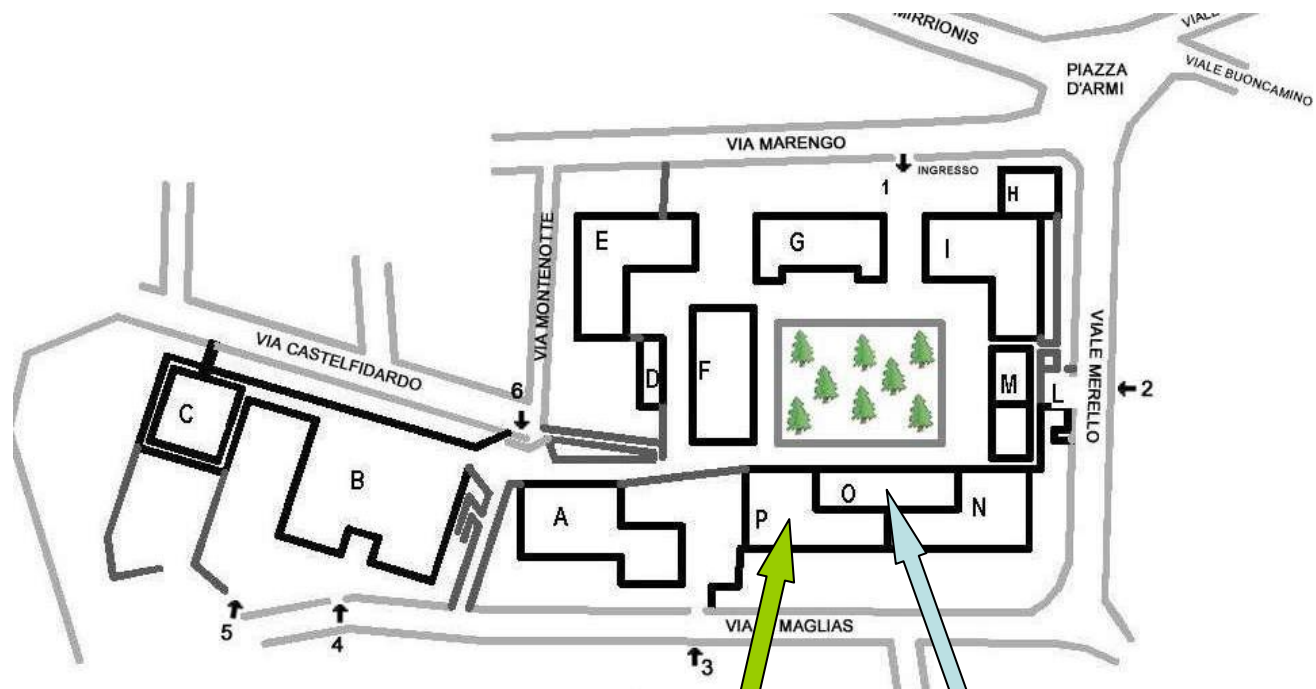


Corso di CHIMICA

Simonetta Palmas

Dipartimento di Ingegneria Meccanica, Chimica e dei Materiali



*Dipartimento di
ingegneria chimica
e materiali
(secondo piano)*

Aula Magna

Orario delle lezioni:

<http://facolta.unica.it/ingegneriarchitettura/files/2014/10/Elettrica-Elettronica.pdf>

I semestre Laurea Ing. Elettrica ed Elettronica 1° anno

	lunedì	martedì	mercoledì	giovedì	venerdì
8.00-9.00		CHIM Aula U	AM1 Aula U	CHIM Aula U	AM1 Aula U
9.00-10.00	AM1 Aula U	CHIM Aula U	AM1 Aula U	CHIM Aula U	AM1 Aula U
10.00-11.00	AM1 Aula U	FIS1 Aula U	AM1 Aula U	FIS1 Aula U	AM1 Aula U
11.00-12.00	AM1 Aula U	FIS1 Aula U	FIS1 Aula U	FIS1 Aula U	CHIM Aula U
12.00-13.00		FIS1 Aula U	FIS1 Aula U	FIS1 Aula U	CHIM Aula U

Orario di ricevimento:

Giorni dispari dalle 10 alle 12

Contatti

Indirizzo e-mail: simonetta.palmas@dimcm.unica.it

Telefono: 070-675-5069

Pagina personale: people.unica.it/simonettapalmas



SEZIONE DIDATTICA
Scheda del corso – programma
Lucidi di lezione
Esercitazioni
Esercizi svolti



In via di
aggiornamento

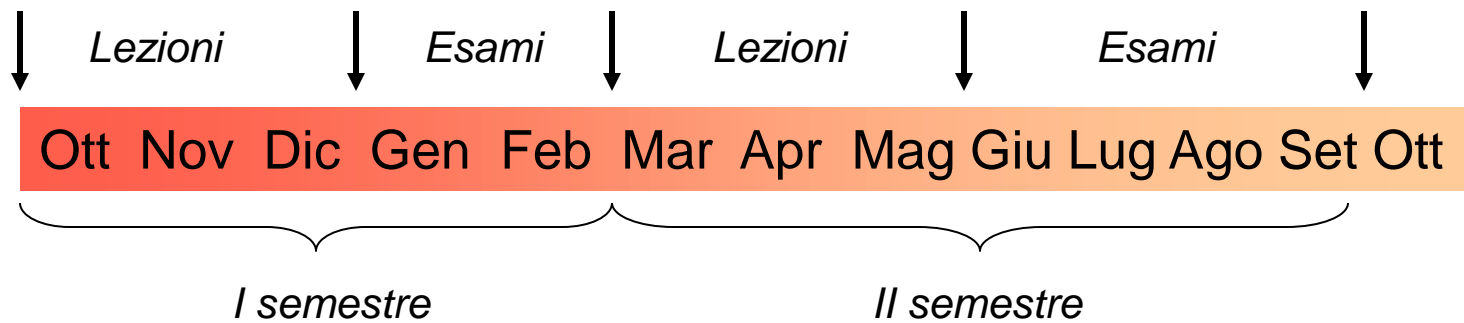
Informazioni su:
- Date di pre-esami ed esami
- Esiti delle prove scritte

Modalità di Esame

GLI APPELLI DI ESAME

- **3 appelli nella sessione gennaio-febbraio**
- **5 appelli nella sessione giugno-luglio-settembre**

Inizio a.a.



I° pre-esame nel periodo 19-22 Novembre

II° pre-esame nel periodo: gennaio

Esami 7 gennaio 28 febbraio

Facoltà di ingegneria e architettura  Università di Cagliari

Home | Chi siamo | Didattica | Calendari e orari | Servizi agli studenti | Strutture | Notizie ed eventi | Atti amministrativi

Testo da cercare

Facoltà

Home / Calendari e orari / Calendario accademico e didattico

Chi siamo

CALENDARIO ACCADEMICO E DIDATTICO

Didattica

Calendario attività didattica 2014/2015

Calendari e orari

Servizi agli studenti

Calendario accademico 2014/2015

CALENDARIO ATTIVITA' DIDATTICA A.A. 2014-2015

Attività	Periodo
Corsi di riallineamento	15 – 30 settembre 2014
Lezioni Primo semestre	1 ottobre – 22 dicembre 2014 - prova intermedia: 19 – 22 novembre 2014*
Esami primo periodo	7 gennaio – 28 febbraio 2015
Lezioni secondo semestre	2 marzo – 29 maggio 2015 - prova intermedia: 22 – 27 aprile 2015*
Esami secondo periodo	3 giugno – 31 luglio 2015
Esami terzo periodo	1 – 30 settembre 2015

* non obbligatoria per i Corsi di Studio di Architettura

ISCRIZIONE ALL'ESAME

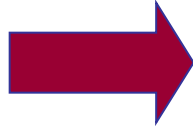
L'iscrizione si effettua per via telematica
Sito UNICA -> servizi on-line agli
studenti

<https://webstudenti.unica.it/esse3/Start.do>

Iscriversi solo per la seconda prova intermedia

Corso di chimica

6 CFU



**60 ore di didattica frontale
Lezioni + esercitazioni**



**1 CFU = 25 ore di studio individuale
150 ore**

Libri di testo consigliati:

Palmisano-Schiavello:
"Elementi di Chimica"
Edises - Napoli

Palmisano-Schiavello:
"Fondamenti di Chimica"
Edises - Napoli

D.W.Oxtoboy, N.H.Nachtrib:
"Chimica moderna "
Edises - Napoli

Silvestroni
"Fondamenti di Chimica"
ed. Veschi

Biblioteca di Facoltà

CHIMICA

Scienza che studia le proprietà, la struttura e le trasformazione della materia.

OBIETTIVO DEL CORSO

Fornire i concetti di base di chimica necessari per affrontare lo studio delle **tecnologie**.

La tecnologia è l'applicazione delle conoscenze scientifiche per la realizzazione di nuovi prodotti che migliorino la qualità della vita

Perchè studiare la chimica?

Tutto ciò che ci circonda ha a che fare con la chimica.
Spiega ciò che osserviamo attorno a noi.

