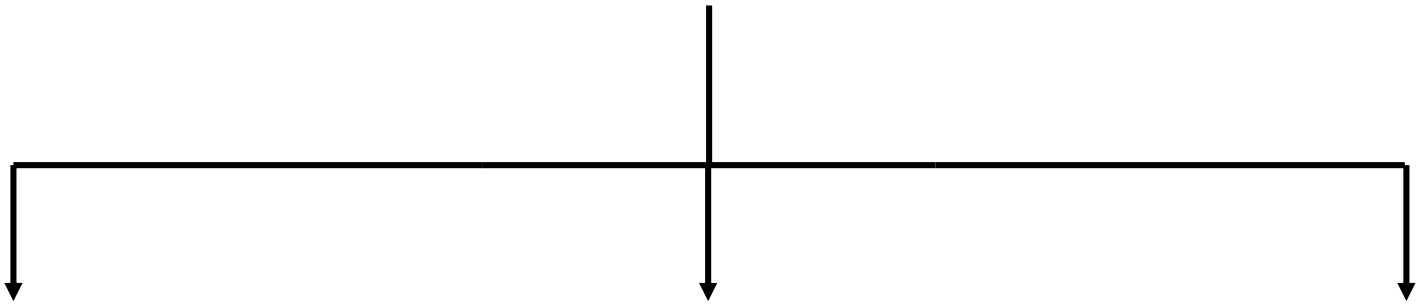
CHIMICA GENERALE CON LABORATORIO ED ELEMENTI DI ORGANICA

(12 CFU)

STRUTTURA DEL CORSO



Chimica Generale

Prof.ssa Barbara Milani

7 CFU

Laboratorio

Dr. Luca Schio

2 CFU

Chimica Organica

Prof. Fulvia Felluga

3 CFU

SECONDO SEMESTRE

ESAME: sostenere **Chimica Generale e Laboratorio;**
successivamente sostenere **Chimica Organica.**

VOTO D'ESAME: un **unico voto** per le due parti;
tiene conto dei diversi CFU, media pesata.

CHIMICA GENERALE

Barbara Milani

milaniba@units.it tel. 040 5583956

Libri di testo: Chimica Whitten Piccin X Edizione
Fondamenti di stechiometria Michelin, Lausarot Piccin

Moodle: troverete i file con le diapositive presentate a lezione;
i file con gli esercizi a blocchi;
il file con il programma;
le varie comunicazioni;

- **Esame finale**: un **unico** esame con la parte di **laboratorio**;
  1. prova **scritta (obbligatoria)** e un esame **orale (facoltativo)**;
  2. si è ammessi all'orale se si ha una votazione di **almeno 18/30** nella prova scritta;
  3. se si fa la prova scritta al **primo appello** di una sessione e si prende una votazione **≤ 10/30**, si può rifare la prova al **secondo appello** della stessa sessione, ma è **sconsigliato**;
  4. in **alternativa** alla prova scritta ci sono **2 verifiche in itinere**;
  5. si è ammessi all'orale se si ha una votazione di **almeno 18/30** in **entrambe** le verifiche in itinere;
  6. se si **falliscono 2** prove orali si deve **rifare** la prova **scritta**.

CHIMICA GENERALE

Barbara Milani

milaniba@units.it tel. 040 5583956

Orario lezioni:

martedì	dalle 11.15 alle 12.45 (fino al 27/10)
martedì	dalle 11.15 alle 12.00 (dal 10/11)
mercoledì	dalle 14.15 alle 15.45
giovedì	dalle 14.15 alle 15.45.

Tutore: Dott.ssa Matilde Sfiligoi
inizia martedì 20 ottobre,
dalle 16.00 alle 18.00;
aula D, palazzina Q.

Modifiche Orario: venerdì 2/10 dalle 11:00 alle 13:00 in Aula A
giovedì 15/10 dalle 16:00 alle 18:00 in Aula A
venerdì 16/10 dalle 11:00 alle 13:00 in Aula A
giovedì 22/10 dalle 16:00 alle 18:00 in Aula A
venerdì 23/10 dalle 11:00 alle 13:00 in Aula A
mercoledì 30/09 dalle 14.15 alle 15.45 ANNULLATA

LABORATORIO
Dr. Luca Schio

Orario lezioni: mercoledì dalle 16.00 alle 17.45
dal 11 novembre

Orario esercitazioni:

giovedì 26 novembre	dalle 9.00 alle 13.00
giovedì 3 dicembre	dalle 9.00 alle 13.00
giovedì 10 dicembre	dalle 9.00 alle 13.00

Dove: I laboratori sono al terzo piano dell'edificio C11

Tutore: Dott.ssa Matilde Sfiligoi

Ricevimento: Prof.ssa Milani:
venerdì dalle 15.00 alle 17.00;
oppure previo appuntamento (consigliato);
nel mio studio, quinto piano del C11, a metà corridoio, sulla sinistra.

OBBIETTIVI DEL CORSO

Acquisire le conoscenze di base per lo studio dei corsi futuri;

Acquisire un metodo e un linguaggio scientifico;

Acquisire capacità critica: da *Internet*

«H_2O è una semplice formula chimica alla base della nostra vita. 2 molecole di idrogeno e una di ossigeno, così ci hanno sempre insegnato a considerarla, semplicemente un elemento …»

Comprendere e padroneggiare i principi che regolano le reazioni chimiche;

Acquisire la capacità di collegare i fenomeni macroscopici con i fenomeni microscopici che li originano.

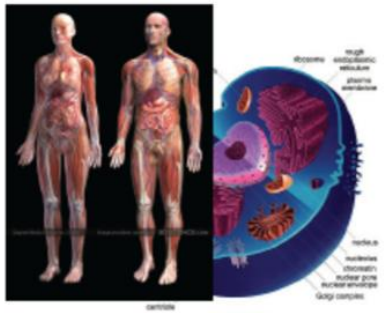
La Chimica è la scienza che descrive la materia, le sue proprietà e le sue trasformazioni!

La Chimica è la scienza delle molecole e delle loro trasformazioni!

