8	−183.0	0.0040	0.037	1.33×10^{-3}

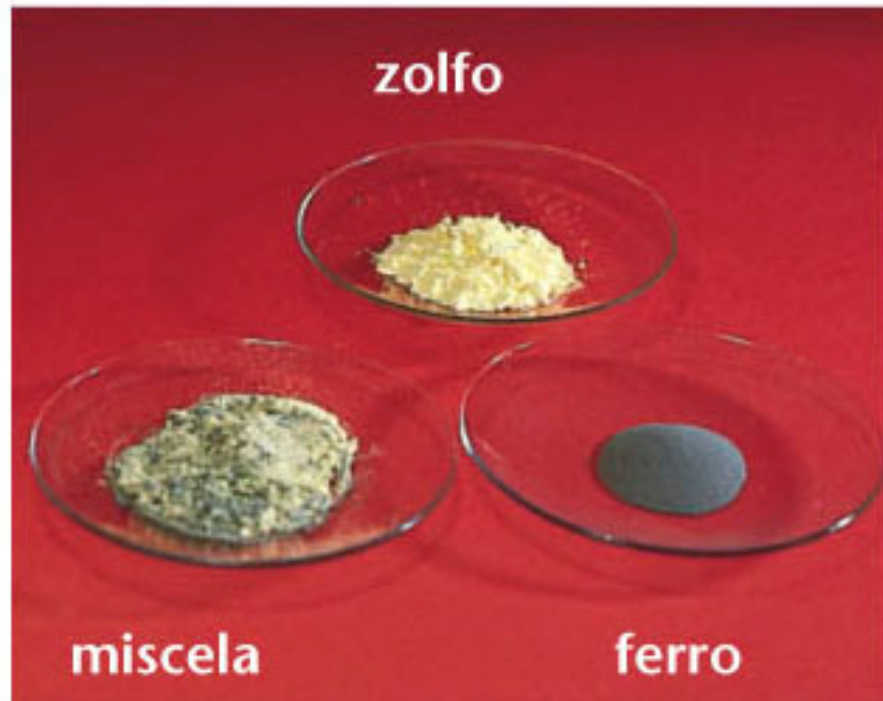
Miscela, sostanze, composti ed elementi

Le **miscela** sono combinazioni di due o più sostanze pure in cui ognuna conserva la propria composizione e le specifiche proprietà.

Miscela eterogenea: presentano proprietà non uniformi a livello macroscopico.

Miscela omogenea: presentano proprietà uniformi in ogni loro parte e sono dette anche soluzioni.

Miscele eterogenee



(a)



(b)

Figura 1-6 (a) Una miscela di ferro e zolfo è una miscela *eterogenea*. (b) Come ogni miscela può esser separata con mezzi fisici, come ad esempio eliminando il ferro con una calamita.