Tanta chimica in quello che facciamo

La chimica incorporata nei consumi e nei servizi

(incidenza diretta e indiretta sul valore di beni e servizi)

Vernici	100	Batterie	27	}	Abitare																								
Pavim. in laminato e vinilici	77	Calzature	26			}	Vestire																						
Moquette	68	Libri	25					}	Divertirsi																				
Servizi di veterinaria	65	Attrezzature mediche	25							}	Conoscere																		
Pneumatici	62	Divani	24									}	Muoversi																
Calze da donna	55	Materassi	24											}	Star bene														
Lenti a contatto e occhiali	47	Giornali e riviste	21													}													
Istituti di bellezza	46	Piatti e posate	21															}											
Fotografia	45	Servizi di lavanderia	20																	}									
Servizi ospedalieri	43	Lampadine	18																			}							
Giocattoli	38	Imbarcazioni	17																					}					
Tende	38	Mobili	17																							}			
Spazzole e scope	37	Cinema e teatro	16																									}	
Pannolini	37	Manutenzione auto	15																										
CD, videocassette e DVD	34	Casse	15																										
Articoli sportivi	31	Cucine	14																										
Elettrodomestici	30	Auto e moto	14																										

Scienze e Tecnologie

- **Scienze → Pure**
 - **Non necessariamente devono avere una applicazione**
- **Tecnologie → Applicate**
 - **Hanno applicazioni pratiche che impattano sulla società.**
 - **Ingegneria**

Costituzione della materia e interpretazione dei fenomeni naturali

QUARTO SECOLO a.c.

Empedocle e Aristotele

Il mondo era spiegato da 4 elementi **ARIA TERRA FUOCO ACQUA** che mescolandosi in diverse proporzioni formano le diverse proprietà della materia, come i colori.

Democrito (468-370 a.c.)

Ipotizza che materia è fatta di atomi non divisibili.

Alchimia (~300 a.c. - 1650 d.c.) - precursore della chimica moderna

L'alchimia ebbe due filoni principali:

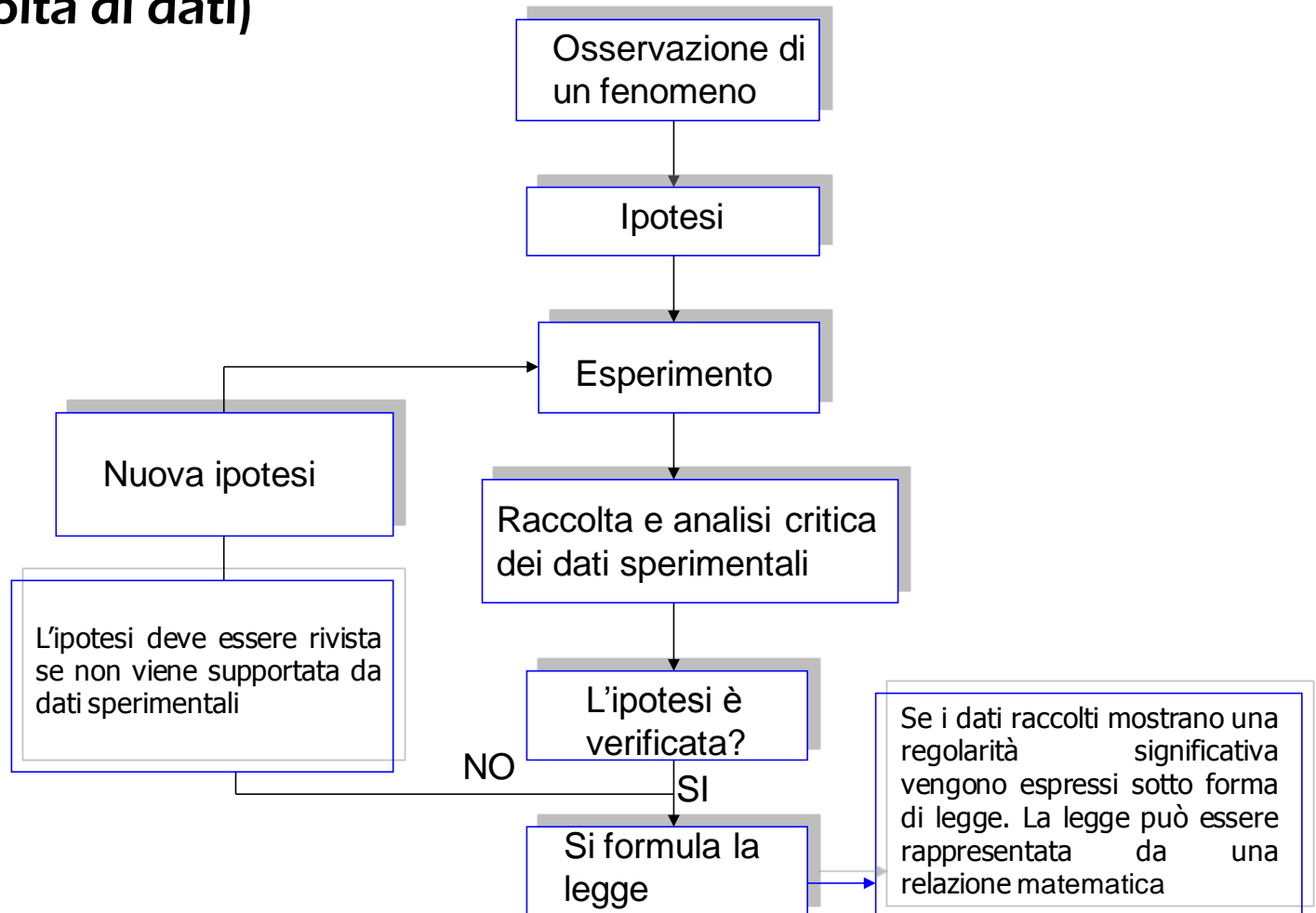
- Uno mineralogico per ottenere l'oro (pietra filosofale)
- Uno medico per l'elisir di lunga vita

METODO SCIENTIFICO (1500)

Galileo Galilei – Francis Bacon

Il metodo scientifico

- Osservazione -> Individuare un problema
- Ipotesi -> proporre una spiegazione all'osservazione fatta
- Sperimentazione -> si usano una o più procedure per testare l'ipotesi (misure, raccolta di dati)
- Teoria
- Legge



Articolazione del corso

La struttura della materia, Struttura elettronica degli atomi e classificazione periodica degli elementi, Legami chimici e strutture e geometrie molecolari, Sostanze e calcoli stechiometrici, Stato di aggregazione della materia, Concetti di termodinamica, Equilibri tra fasi diverse di sostanze chimicamente non reagenti, Proprietà delle soluzioni di soluti non elettroliti ed elettroliti, Cinetica chimica, Equilibri chimici, Equilibri ionici in soluzione acquosa, Elementi di elettrochimica.

Il programma dettagliato e la scheda completa del corso sono reperibili al link:

<http://facolta.unica.it/ingegneriarchitettura/didattica-2/programmi-insegnamenti/>

Cercare il docente **Annalisa Vacca** del corso di ingegneria chimica

OBIETTIVI DEL CORSO

Obiettivi

Il corso di lezioni è dedicato alla **presentazione dei più fondamentali concetti della Chimica**. La comprensione degli **equilibri chimici** e **dei meccanismi di trasformazione**, in relazione alla struttura atomica ed alla natura dei legami chimici, rappresenta l'obiettivo principale del corso. Lo studio sistematico del comportamento chimico è limitato ad alcuni elementi ed ai loro derivati di interesse applicativo.

al termine del Corso lo studente:

- **conoscerà** le problematiche inerenti la struttura della materia e i principi che regolano le sue trasformazioni chimico-fisiche (trasformazioni di fase, reazioni chimiche ecc..). *Conoscenza e capacità di comprensione*
- **sarà in grado di** utilizzare gli strumenti relativi alla conoscenza della struttura della materia per correlare in modo qualitativo le sue proprietà con la struttura. *Conoscenza e capacità di comprensione applicate*
- **proseguirà gli studi ingegneristici con maggiore autonomia e discernimento**. Le conoscenze acquisite contribuiranno alla formazione del bagaglio di conoscenza delle discipline fenomenologiche (fisiche e chimiche). *Capacità di apprendere* (learning skills)

Ulteriori dettagli nella Scheda del corso

Articolazione del corso

1) INTRODUZIONE

Leggi fondamentali della chimica →

Lavoisier
Proust
Dalton
Avogadro
Cannizzaro

Peso atomico

Mole

Formule chimiche

Stechiometria

Articolazione del corso

STRUTTURA DELLA MATERIA

Struttura dell'atomo



Proprietà chimiche degli elementi



Sistema periodico degli elementi

Legame chimico

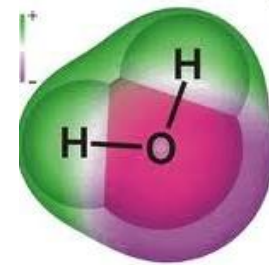
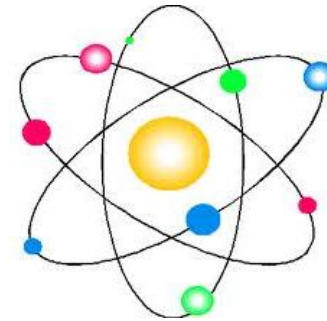


Proprietà delle molecole

Stati di aggregazione della materia



Stato gassoso, solido e liquido



Articolazione del corso

TRASFORMAZIONE DELLA MATERIA

Termodinamica Chimica



Secondo principio della termodinamica



Processi reversibile e irreversibili

Cambiamenti di stato

Sistemi a un componente



Tensione di vapore e sua dipendenza dalla temperatura

Sistemi a due o più componenti



Soluzioni e loro proprietà



Primo principio della termodinamica



Calcolo del calore di reazione



Articolazione del corso

EQUILIBRIO CHIMICO



In fase eterogenea

In fase omogenea

Equilibri ionici in soluzione



Equilibri acido-base



Calcoli di pH

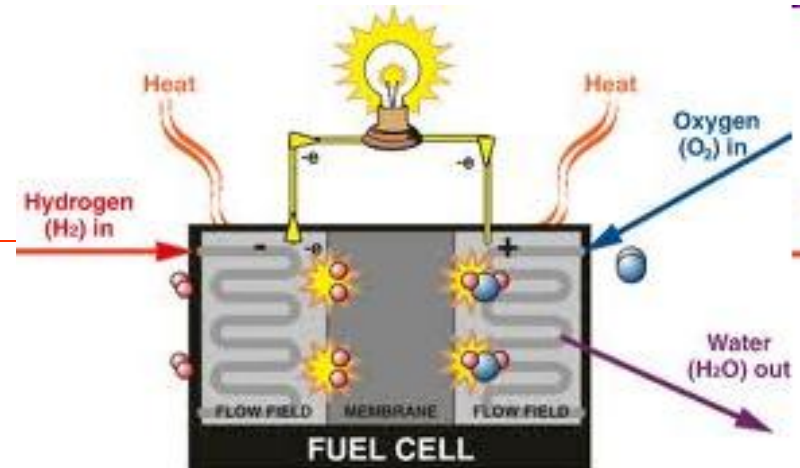
ELEMENTI DI ELETTROCHIMICA



Pile



Elettrolisi



MATERIA

La materia e' tutto cio' che possiede una massa ed occupa uno spazio.