LA CENTRALITA' DELLA CHIMICA

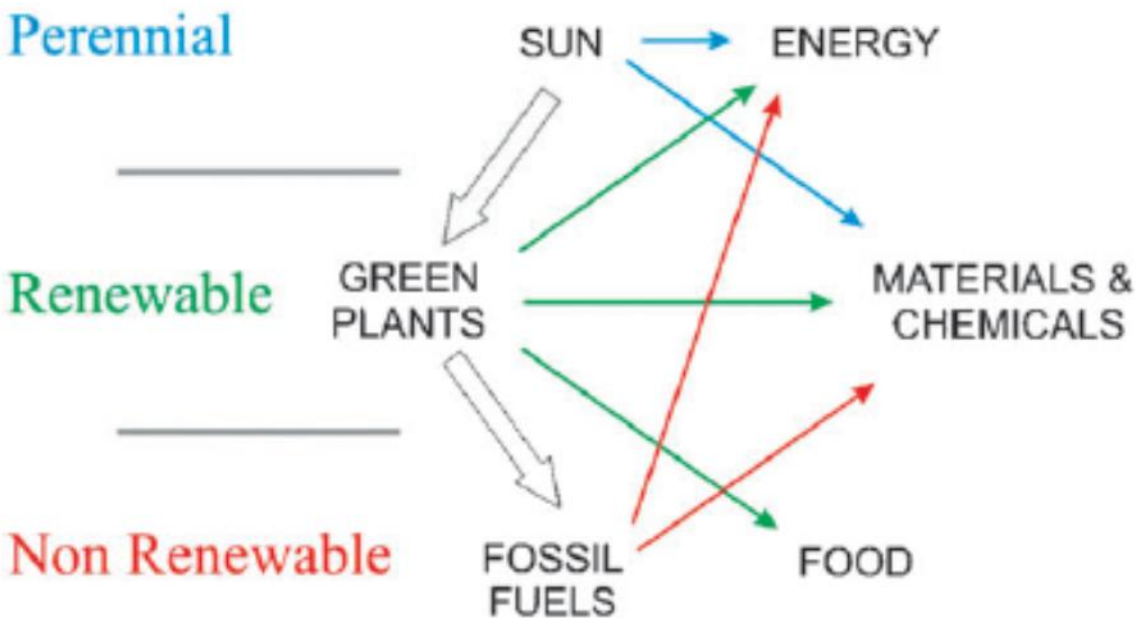


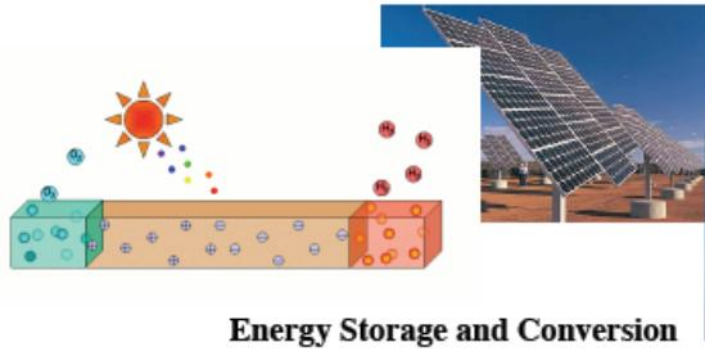
Pharmaceuticals



Biochemical Processes

Fonti energetiche rinnovabili





Energy Storage and Conversion



Hybrid/Electric Cars

Nd, Tb, Dy, Pr



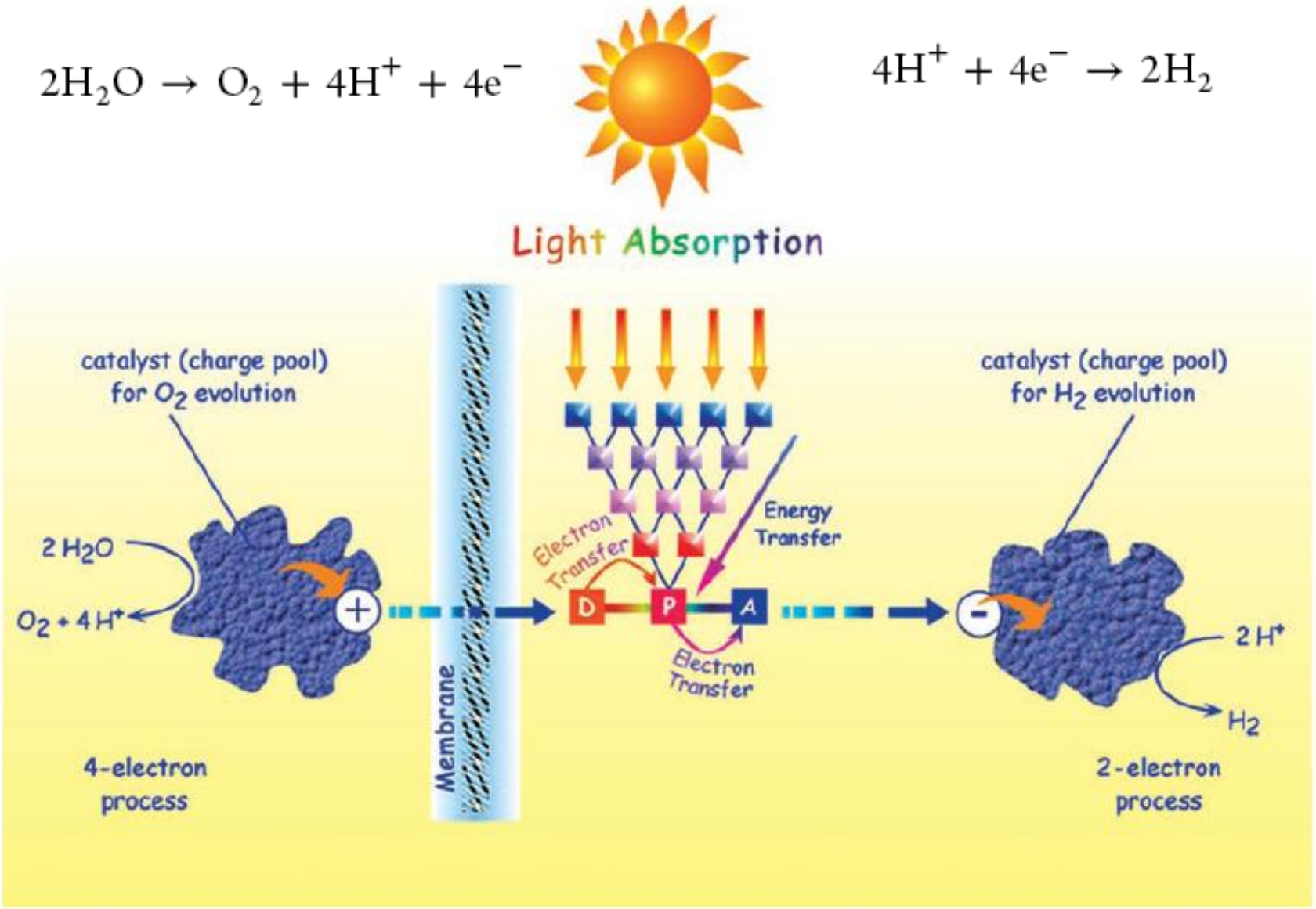
Alternative Energy

Ru, Nd, Tb, Dy, Pr

Fotosintesi artificiale

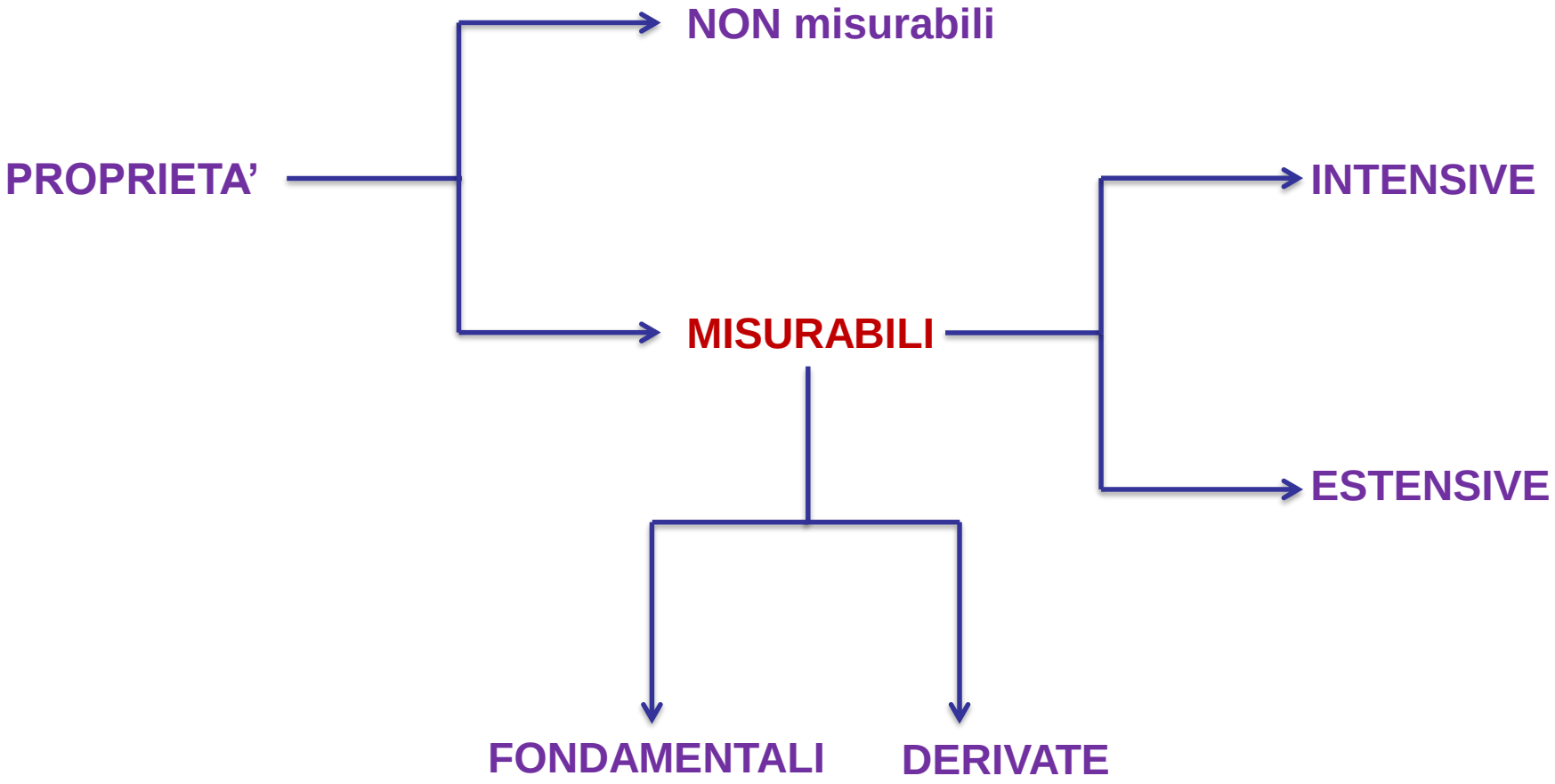
$$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$$

$$4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2$$



LE PROPRIETA' MISURABILI

SISTEMA: Si definisce SISTEMA la porzione di Universo che viene studiata.



MISURARE una proprietà significa confrontarla con una proprietà nota presa come unità di riferimento.

LE PROPRIETA' FONDAMENTALI

TABELLA 1-5 *Le Sette Unità Fondamentali di Misura (SI)*

Proprietà fisica	Nome dell'unità	Simbolo
lunghezza	metro	m
massa	chilogrammo	kg
tempo	secondo	s
corrente elettrica	ampere	A
temperatura	kelvin	K
intensità luminosa	candela	cd
quantità di sostanza	mole	mol

LE PROPRIETA' FONDAMENTALI

UNITÀ SUPPLEMENTARI SI		
Grandezza	**Nome dell'unità**	**Simbolo**
Angolo piano	radiante	rad
Angolo solido	steradiante	sr

Metro *Il metro viene definito come la lunghezza del percorso compiuto dalla luce nel vuoto in un intervallo di tempo pari a 1/299 792 458 di secondo.*
Questa nuova definizione, messa in pratica dalla XVII Conferenza Generale sui Pesi e le Misure (CGPM), sostituisce quella precedente basata su di un multiplo della lunghezza d'onda di una radiazione emessa, in una certa transizione, dall'atomo di cripto. Il motivo di tale variazione sta essenzialmente nei progressi della tecnologia laser nell'ottenere radiazioni più riproducibili. Il valore della velocità della luce ($c = 299\,792\,458$ m s^{-1}) è mantenuto costante in seguito alle decisioni della XV Conferenza Generale sui Pesi e le Misure.

Kilogrammo *Il kilogrammo è l'unità di massa ed è uguale alla massa del prototipo di platino-iridio sanzionato dalla I CGPM del 1889 e conservato nel Museo di Sevres.*