Charles Steele

Classificazione della materia

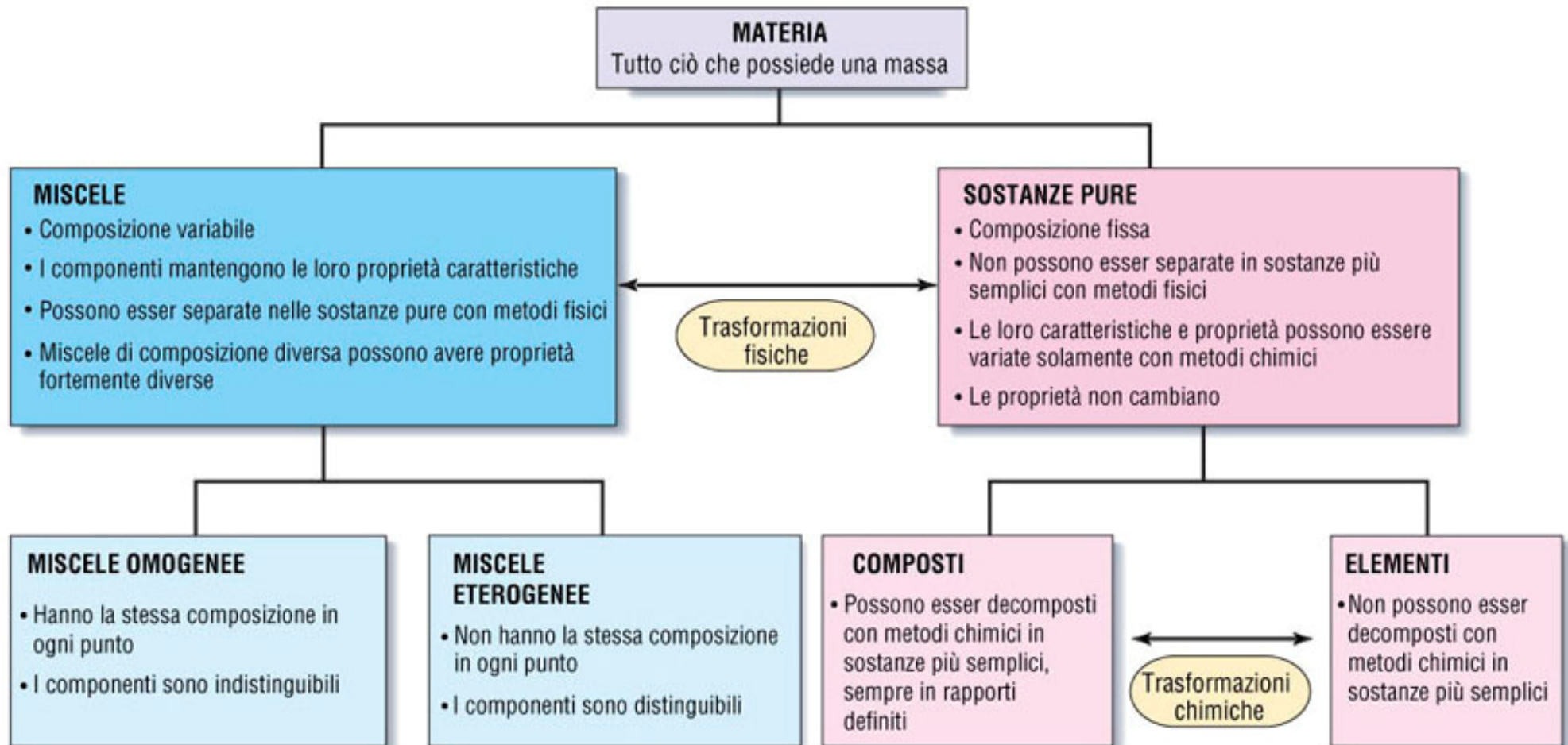


Figura 1-7 Schema di classificazione della materia. Le frecce indicano dei metodi generali mediante i quali la materia può esser separata.

Composti & elementi

Un **composto** è quella sostanza che, mediante metodi chimici, può esser trasformata in sostanze più semplici che mantengono sempre lo stesso rapporto di massa.

Un **elemento** è una sostanza che non può esser scomposta in sostanze più semplici mediante delle trasformazioni chimiche.