La materia può esistere in tre stati fisici:

- solido → *forma e volume definiti*
- liquido → *volume definito e forma non definita*
- gassoso → *forma e volume non definiti*

Proprietà della materia



CHIMICHE

E' la caratteristica di una sostanza che si manifesta quando la materia subisce variazione di composizione.

Esempio:

Il ferro (Fe) reagisce con l'ossigeno (O_2) e l'acqua (H_2O) presenti nella atmosfera ossidandosi.



L'oro (Au) nelle stesse condizioni rimane inalterato



FISICHE

può essere osservata in assenza di qualsiasi variazione di composizione.

Esempi:

- Stato fisico
- Temperatura di ebollizione
- Colore
- Densità

Tabella proprietà fisiche

TABELLA 1-1

*Proprietà fisiche di alcune sostanze di uso comune
(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)
			In acqua	In alcol etilico	
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}

Esempio di proprietà chimica della materia

Potenziali normali dei metalli a 25 °C (*Serie elettrochimica dei metalli*).

Processo	E° (volt)	Processo	E° (volt)
$\text{Li} \rightleftharpoons \text{Li}^+ + e^-$	- 3,02	$\text{In} \rightleftharpoons \text{In}^{3+} + 3 e^-$	- 0,34
$\text{K} \rightleftharpoons \text{K}^+ + e^-$	- 2,92	$\text{Co} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2 e^-$	- 0,277
$\text{Ba} \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2 e^-$	- 2,90	$\text{In} \rightleftharpoons \text{In}^+ + e^-$	- 0,25
$\text{Sr} \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + 2 e^-$	- 2,89	$\text{Ni} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 2 e^-$	- 0,230
$\text{Ca} \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + 2 e^-$	- 2,87	$\text{Sn} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 2 e^-$	- 0,136
$\text{Na} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + e^-$	- 2,712	$\text{Pb} \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+} + 2 e^-$	- 0,126
$\text{Mg} \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 e^-$	- 2,34	$\text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + 2 e^-$	\pm 0,000
$\text{Ti} \rightleftharpoons \text{Ti}^{2+} + 2 e^-$	- 1,75	$\text{Cu} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 e^-$	+ 0,345
$\text{Al} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3 e^-$	- 1,67	$\text{Rh} \rightleftharpoons \text{Rh}^{2+} + 2 e^-$	+ 0,6
$\text{Mn} \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2 e^-$	- 1,05	$\text{Ag} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + e^-$	+ 0,800
$\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$	- 0,762	$\text{Hg} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 2 e^-$	+ 0,854
$\text{Cr} \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + 3 e^-$	- 0,71	$\text{Pd} \rightleftharpoons \text{Pd}^{2+} + 2 e^-$	+ 0,83
$\text{Fe} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 e^-$	- 0,441	$\text{Pt} \rightleftharpoons \text{Pt}^{2+} + 2 e^-$	+ 1,20
$\text{Cd} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 2 e^-$	- 0,402	$\text{Tl} \rightleftharpoons \text{Tl}^{3+} + 3 e^-$	+ 1,25
$\text{Tl} \rightleftharpoons \text{Tl}^+ + e^-$	- 0,336	$\text{Au} \rightleftharpoons \text{Au}^{3+} + 3 e^-$	+ 1,42

Classificazione della materia:

SOSTANZA PURA

E' un singolo tipo di materia che non può essere separato in altri tipi di materia utilizzando metodi fisici.

DECOMPONIBILE

COMPOSTO

gli atomi sono di almeno due tipi

Acqua H_2O

Metano CH_4

NON DECOMPONIBILE

ELEMENTO

tutti i suoi atomi sono dello stesso tipo

Ferro (Fe)

Ossigeno (O_2)