Fino ad ora non si è potuto trovare un fenomeno, o una grandezza, naturale immutabile e misurabile con elevata precisione. Resta pertanto il riferimento al campione di Pt-Ir, che, peraltro, pur conservato con ogni precauzione, muta nel tempo, anche se con estrema lentezza.

Secondo *Il secondo è la durata di 9 192 631 770 periodi della radiazione corrispondente alla transizione tra i livelli iperfini dello stato fondamentale dell'atomo di Cesio 133* (XIII CGPM, 1967).

Ampère[a] *L'ampère è l'intensità di quella corrente che, mantenuta costante in due conduttori rettilinei e paralleli di lunghezza infinita e sezione circolare trascurabile posti alla distanza di un metro nel vuoto, produce fra questi una forza di $2\ 10^{-7}$ newton per metro di lunghezza* (IX CGPM, 1948).

Kelvin[b] *Il kelvin è l'unità di misura della temperatura termodinamica ed è pari alla frazione 1/273.16 della temperatura termodinamica del punto triplo dell'acqua* (misurata con un termometro a ciclo di Carnot, XIII CGPM, 1967).

Candela *La candela è l'intensità luminosa, in una data direzione, di una sorgente che emette una radiazione monocromatica di frequenza 540 10^{12} hertz con un'intensità in quella direzione di 1/683 watt per steradiante* (XVI CGPM, 1979).

Radiante *Il radiante è l'angolo piano tra due raggi di un circolo tale che sulla circonferenza venga tagliato un arco pari alla lunghezza del raggio* (1 rad = 180°/π = 57.295 78°).

Steradiante *Lo steradiante è un angolo solido che ha il vertice nel centro della sfera e che sottende una calotta sferica la cui area è uguale a quella di un quadrato che abbia lato uguale al raggio della sfera.*

Mole *La mole è l'ammontare di sostanza di un generico sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi contenuti in 0.012 kg (esatti) di carbonio 12* (XIV CGPM, 1971).

LE PROPRIETA' FONDAMENTALI

Kilogrammo *Il kilogrammo è l'unità di massa ed è uguale alla massa del prototipo di platino-iridio sanzionato dalla I CGPM del 1889 e conservato nel Museo di Sevres.*
Fino ad ora non si è potuto trovare un fenomeno, o una grandezza, naturale immutabile e misurabile con elevata precisione. Resta pertanto il riferimento al campione di Pt-Ir, che, peraltro, pur conservato con ogni precauzione, muta nel tempo, anche se con estrema lentezza.