Decomposizione del carbonato di calcio

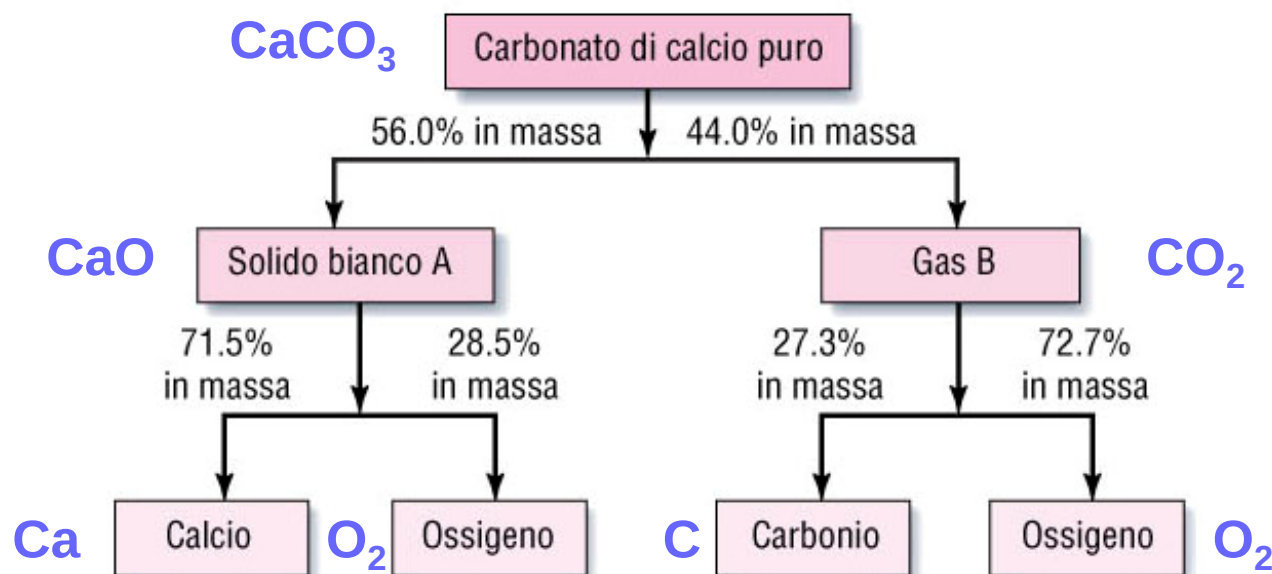
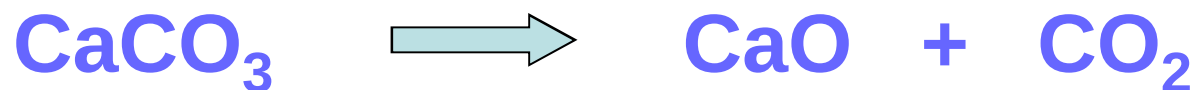


Figura 1-9 Schema della decomposizione di carbonato di calcio con formazione di un solido A (56.0% in massa) e di un gas B (44.0% in massa). Questa decomposizione in sostanze più semplici con precisi rapporti di massa dimostra che il carbonato di calcio è un composto. Il solido bianco A si decompone ulteriormente negli elementi calcio (71.5% in massa) e ossigeno (28.5% in massa): questo prova che il solido bianco A è un composto noto come ossido di calcio. Anche il gas B può esser decomposto negli elementi carbonio (27.3% in massa) ed ossigeno (72.7% in massa) e da ciò si può dedurre che il gas B è un composto noto come anidride carbonica.

Elementi e simboli

TABELLA 1-2 *Nomi di alcuni elementi comuni e loro simboli*

Simbolo	Elemento	Simbolo	Elemento	Simbolo	Elemento
Ag	argento	F	fluoro	Ni	nicel
Al	alluminio	Fe	ferro	O	ossigeno
Au	oro (<i>aurum</i>)	H	idrogeno	P	fosforo (<i>phosphorum</i>)
B	boro	He	elio	Pb	piombo
Ba	bario	Hg	mercurio (<i>hydrargyrum</i>)	Pt	platino
Bi	bismuto	I	iodio	S	zolfo (<i>sulfur</i>)
Br	bromo	K	potassio (<i>kalium</i>)	Sb	antimonio (<i>stibium</i>)
C	carbonio	Kr	cripto	Si	silicio
Ca	calcio	Li	litio	Sn	stagno
Cd	cadmio	Mg	magnesio	Sr	stronzio
Cl	cloro	Mn	manganese	Ti	titanio
Co	cobalto	N	azoto (<i>nitrogenum</i>)	U	uranio
Cr	cromo	Na	sodio (<i>natrium</i>)	W	tungsteno (<i>Wolfram</i>)
Cu	rame (<i>cuprum</i>)	Ne	neon	Zn	zinco

Abbondanza degli elementi

TABELLA 1-3

Abbondanza degli elementi nella crosta terrestre, negli oceani e nell'atmosfera

Elemento	Simbolo	% in massa	Elemento	Simbolo	% in massa
ossigeno	O	49.5%	cloro	Cl	0.19%
silicio	Si	25.7	fosforo	P	0.12
alluminio	Al	7.5	manganese	Mn	0.09
ferro	Fe	4.7	carbonio	C	0.08
calcio	Ca	3.4	zolfo	S	0.06
sodio	Na	2.6	bario	Ba	0.04
potassio	K	2.4	cromo	Cr	0.033
magnesio	Mg	1.9	azoto	N	0.030
idrogeno	H	0.87	fluoro	F	0.027
titanio	Ti	0.58	zirconio	Zr	0.023
			tutti gli altri insieme		≈0.1%