MISCELA

Combinazione fisica di una o più sostanze

OMOGENEA

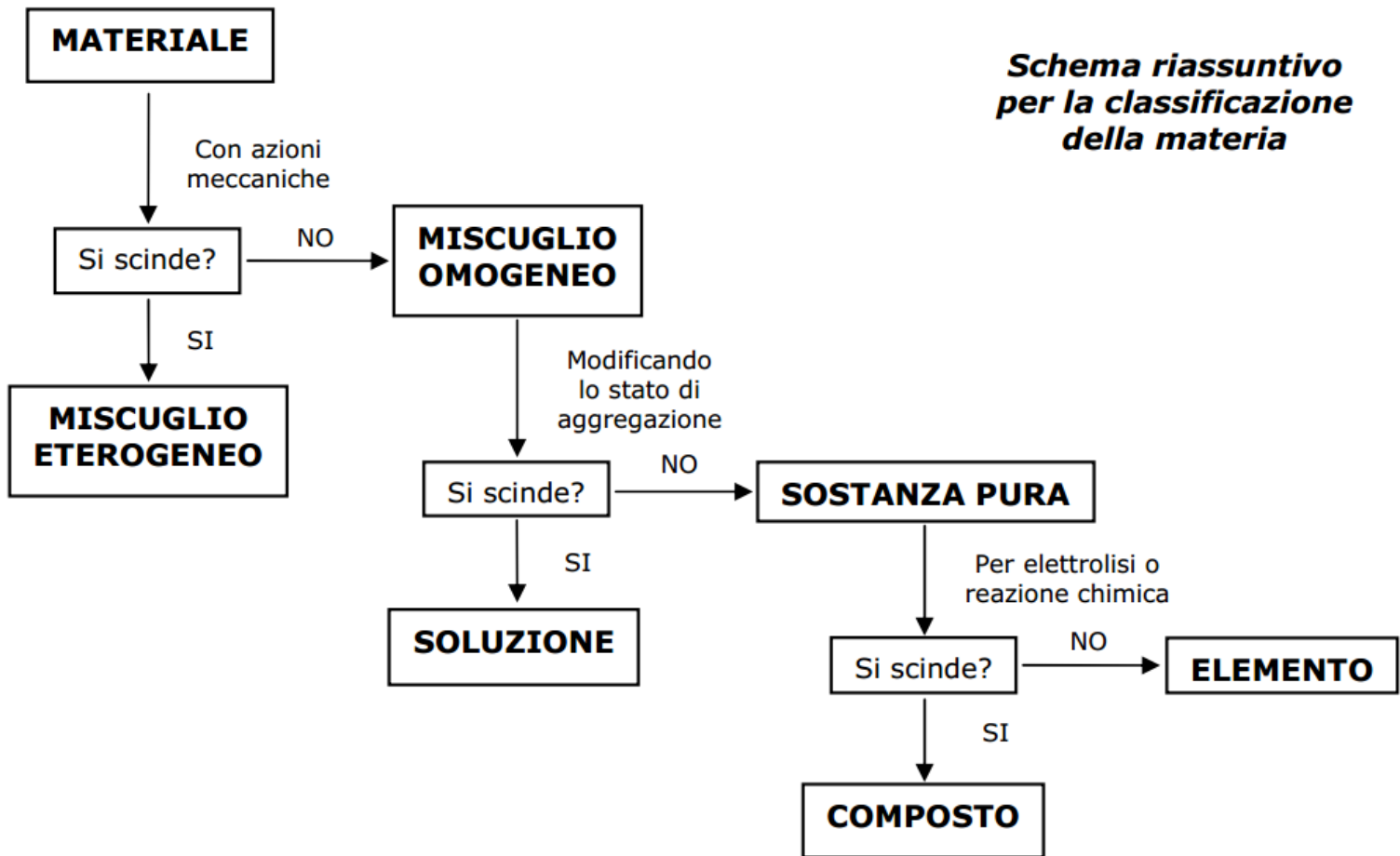
Benzina

Aria

ETEROGENEA

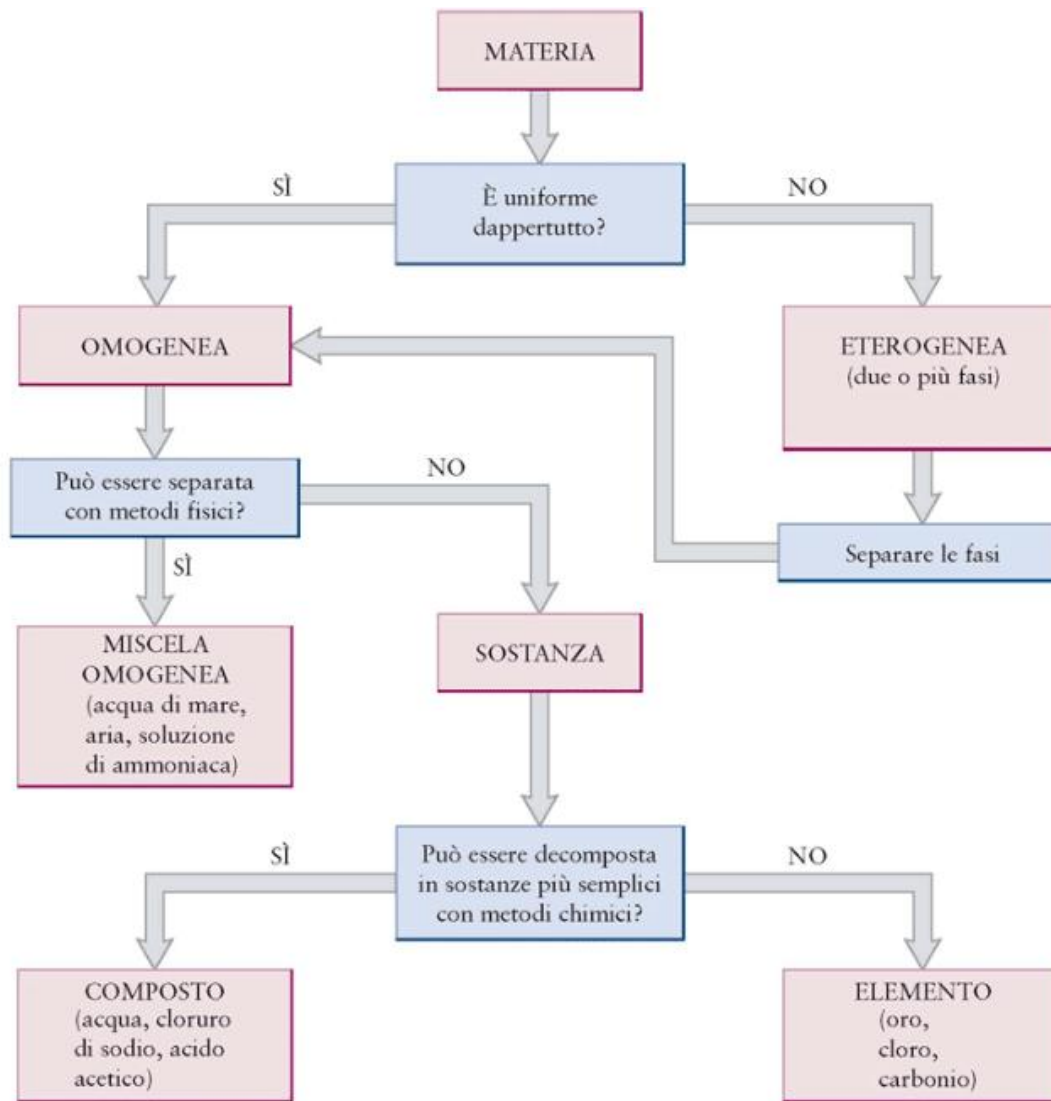
Nebbia

Fango



Procedimento per classificare una campione di materia

FIGURA 1.3 Schema di percorso per la classificazione della materia.



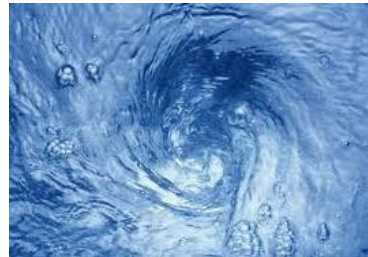
TRASFORMAZIONI DELLA MATERIA

CAMBIAMENTO FISICO

È un processo che non determina il cambiamento della natura della sostanza;
non si formano nuovi composti



ghiaccio



Acqua liquida



Vapore acqueo

Il cambiamento associato alla fusione del ghiaccio in acqua liquida ed alla successiva evaporazione non modifica la natura della sostanza

CAMBIAMENTO CHIMICO

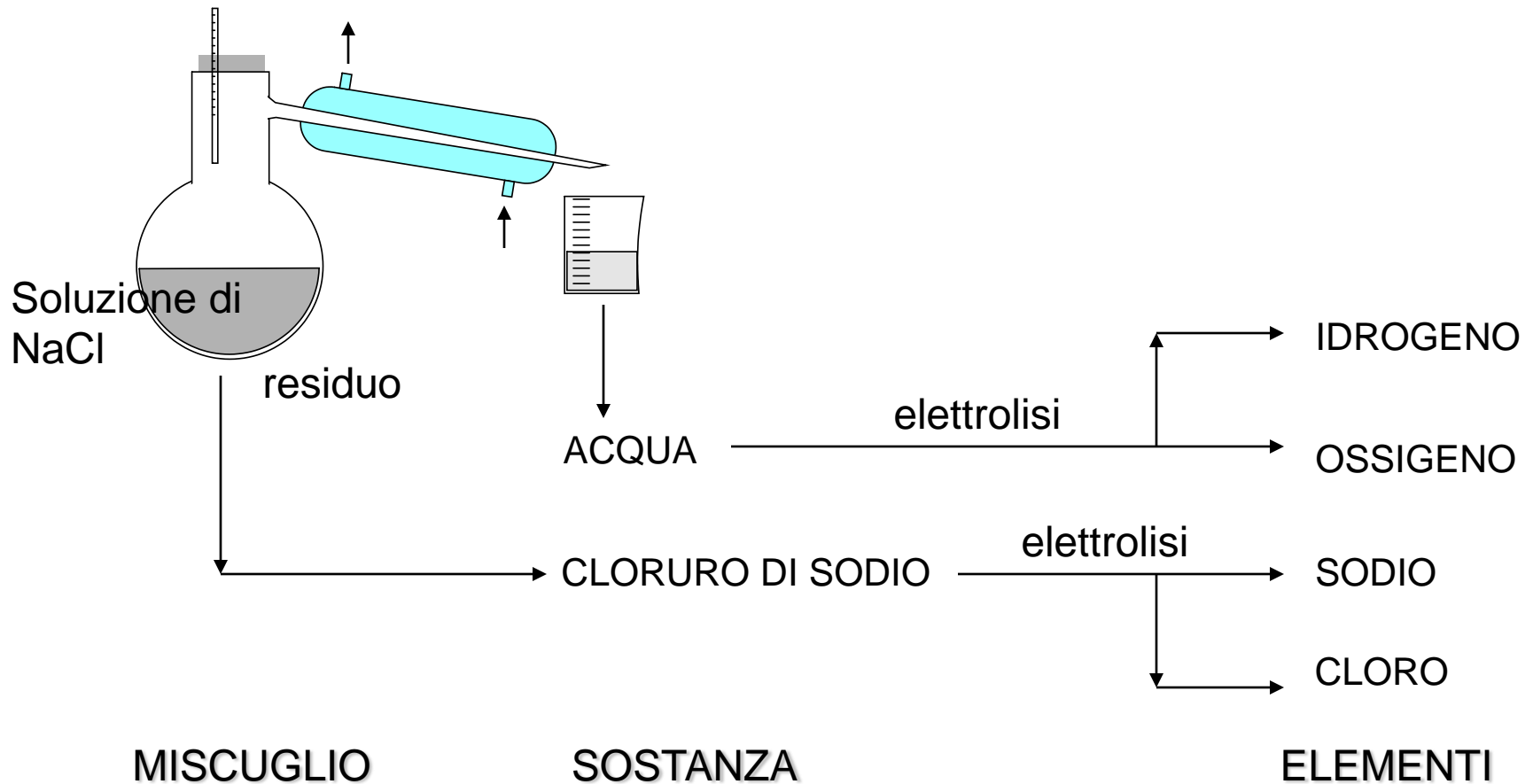
È un processo durante il quale cambia la natura delle sostanze e si formano nuovi composti

Durante la combustione del metano vengono prodotti acqua e biossido di carbonio.



Al termine della combustione la natura delle sostanze è variata

Separazione delle sostanze da una miscela acqua + cloruro di sodio



ELEMENTI

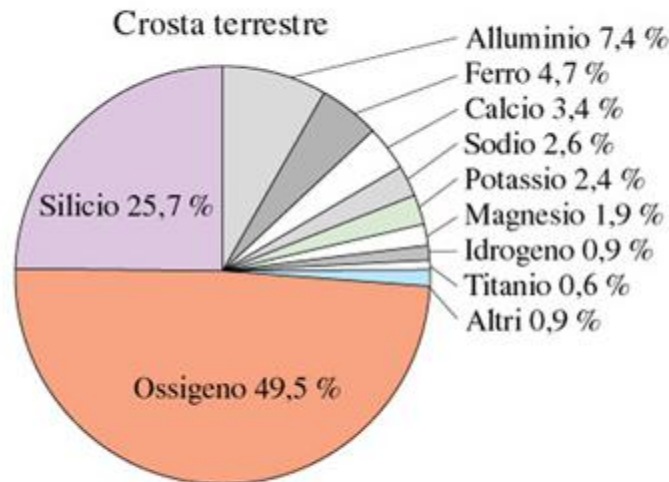
Sono sostanze pure che non possono essere decomposte in sostanze più semplici mediante reazioni

Costituiscono i “mattoni” più semplici della materia

I composti e le molecole sono formati dalle infinite combinazioni di un numero limitatato di elementi.

Per esempio i composti del carbonio con pochi altri elementi (idrogeno, ossigeno e azoto) sono milioni: sono i composti organici.

Attualmente gli elementi chimici conosciuti sono poco più di un centinaio dei quali 90 sono presenti in presenti in natura.



I SIMBOLI ATOMICI

I simboli atomici sono una notazione sintetica composta da una o due lettere del nome corrispondente ad un particolare elemento.