Valida fino al 20 maggio 2019.

Nuova definizione:

Il chilogrammo è la quantità di massa per compensare una forza di $6.62607015 \cdot 10^{-34}$ J s in una Bilancia di Watt percorsa da una data quantità di corrente.

Mole *La mole è l'ammontare di sostanza di un generico sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi contenuti in 0.012 kg (esatti) di carbonio 12* (XIV CGPM, 1971).

Valida fino al 20 maggio 2019.

Nuova definizione:

La mole è la quantità di sostanza che contiene esattamente un numero di Avogadro, cioè $6.022\ 140\ 76 \cdot 10^{23}$, di entità fondamentali.

Le unità Fondamentali e Derivate costituiscono il Sistema Internazionale di Misura (SI).

TABELLA 1-6 *Prefissi comunemente usati nei sistemi metrico e SI*

Prefisso	Abbreviazione	Significato	Esempio
mega-	M	10^6	1 megametro (Mm) = 1×10^6 m
chilo-*	k	10^3	1 chilometro (km) = 1×10^3 m
deci-	d	10^{-1}	1 decimetro (dm) = 1×10^{-1} m
centi-*	c	10^{-2}	1 centimetro (cm) = 1×10^{-2} m
milli-*	m	10^{-3}	1 milligrammo (mg) = 1×10^{-3} g
micro-*	μ†	10^{-6}	1 microgrammo (μg) = 1×10^{-6} g
nano-*	n	10^{-9}	1 nanogrammo (ng) = 1×10^{-9} g
pico-	p	10^{-12}	1 picogrammo (pg) = 1×10^{-12} g

*Questi prefissi sono usati comunemente in Chimica.
†Questa è una lettera greca che si pronuncia mu.

PROPRIETA' FONDAMENTALI E DERIVATE

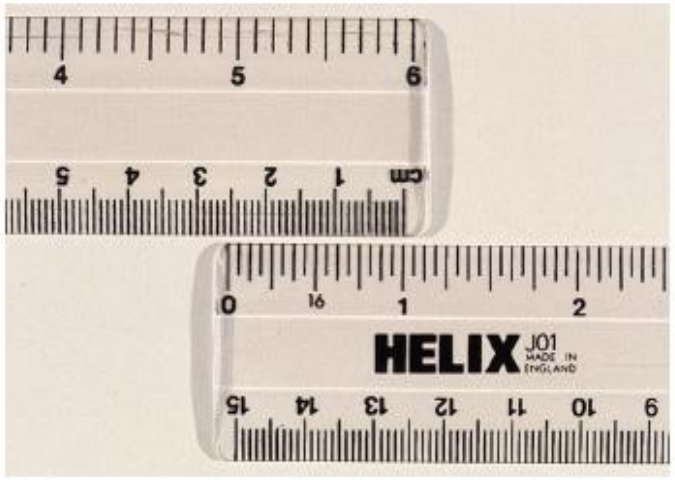
MASSA – LUNGHEZZA – VOLUME - DENSITA' – TEMPERATURA

MASSA

TABELLA 1-7	*Alcune unità di massa (SI)*
*chilo*grammo, kg	unità base
grammo, g	1 000 g = 1 kg
*milli*grammo, mg	1 000 mg = 1 g
*micro*grammo, μg	1 000 000 μg = 1 g

PROPRIETA' FONDAMENTALI E DERIVATE

LUNGHEZZA



© Cengage Learning/James W. Morgenthaler

MOLECOLE

Per le distanze tra gli atomi si usa:

Ångstrom 1 Å = 10^{-10} m

1 pm = 10^{-12} m

VOLUME



© Cengage Learning/Charles D. Winters

m^3

1 L = 1 dm^3 = 10^{-3} m^3

1 mL = 10^{-3} L = 10^{-3} dm^3 = 1 cm^3 = 1 cc

DENSITA’

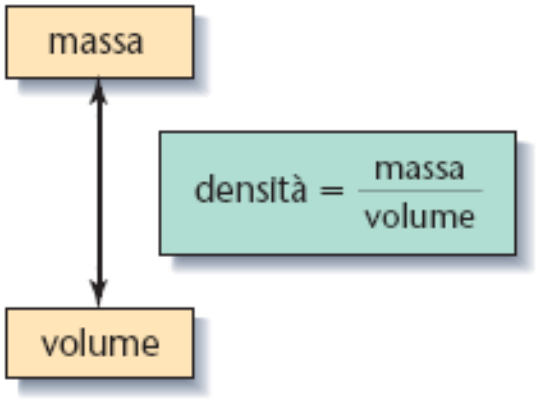
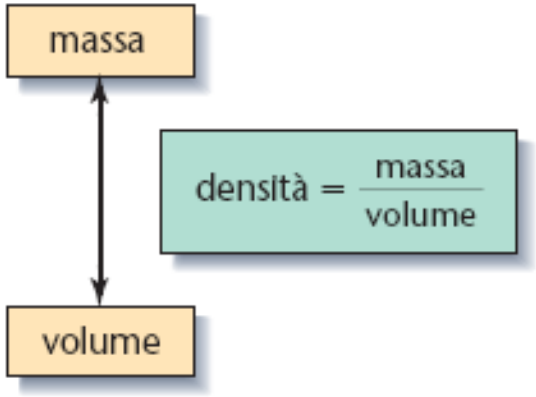


TABELLA 1-9 *Densità di alcune sostanze comuni**

Sostanza	Densità (g/cm³)	Sostanza	Densità (g/cm³)
idrogeno (gas)	0.000089	sabbia*	2.32
anidride carbonica (gas)	0.0019	alluminio	2.70
sughero*	0.21	ferro	7.86
legno di quercia*	0.71	rame	8.92
alcol etilico	0.789	argento	10.50
acqua	1.00	piombo	11.34
magnesio	1.74	mercurio	13.59
sale da cucina	2.16	oro	19.30

*Sughero, legno di quercia e sabbia sono materiali comuni che sono stati riportati per costituire un riferimento familiare per il lettore e non rappresentano elementi o composti puri come le altre sostanze della tabella.

DENSITA’



Ghiaccio in acqua liquida



Alcol etilico solido in alcol etilico liquido



LA TEMPERATURA

È una misura dell'intensità del calore.

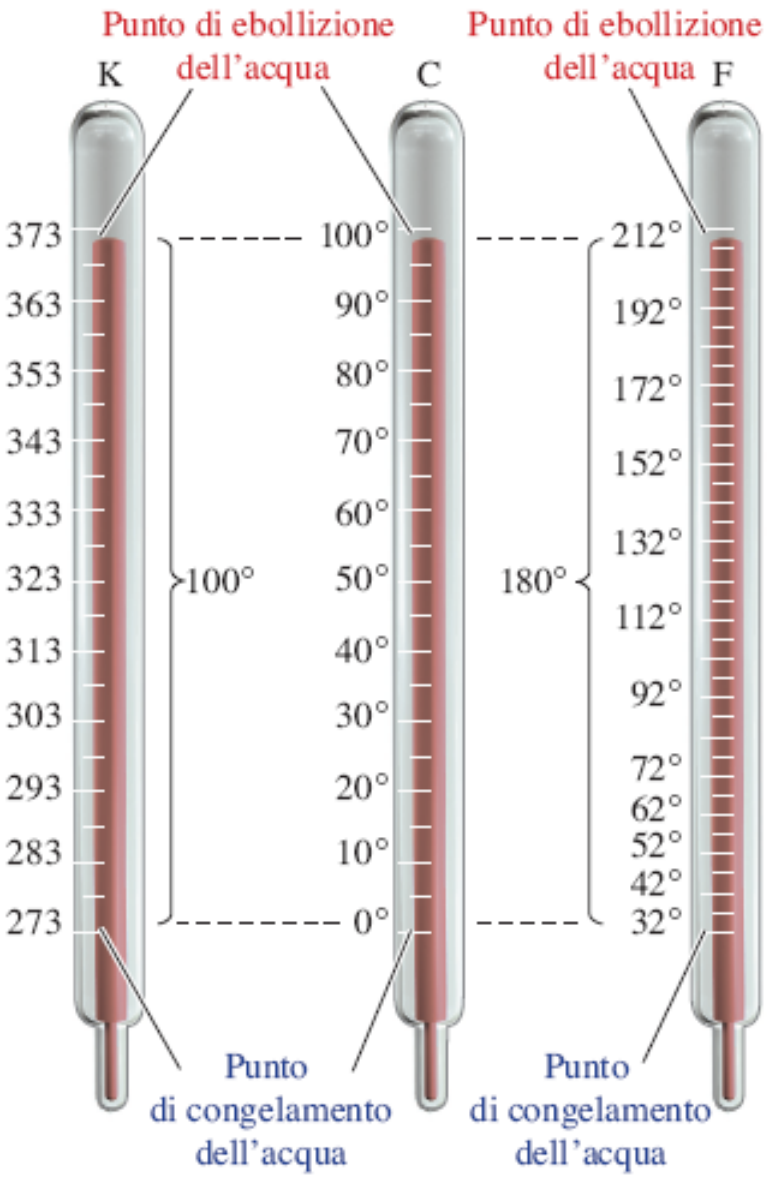
Il calore spontaneamente fluisce sempre da un corpo a temperatura più alta ad un corpo a temperatura più bassa.

0 K = - 273.15 °C

0 °C = + 273.15 K

$$T_K = t_{°C} + 273.15$$

$$\Delta T = 1\ °C = 1\ K$$

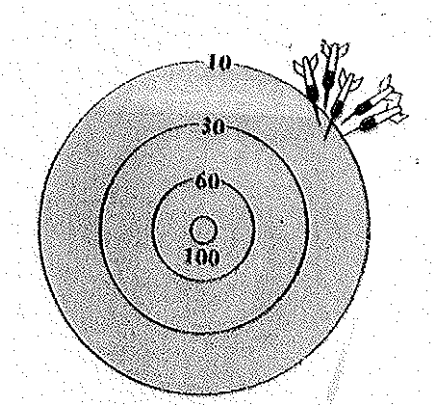


GLI STRUMENTI DI MISURA

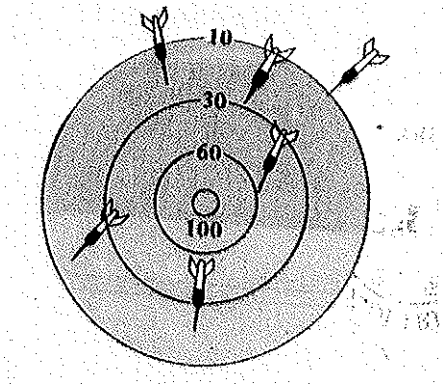
PROPRIETA' degli strumenti di misura:

ACCURATEZZA: è la capacità di uno strumento di dare un valore il più vicino possibile al valore vero;

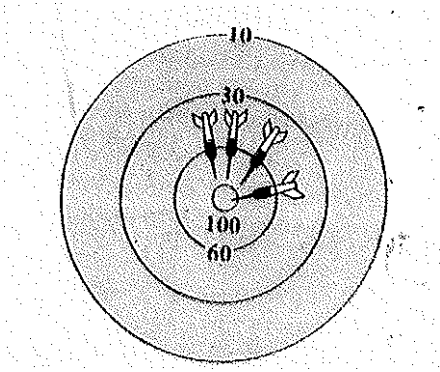
PRECISIONE: è la capacità di uno strumento di dare lo stesso valore in più misurazioni sullo stesso campione.



Strumento PRECISO ma NON ACCURATO



Strumento NE' PRECISO NE' ACCURATO



Strumento PRECISO e ACCURATO

LE CIFRE SIGNIFICATIVE

Le misure sono tutte affette da un ERRORE!

Il risultato della misura NON può essere scritto con un numero indeterminato di cifre, ma il numero di cifre deve essere indicativo dell'errore commesso nella misura: LE CIFRE SIGNIFICATIVE!

Il risultato della misura deve essere arrotondato in modo da avere solo CIFRE CERTE tranne L'ULTIMA CHE E' INCERTA per ? (± 1).

Esempio: una misura di volume è fatta con una vetreria che dà come risultato 28.73 mL, vuol dire che l'errore è sul centesimo di mL;

Un'altra vetreria dà come risultato 28.7 mL, vuol dire che l'errore è sul decimo di mL.

I due errori sono diversi per un ordine di grandezza.

MATERIA ed ENERGIA

Legge di conservazione della materia

Durante una reazione chimica o una trasformazione fisica non si osserva nessuna variazione della quantità di materia.