A volte si usano le prime lettere del nome latino

S	Zolfo	da	Sulfur
Au	Oro	da	Aurum
Na	Sodio	da	Natrium
Cl	Cloro		

La teoria atomica di Dalton (1807)

1. **Tutta la materia è composta da particelle estremamente piccole e indivisibili : gli atomi.**
2. **Gli atomi di uno stesso elemento sono uguali tra loro**
3. **Atomi di elementi diversi hanno masse differenti**
4. **Una reazione chimica consiste nella ricombinazione degli atomi presenti nelle sostanze reagenti in modo da dare nuove combinazioni chimiche presenti nelle sostanze formate dalla reazione**
5. **Gli atomi si combinano tra loro secondo rapporti definiti e costanti espressi da numeri interi.**

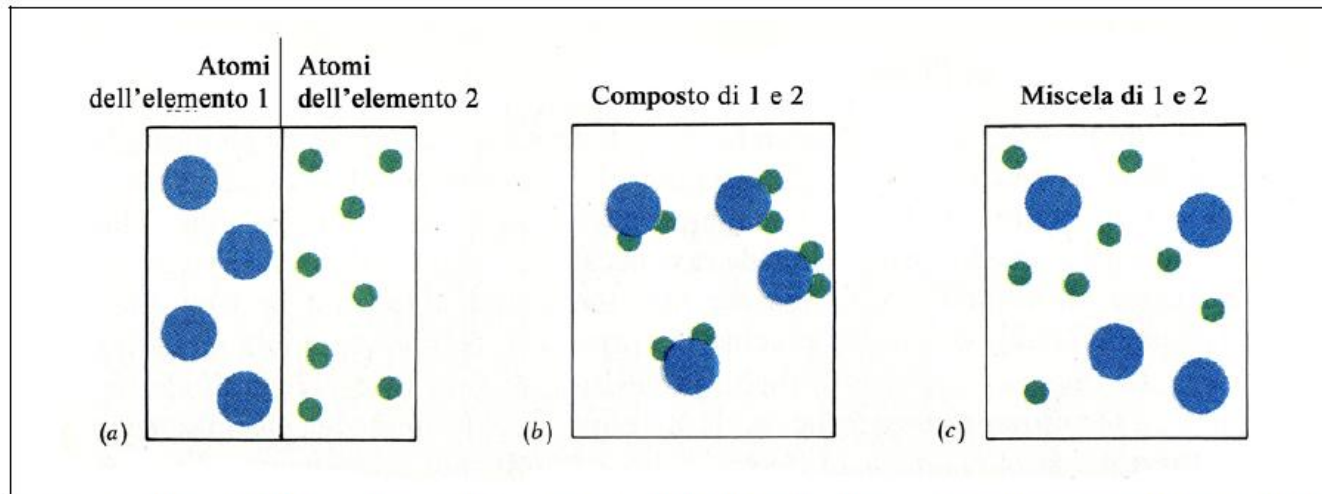


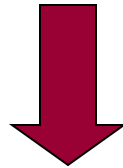
Fig.1: in (a): atomi di elementi diversi (denominati 1 e 2) divisi da un setto; in (b) composto formato da atomi delle specie 1 e 2: il rapporto fra le quantità di atomi di 1 e di 2 è fisso e costante; in (c) miscela formata da atomi delle specie 1 e 2: in questo caso non c'è restrizione alcuna nel valore del rapporto fra le quantità di atomi di 1 e di 2.

Lavoisier e la legge di conservazione della massa

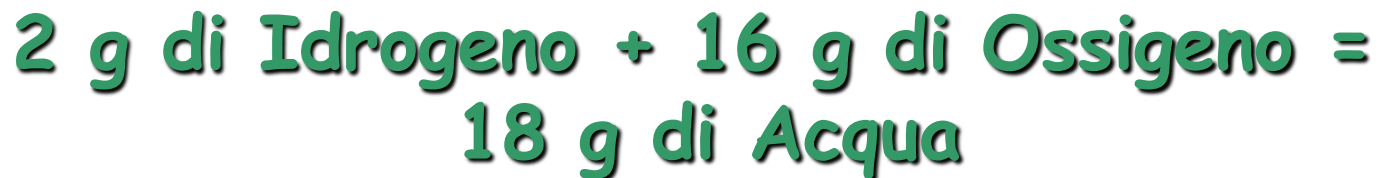
Lavoisier introdusse il metodo scientifico nello studio dei processi chimici basando le sue deduzioni su risultati sperimentali riproducibili.

Gli esperimenti consistevano nel riscaldare dei metalli (stagno o piombo) in recipienti chiusi con quantità limitate di aria.

Il peso dell'intero recipiente risultava immutato prima e dopo la reazione. Analogamente bruciando la legna la cenere residua era più leggera del legno di partenza ma il peso del recipiente rimaneva lo stesso.



La massa totale delle sostanze reagenti coinvolte in una reazione chimica è uguale alla massa totale delle sostanze prodotte.



Legge delle proporzioni definite (o legge di Proust)

Un composto puro, qualunque sia l'origine o il modo di preparazione, contiene sempre quantità definite e costanti degli elementi proporzionali alla loro massa

CuO		100 g di CuO
Rame:	79,8 %	79.8 g di Rame
Ossigeno:	20,2 %	20.2 g di Ossigeno

CARBONIO C

OSSIGENO O

Possono combinarsi per dare due composti

1) **1 g di C**
1,33 g di O

2) **1 g di C**
2,66 g di O

Il composto 2 ha il doppio degli atomi di ossigeno rispetto al composto 1

CO

CO₂ <http://www.ptable.com/>

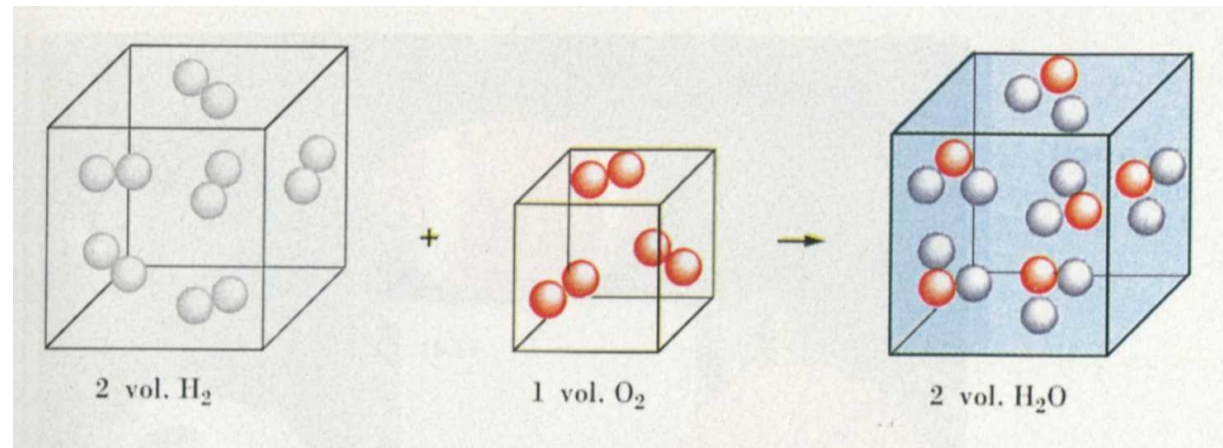
La legge di Avogadro, 1811

Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole

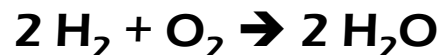
La legge di Gay-Lussac, 1808

Data la reazione fra due gas, i volumi dei reagenti e dei prodotti gassosi stanno fra di loro in rapporto come numeri interi semplici (misurati a parità di pressione e temperatura).

Le relazioni tra i volumi di gas che reagiscono tra di loro (a P, T cost) sono analoghe ai rapporti di combinazione tra le sostanze



2 vol. di idrogeno più 1 vol. di ossigeno danno 2 vol. di acqua (vapore)



Composti

Possono essere

molecolari → formati da molecole.

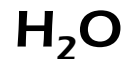
ionici → formati da ioni (es: i Sali).

Molecole e composti molecolari

- una molecola è un gruppo definito e distinto di atomi legati assieme.
- una formula molecolare indica il numero di atomi di ciascun elemento presente in una molecola.

esempi

acqua



ammoniaca



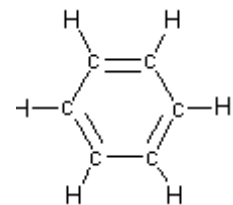
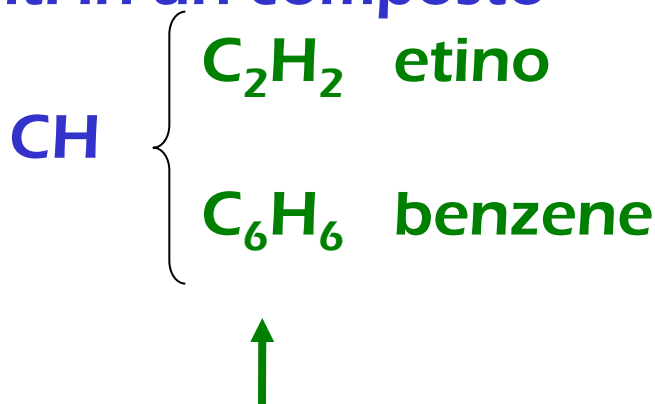
metano



Le formule delle sostanze

Le sostanze elementari ed i composti sono rappresentati graficamente con simboli convenzionali: Le formule chimiche

FORMULA MINIMA: si ricava dall'analisi elementare della sostanza e indica il rapporto tra i più piccoli valori interi di atomi presenti in un composto



FORMULA MOLECOLARE:
Indica il numero effettivo di atomi di ciascun elemento in un composto

FORMULA DI STRUTTURA:
Mostra come sono legati fra loro gli atomi di una molecola

PARTICELLE SUBATOMICHE

Dalton :

Gli atomi di uno stesso elemento sono uguali tra loro

Atomi di elementi diversi hanno masse differenti

COSA DIFFERENZIA GLI ATOMI DI DIVERSI ELEMENTI?

Dalton: l'atomo era indivisibile

Dal 1850 si introduce l'idea delle **particelle subatomiche**

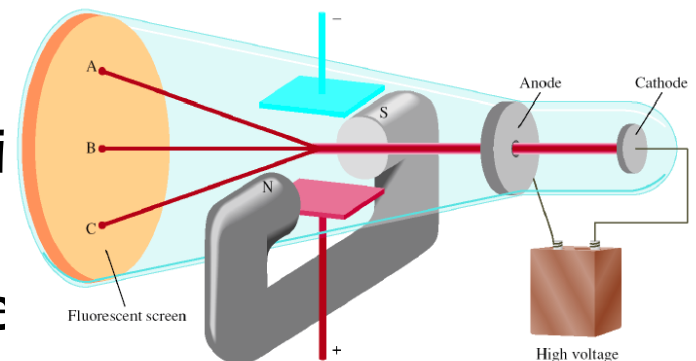
PARTICELLE SUBATOMICHE

Vari esperimenti condotti all'inizio del 1900 utilizzando tubi catodici dimostrarono che gli atomi non sono indivisibili. Essi sono costituiti da particelle più piccole (particelle subatomiche).

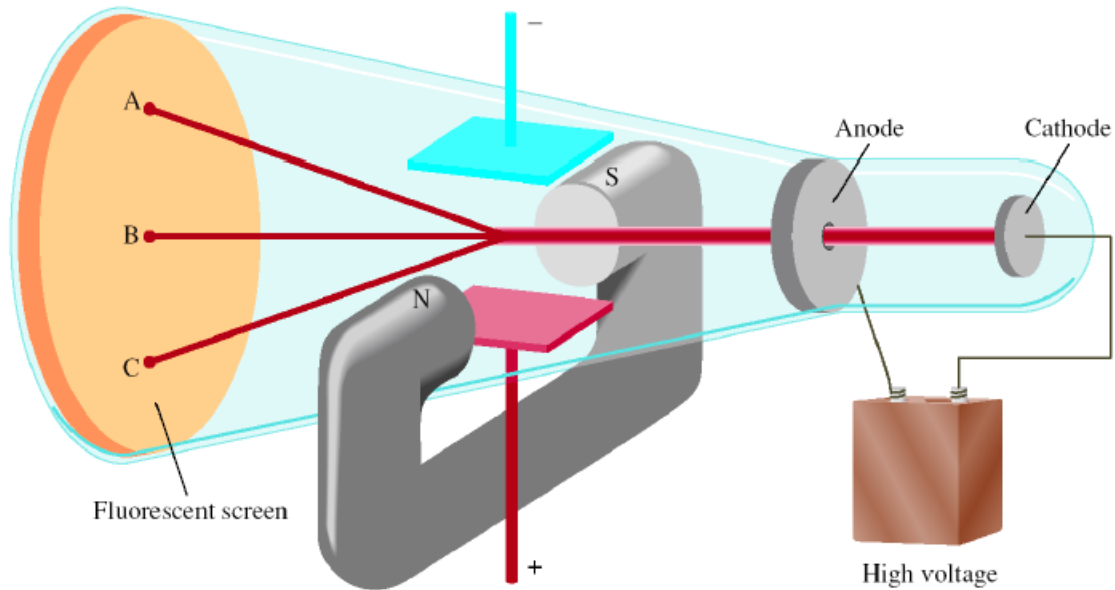
Studi sulla scarica di gas rarefatti

Se a due elettrodi posti alle estremità di un tubo in cui è fatto il vuoto viene applicato un alto voltaggio, dall'elettrodo negativo (catodo) si dipartono dei raggi detti raggi catodici.

Thomson dimostrò che tali raggi sono costituiti da un flusso di particelle cariche negativamente che chiamò elettroni.



ESPERIMENTO DI THOMSON



Misura del rapporto carica/massa dell'elettrone: un fascio di raggi catodici attraversa un campo elettrico e un campo magnetico. L'esperimento è predisposto in modo che il campo elettrico devii il fascio in una direzione mentre il campo magnetico lo devia nella direzione opposta. Bilanciando gli effetti è possibile determinare il rapporto carica/massa dell'elettrone.

$$e/m = 1,7588 \cdot 10^{11} \text{ C/kg}$$

Esperimento di Millikan

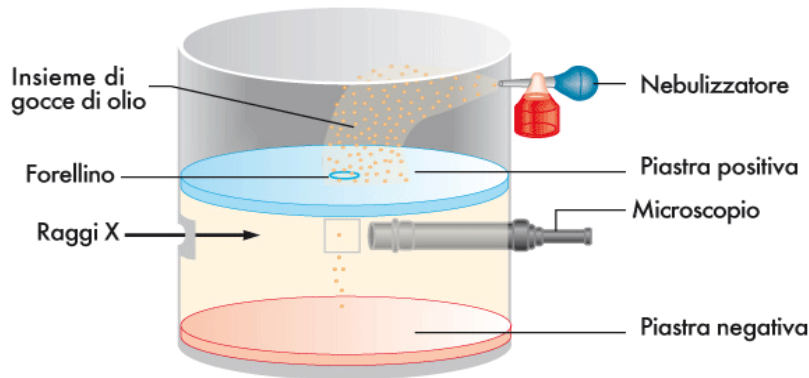


Figura 2.2

Schema dell'esperimento di Millikan.



Palmisano, Schiavello
Fondamenti di Chimica, III Ed.
EdiSES

Dal voltaggio necessario a contrastare la forza di gravità per mantenere ferme le gocce cariche fu possibile determinare la carica presente sulle gocce. Fu trovato che tutte le cariche elettriche sono multiple di una carica elementare minima e assunta come carica dell'elettrone.

$$e = - 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C (coulomb)}$$

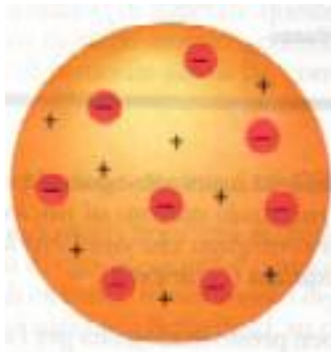
Dal rapporto carica/massa determinato da Thomson si determinò quindi la massa dell'elettrone:

$$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$$

Particelle subatomiche

<i>Particella (simbolo)</i>	<i>Carica assoluta</i>	<i>Carica relativa</i>	<i>Massa assoluta</i>	<i>Massa relativa</i>
Protone (p)	+1.60 10⁻¹⁹ C	+1	1.660 10⁻²⁴ g	1.0073
Elettrone (e)	-1.60 10⁻¹⁹ C	-1	9.109 10⁻²⁸ g	0.0005486
Neutrone (n)	0	0	1.675 10⁻²⁴ g	1.0087

Modello di Thomson: il volume dell'atomo è completamente occupato da protoni, neutroni ed elettroni in modo uniforme.



L'esperimento di Rutherford

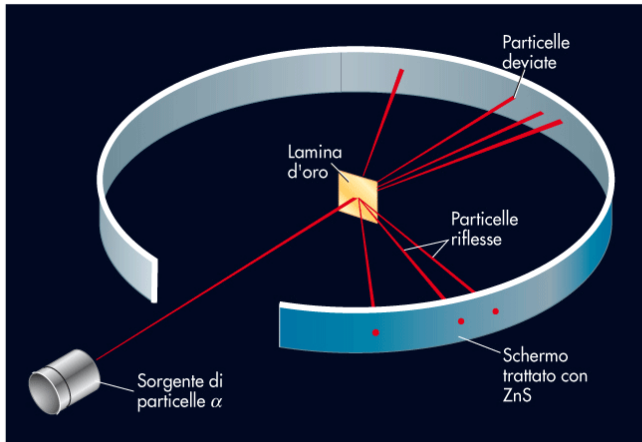


Figura 2.3
Schema dell'esperimento di Rutherford.

La lamina d'oro bombardata da particelle alfa (particelle costituite da 2 neutroni e 2 protoni) ne devia poche. La maggior parte delle particelle passano attraverso la lamina senza subire deviazioni, alcune vengono deflesse mentre poche sono addirittura respinte.

Modello di Rutherford: modello simile al modello planetario. Nel nucleo si concentra quasi tutta la massa atomica mentre gli elettroni sono esterni al nucleo e sono in numero sufficiente a bilanciare le cariche.

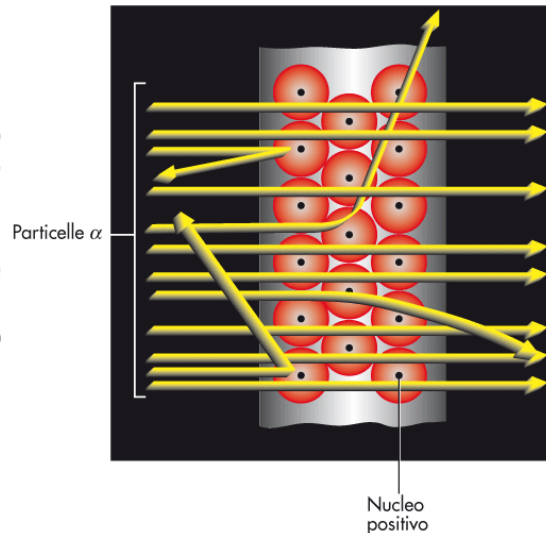


Figura 2.4
Diffusione delle particelle α attraverso una lamina d'oro secondo l'ipotesi di Rutherford.

Struttura dell'atomo

- **Gli atomi sono costituiti da un nucleo positivo e da elettroni negativi.**
- **Il nucleo ha un raggio di 10^{-4} Å.**
- **Il raggio di un atomo è dell'ordine di 1 Å (1×10^{-10} m).**

Proporzione 100m vs 1cm

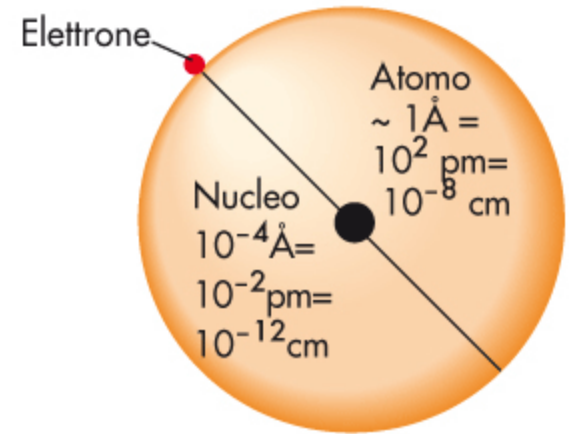


Figura 2.5

Schema delle dimensioni di un atomo.