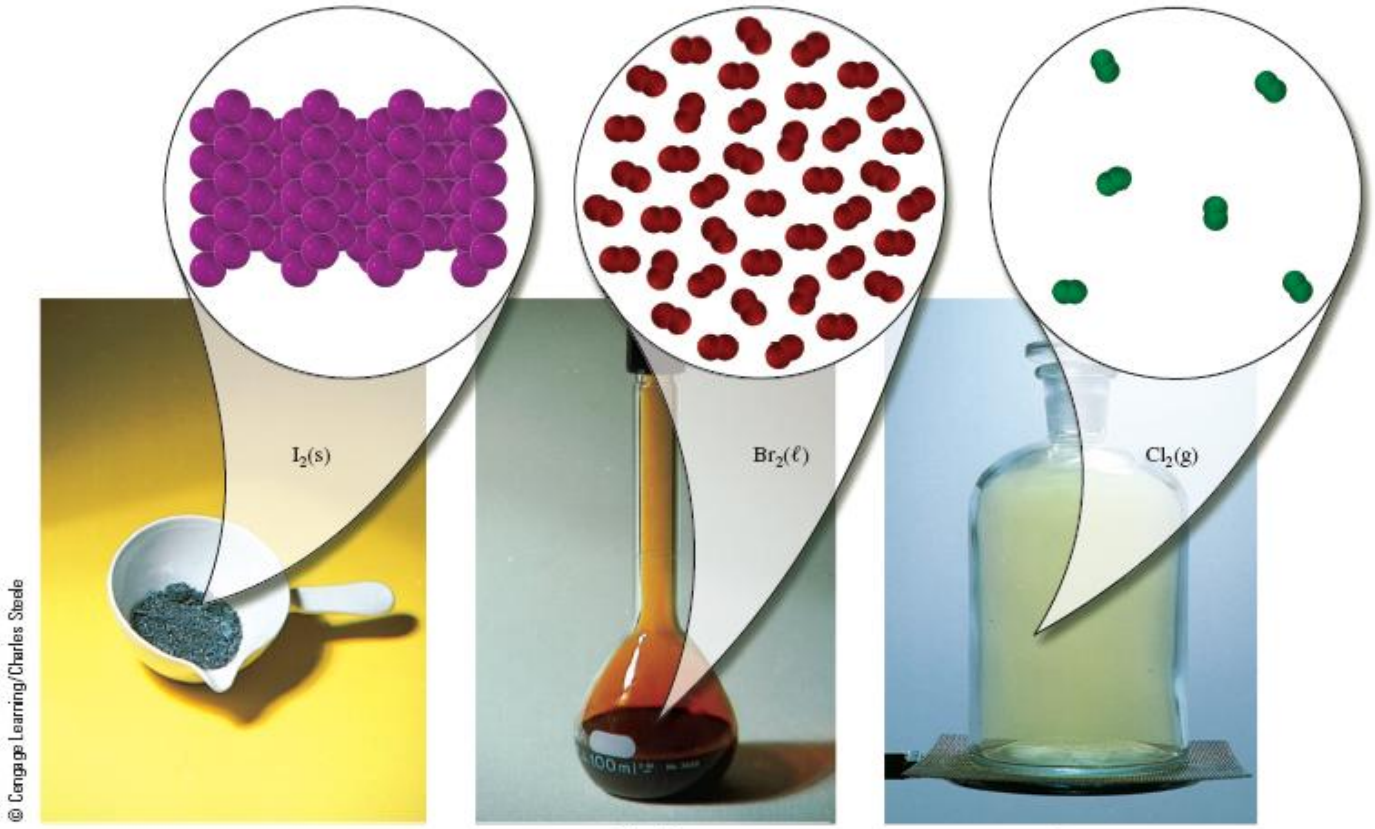
Legge di conservazione dell'energia

In una reazione chimica o in una trasformazione fisica l'energia non può essere creata o distrutta, ma può essere solo convertita da una forma ad un'altra.

Legge di conservazione dell'energia e della materia

Nell'Universo la somma della quantità di energia e materia è costante.

LA MATERIA:
GLI STATI DI AGGREGAZIONE



© Cengage Learning/Charles Steele

Proprietà	Solido	Liquido	Gas
Rigidità	Rigido	È fluido ed assume la forma del contenitore	Riempie completamente ogni contenitore
Espansione al riscaldamento	Modesta	Modesta	Si espande infinitamente
Compressibilità	Modesta	Modesta	Facilmente comprimibile

Video: Atoms in solids

LA MATERIA

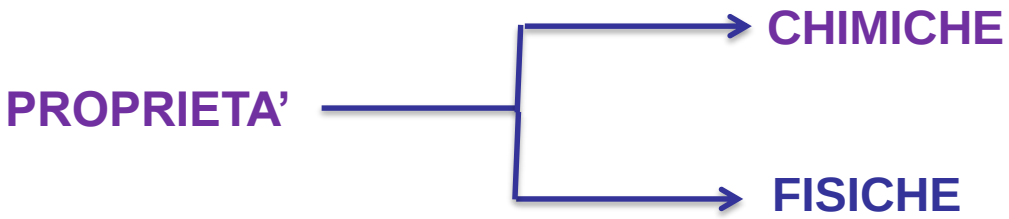


TABELLA 1-2 *Proprietà fisiche di alcune sostanze di uso comune (ad 1 atm di pressione)*

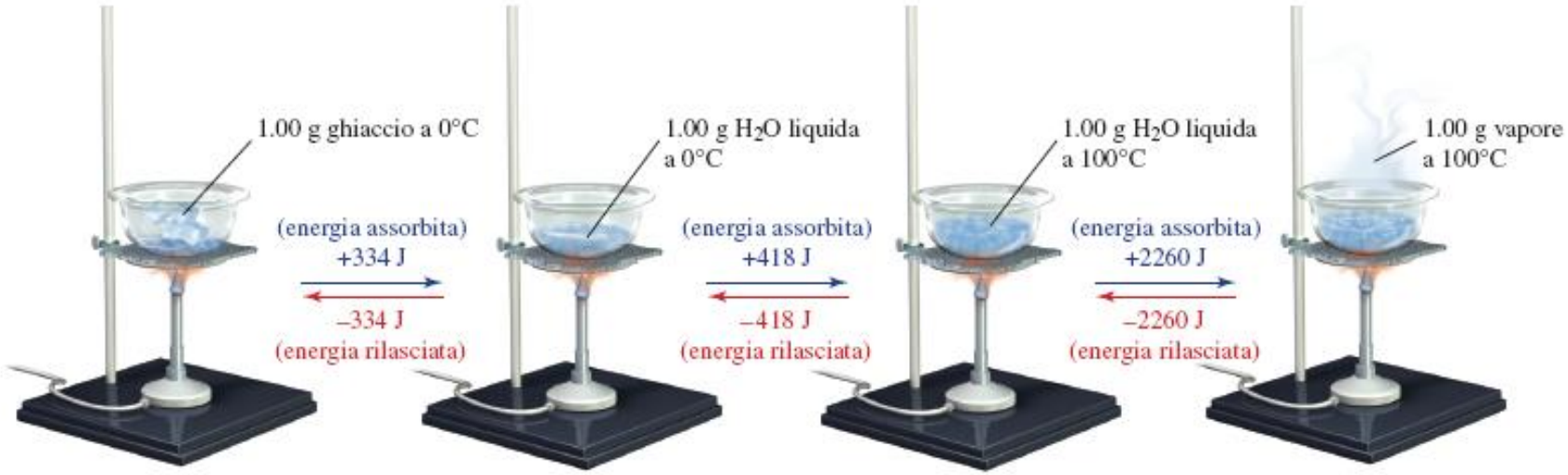
Sostanza	Punto di fusione (°C)	Punto di ebollizione (°C)	Solubilità a 25°C (g/100 g)		Densità (g/cm^3)
			In acqua	*In alcol etilico*	
acqua	0	100	—	infinita	1.00
acido acetico	16.6	118.1	infinita	infinita	1.05
benzene	5.5	80.1	0.07	infinita	0.879
bromo	−7.1	58.8	3.51	infinita	3.12
cloruro di sodio	801	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}