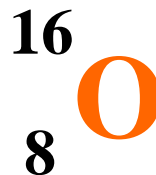
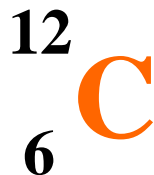
NUMERO ATOMICO E NUMERO DI MASSA

In un atomo il numero di **elettroni** è uguale a quello di **protoni**:
Questo numero viene denominato **numero atomico Z**

$$Z = N_{\text{protoni}} = N_{\text{elettroni}}$$

Il numero di protoni caratterizza la specie atomica.

Il **numero di massa A** rappresenta la somma del numero di neutroni e di protoni presenti nell'atomo.



Quanti protoni, neutroni ed elettroni vi sono in $^{14}_6\text{C}$?

6 protoni, 8 (14 - 6) neutroni, 6 elettroni

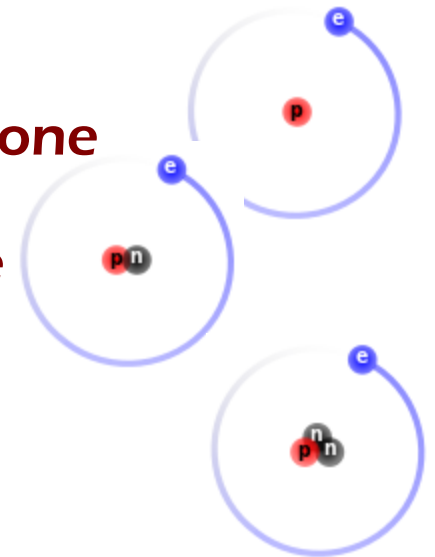
Quanti protoni, neutroni ed elettroni vi sono in $^{11}_6\text{C}$?

6 protoni, 5 (11 - 6) neutroni, 6 elettroni

Atomi i cui nuclei hanno lo **stesso numero di protoni** ma **diverso numero di neutroni** sono detti isotopi.

Ad esempio l'idrogeno ha tre isotopi:

99,985%	${}^1_1\text{H}$	idrogeno	1 protone	nessun neutrone
0,015%	${}^2_1\text{H}$	deuterio	1 protone	1 neutrone
	${}^3_1\text{H}$	trizio	1 protone	2 neutroni

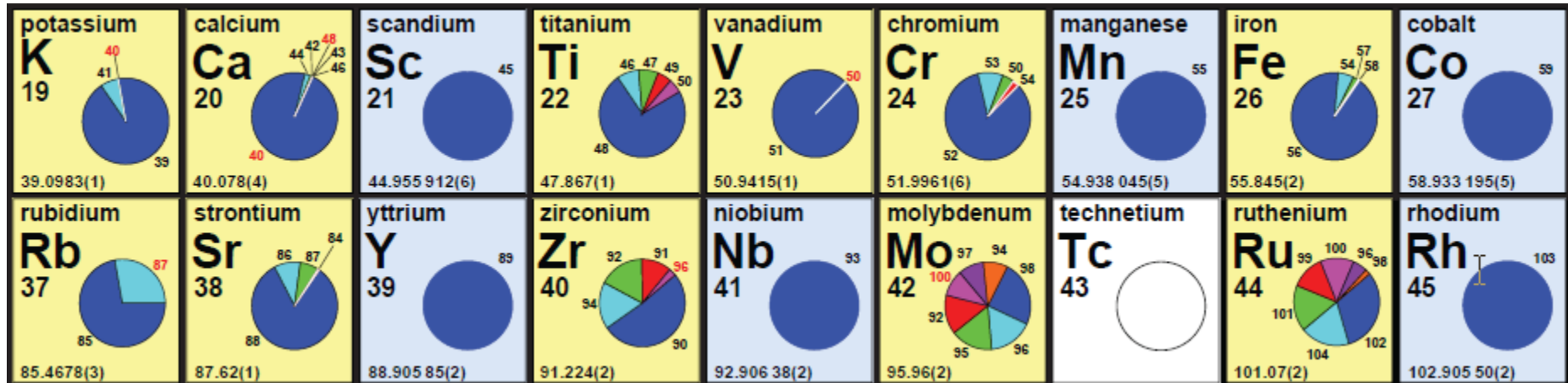


Gli elementi presenti in natura sono in genere miscele di isotopi:

Cloro	75,8 %	24,2 %
	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	${}^{37}_{17}\text{Cl}$

Ossigeno	99.759 %	0.037%	0.204%
	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{17}_8\text{O}$	${}^{18}_8\text{O}$

Isotope trends among the elements:



Unità di massa atomica u.m.a.

La massa di un atomo è troppo piccola e viene quindi definita in rapporto a quella di un atomo di riferimento.

Per convenzione la massa del ^{12}C è stata definita come esattamente = a 12.

1/12 della sua massa è l'unità di riferimento = u.m.a.

Peso atomico

Si definisce peso atomico di un elemento la massa relativa e media di quell'elemento rispetto ad 1/12 della massa di un nuclide di ^{12}C .

Peso atomico

Il peso atomico dell'idrogeno è:

$$1,007825 \times 0,99985 + 2,014102 \times 0,00015 = 1,007976$$

Nuclide	Massa relativa	% di nuclidi
^1H	1,007825	99,985
^2H	2,014102	0,015

Il peso atomico del carbonio è:

$$12 \times 0,9889 + 13 \times 0,0111 = 12,0111$$

Nuclide	Massa relativa	% di nuclidi
^{11}C	11,011433	tracce
^{12}C	12,	98,89
^{13}C	13,003354	1,11
^{14}C	14,003142	tracce

La mole

La mole è la **quantità in grammi di sostanza** che contiene un numero N di particelle uguale a quello presente in 12 g di ^{12}C .

Questo numero N è il **NUMERO DI AVOGADRO**

$$N = 6,0221367 \cdot 10^{23}$$

Quindi una mole di ^{23}Na è la quantità di sostanza che contiene N atomi di ^{23}Na

Quantità pari a una mole di sostanze diverse hanno peso differente

Una mole di...



Peso Molecolare

somma dei pesi atomici di tutti gli elementi contenuti in una molecola di una sostanza elementare o di un composto

1. I_2 : $126.9 \times 2 = 253.8$

2. H_2SO_4 : $(1.00798 \times 2) +$
 $+ 32.064$
 $+ (15.999 \times 4) = 98.076$

Dal concetto di MOLE discende che:

Una mole di qualsiasi sostanza contiene N particelle

1 mol di Argento (Ag) contiene N atomi di Ag

1 mol di acqua (H₂O) contiene N molecole di H₂O

1 mol di benzene (C₆H₆) contiene N molecole di C₆H₆

Una mole di qualsiasi sostanza ha una massa in grammi pari al numero espresso dal suo peso atomico, o peso molecolare

1 mol di Ag ($PA_{Ag} = 108$) pesa 108 g

1 mol di H₂O ($PM_{H_2O} = 18$) pesa 18 g

1 mol di benzene ($PM = 78$) pesa 78 g

L. Avogadro: Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole

A parità di condizioni di P,T, una mole di qualunque sostanza gassosa occupa lo stesso volume.

Se $T=273.15\text{ K}$ e $P = 101.325\text{ kPa}$ $V = 22.414\text{ dm}^3$

Carbonio + ossigeno → biossido di carbonio

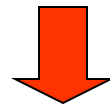


1 atomo di carbonio + 1 molecola di ossigeno = 1 molecola di biossido di carbonio

N atomi di carbonio + N molecole di ossigeno = N molecole di biossido di carbonio

Scegliendo N pari al numero di Avogadro

1 mole di atomi di carbonio + 1 mole di molecole di ossigeno = 1 mole di molecole di biossido di carbonio



Dal micro al macroscopico

12 g carbonio + 32 g di ossigeno = 44 g di biossido di carbonio

Calcoli di moli

Dai grammi alle moli

$$\text{numero di moli (n)} = \frac{\text{massa(g)}}{\text{massa molare (g/mol)}}$$

A quante moli corrispondono 10,0 g di C₂H₅OH?

$$\text{PM(C}_2\text{H}_5\text{OH)} = 12,0 \times 2 + 16,0 + 6 \times 1,01 = 46,1 \text{ u.m.a.}$$

Massa molare = 46,1 g/mol

$$n = \frac{10,0 \cancel{\text{g}}}{46,1 \cancel{\text{g/mol}}} = 0,217 \text{ mol}$$

Dalle moli ai grammi

$$\text{massa (g)} = \text{numero di moli (n)} \times \text{massa molare (g/mol)}$$

Quanto pesano 2 moli di H_2O ?

$$\text{PM}(\text{H}_2\text{O}) = 1 \times 2 + 16 = 18 \text{ u.m.a.}$$

$$\text{Peso} = 2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$$

Esercizio:

Calcolare la percentuale di S contenuta in 5 g dei seguenti composti



Risp.

Ragionando in u.m.a.:

PA dello zolfo (S): 32

PM del CuSO_4 $(63.5 + 32 + 16 \times 4) = 159.5$

% di S in CuSO_4 $32/159.5 * 100 = 20 \%$

Tale percentuale non cambia all'interno dei 5 g se il composto è puro.

Infatti ragionando in grammi:

$$\begin{array}{ccccccc} 32 & : & 159.5 & = & X & : & 5 \\ \text{g di S} & & \text{g di CuSO}_4 & & \text{g di S} & & \text{g di CuSO}_4 \end{array}$$

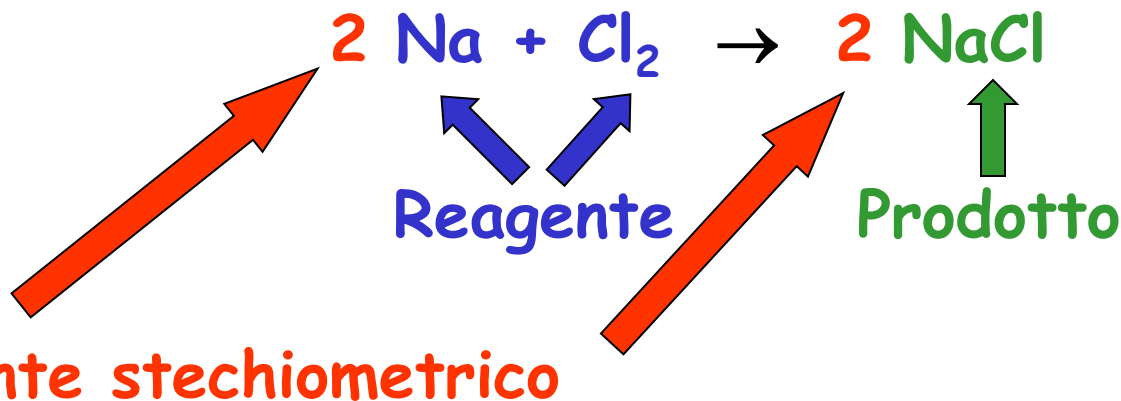
$$X = (32 \times 5) / 159,5 = 1 \text{ g} \Rightarrow \text{su 5 g totali di CuSO}_4 \text{ 1 g è di S (1/5 = 0.2)}$$

che corrisponde al 20%

REAZIONI CHIMICHE

Equazioni chimiche

Una equazione chimica è la rappresentazione simbolica di una reazione chimica in termini di formule chimiche



In molti casi è utile indicare gli stati o le fasi delle sostanze ponendo appropriati simboli fra parentesi indicanti le fasi dopo le formule

(g) = gas (l) = liquido (s) = solido (aq) = soluzione acquosa



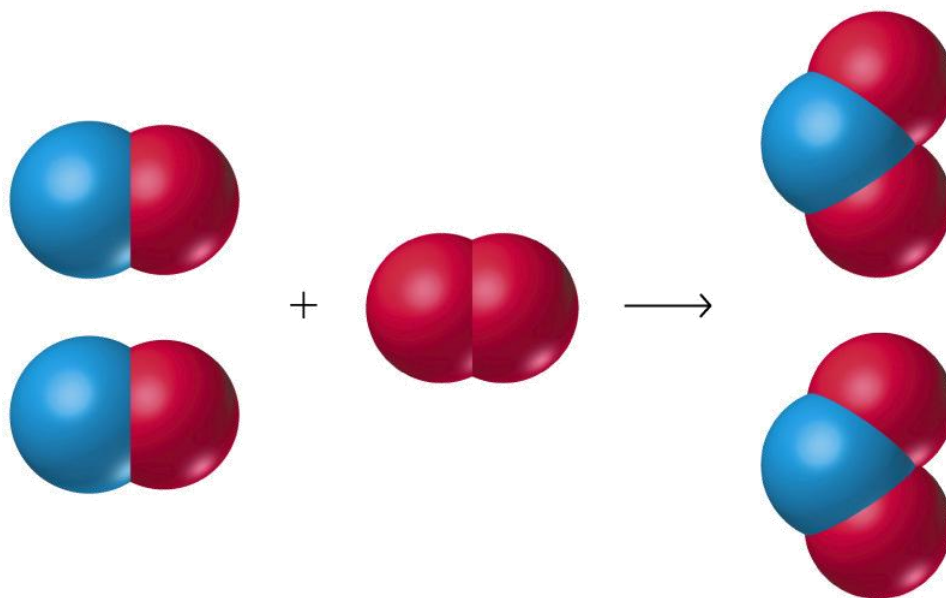
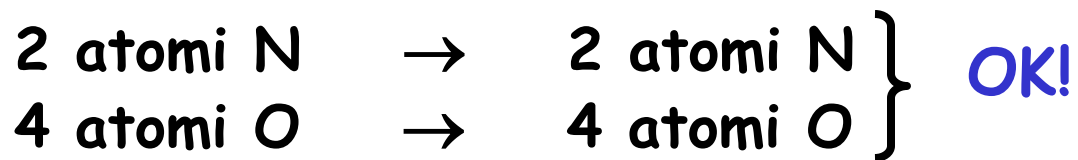
Stechiometria

STECIOMETRIA DELLE REAZIONI: relazione quantitativa tra le quantità dei reagenti consumati e quelle dei prodotti formati nel corso della reazione chimica, espressa dall'equazione **bilanciata** della reazione.

BILANCIAMENTO DI REAZIONI CHIMICHE

Quando in una equazione chimica i coefficienti stechiometrici sono scritti correttamente il totale degli atomi di ogni elemento è uguale in entrambi i membri dell'equazione.

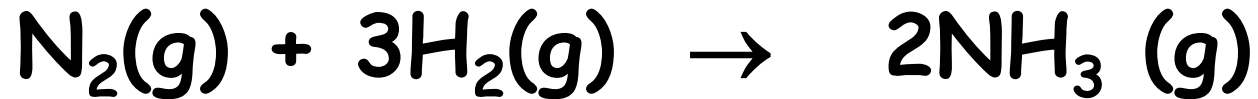
L'equazione chimica è allora **bilanciata**.



ESEMPIO - bilanciare la seguente reazione:



Stechiometria



Tipici problemi della stechiometria sono:

- Quanto idrogeno è necessario per produrre 1 kg di NH_3 ?**
- Quanta NH_3 si ottiene da 1 kg di N_2 ?**

- **prima di tutto si calcolano le moli di NH_3 contenute in 1000 grammi**

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{10^3 \text{ g NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3/\text{mol NH}_3} = 58,82 \text{ mol NH}_3$$

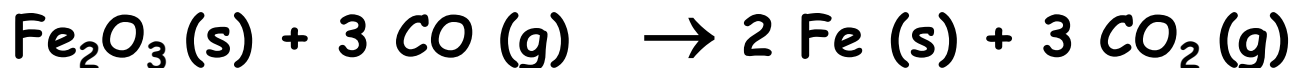
- **Dalla stechiometria della reazione si osserva che ogni 2 moli di NH_3 che si formano richiedono 3 moli di H_2 che reagiscono**

$$n_{\text{H}_2} = 58.82 \text{ mol NH}_3 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 88,23 \text{ mol H}_2$$

$$\text{massa}_{\text{H}_2} = 88,23 \text{ mol H}_2 \times 2,02 \text{ g H}_2 / \text{mol H}_2 = 178,2 \text{ g H}_2$$

Esempio

Data la reazione,



Calcolare quanti grammi di ferro si possono produrre da 1,00 kg di ossido di ferro (III).

Le moli di ossido di ferro (III) a disposizione sono:

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{1,00 \times 10^3 \text{ g}}{159,6 \text{ g/mol}} = 6,25 \text{ mol}$$

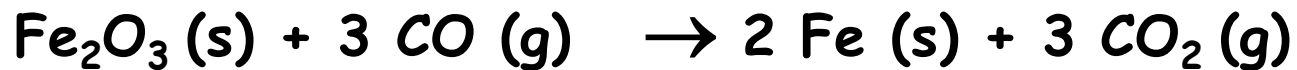
Le moli di ferro sono dedotte dall'equazione chimica:

$$n_{\text{Fe}} = 6,25 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 12,5 \text{ mol Fe}$$

Si calcolano infine i grammi di Fe:

$$\text{Massa Fe} = n_{\text{Fe}} \times P_{\text{A}_{\text{Fe}}} = 12,5 \text{ mol} \times 55,85 \text{ g/mol} = 6,98 \times 10^2 \text{ g}$$

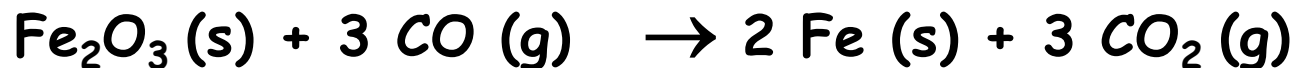
Calcolare anche i grammi di CO necessari per far reagire completamente 1 kg di ossido di ferro e quanti grammi di CO₂ si ottengono.



Moli iniziali 6.25 3x6.25 - -



Per far reagire tutto l'ossido sono necessarie il triplo delle moli di CO



Moli iniziali 6.25 3x6.25 - -

Moli finali - - 2x6.25 3x6.25



Quando tutto l'ossido ha reagito con tutto il CO che occorreva, si formeranno il doppio delle moli di Fe e il triplo di CO₂

Moltiplicando ciascun numero di moli per il relativo peso atomico o molecolare otteniamo i grammi di ciascun componente della reazione



grammi iniziali 10³ 5.25 10² - -

grammi finali - - 6.98 10² 8.25 10²

REAGENTE LIMITANTE

Può capitare che i reagenti siano combinati in quantità diverse dalle proporzioni molari date dall'equazione chimica.

In tal caso solo uno dei reagenti - il **reagente limitante** - si consuma completamente mentre parte dell'altro reagente - il **reagente in eccesso** - rimane inalterato.



Supponiamo di far reagire **1 mole di H₂** e **1 mole di O₂**.

Dalla reazione sappiamo che ogni mole di ossigeno che reagisce richiede 2 moli di idrogeno.

H₂ è il reagente limitante: una volta prodotta una mole di H₂O la reazione si ferma e rimane ossigeno in eccesso.