LA MATERIA

TRASFORMAZIONI → **CHIMICHE**

TRASFORMAZIONI → **FISICHE**

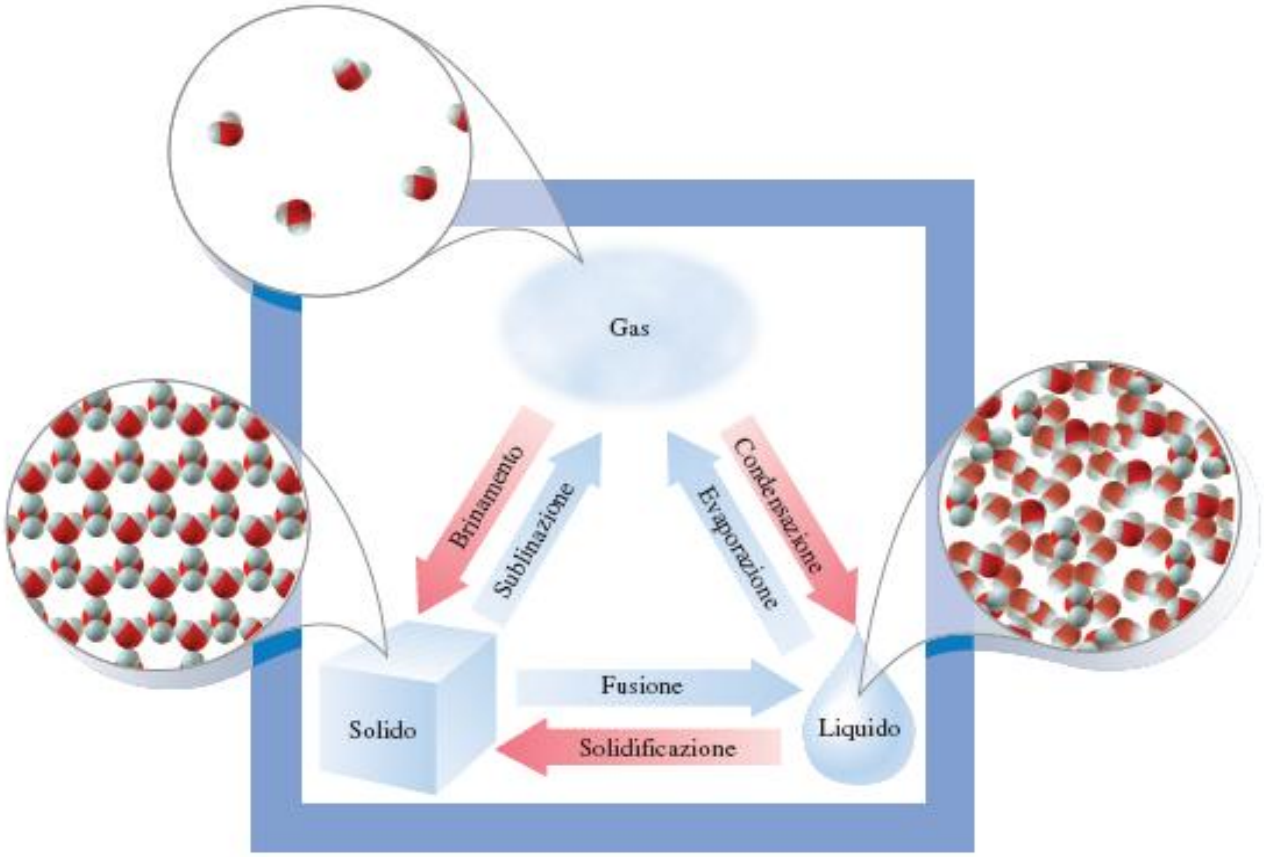
TRASFORMAZIONI FISICHE



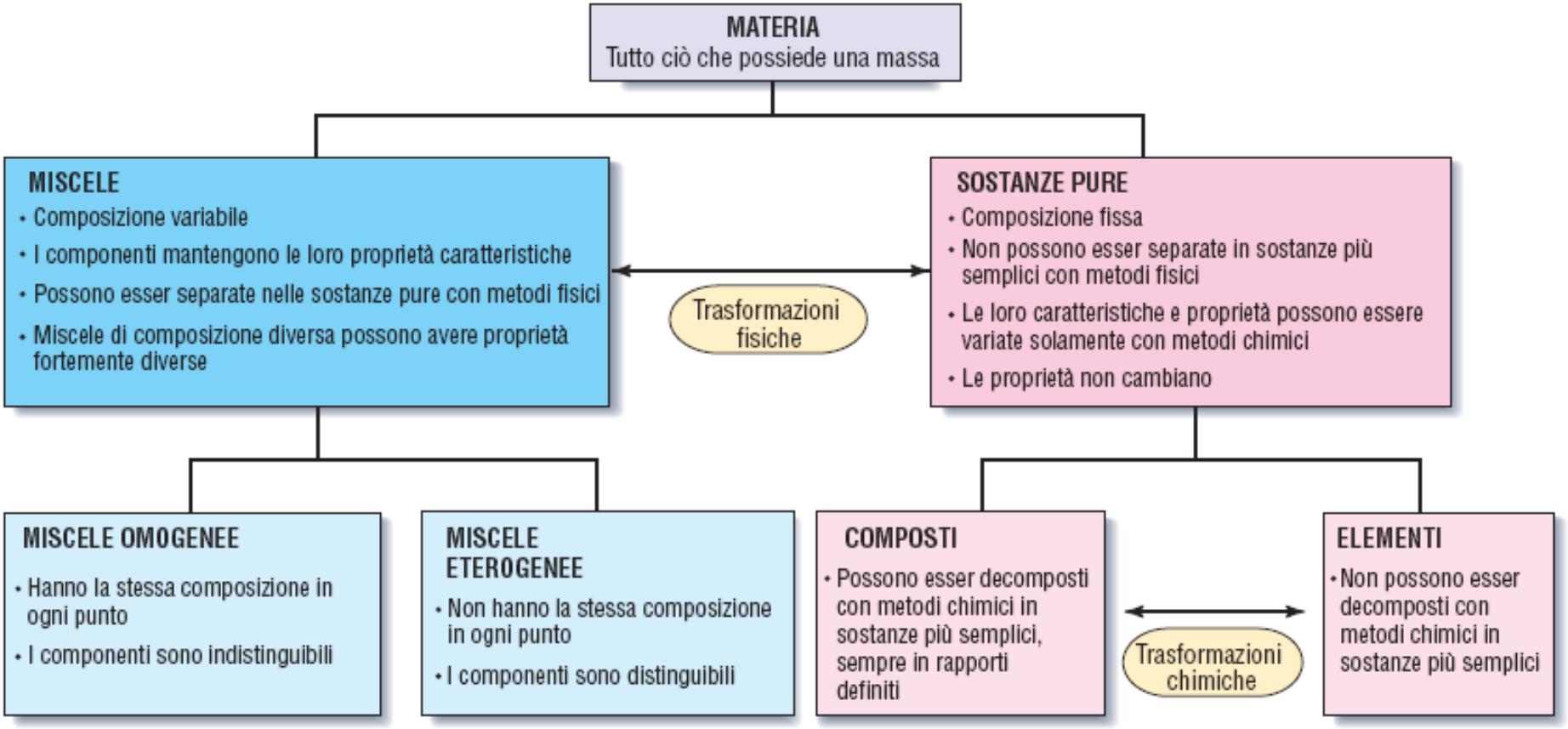
LA MATERIA:

I CAMBIAMENTI DI STATO

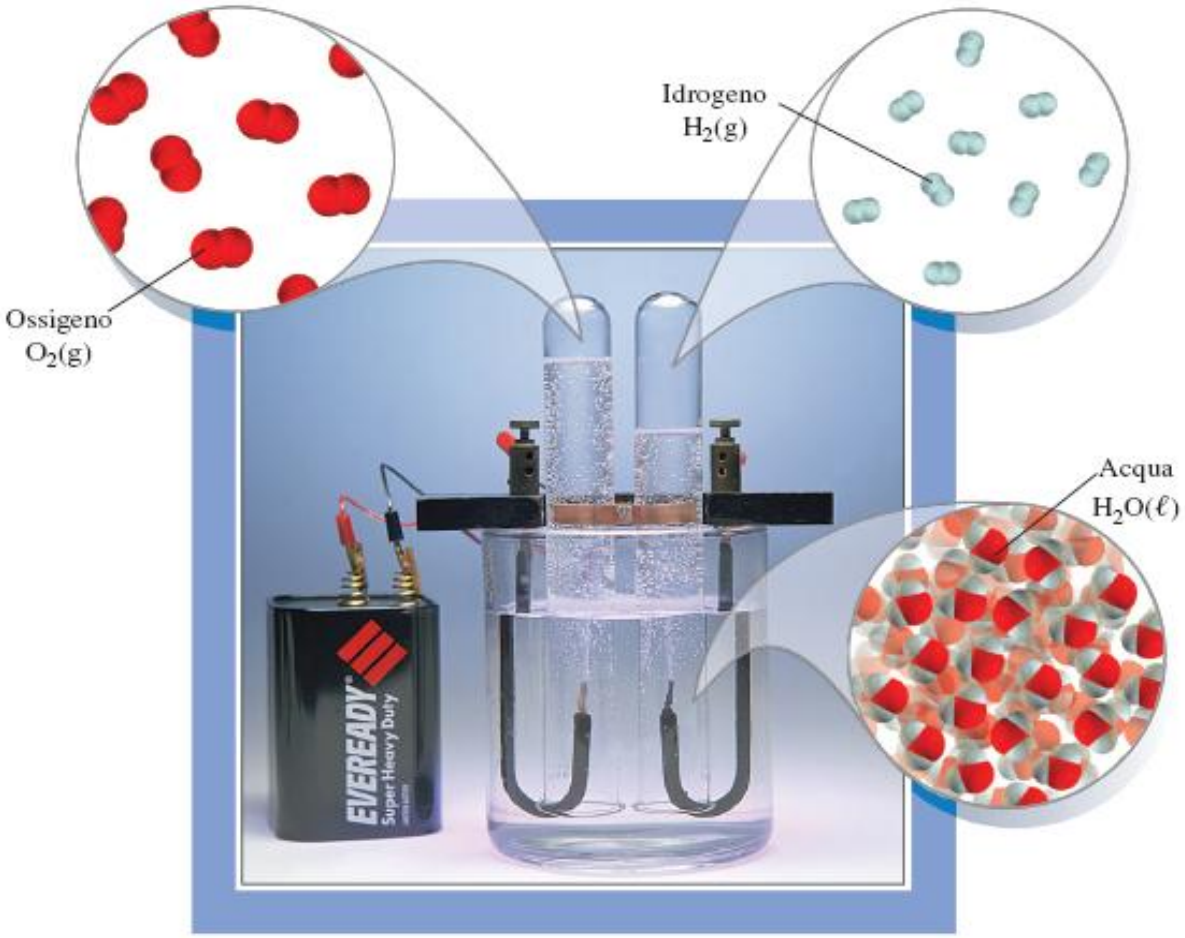
O TRANSIZIONI DI FASE



I TIPI DI MATERIA



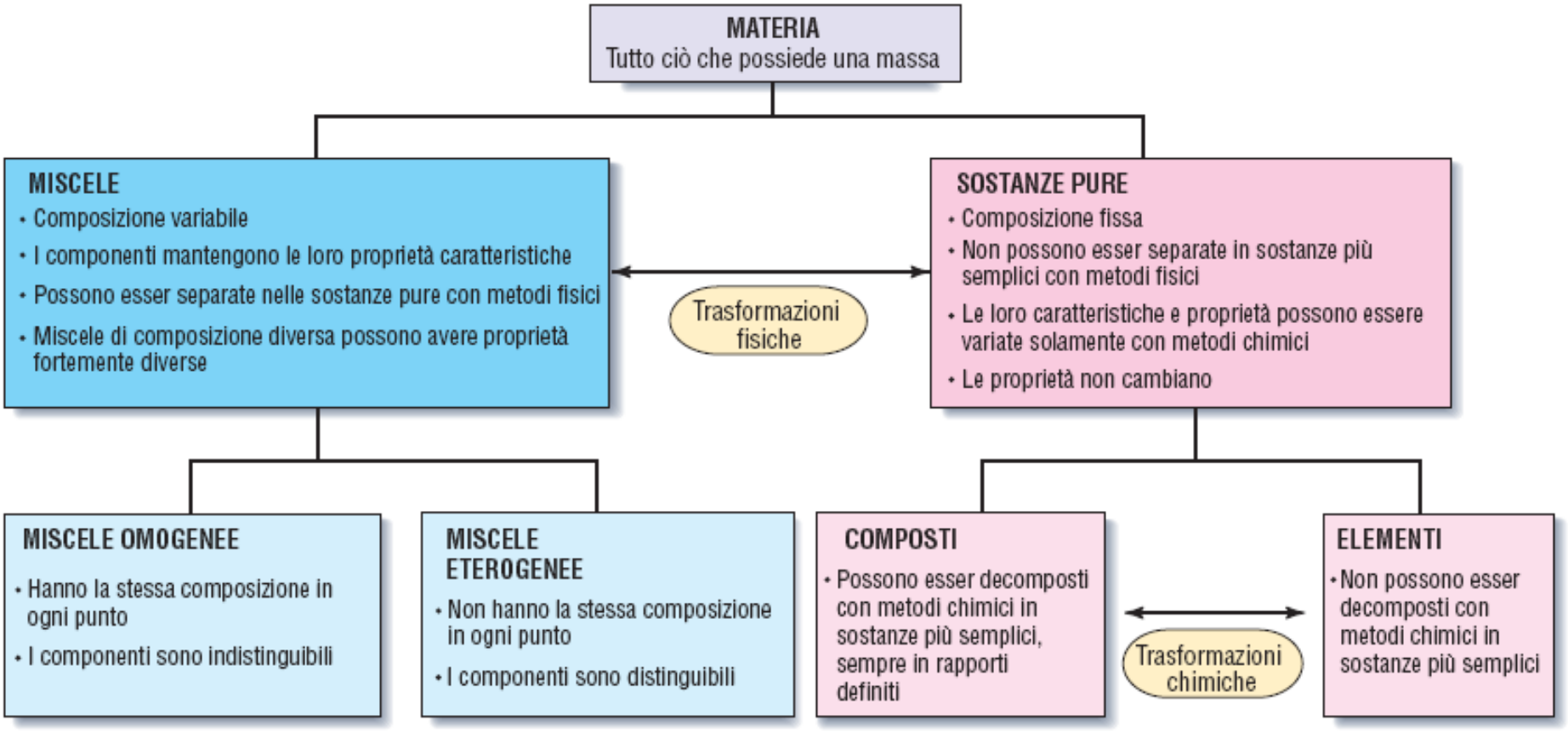
ELEMENTI E COMPOSTI



Legge delle proporzioni definite

Campioni puri e diversi dello stesso composto contengono sempre gli stessi elementi nelle identiche percentuali in massa.

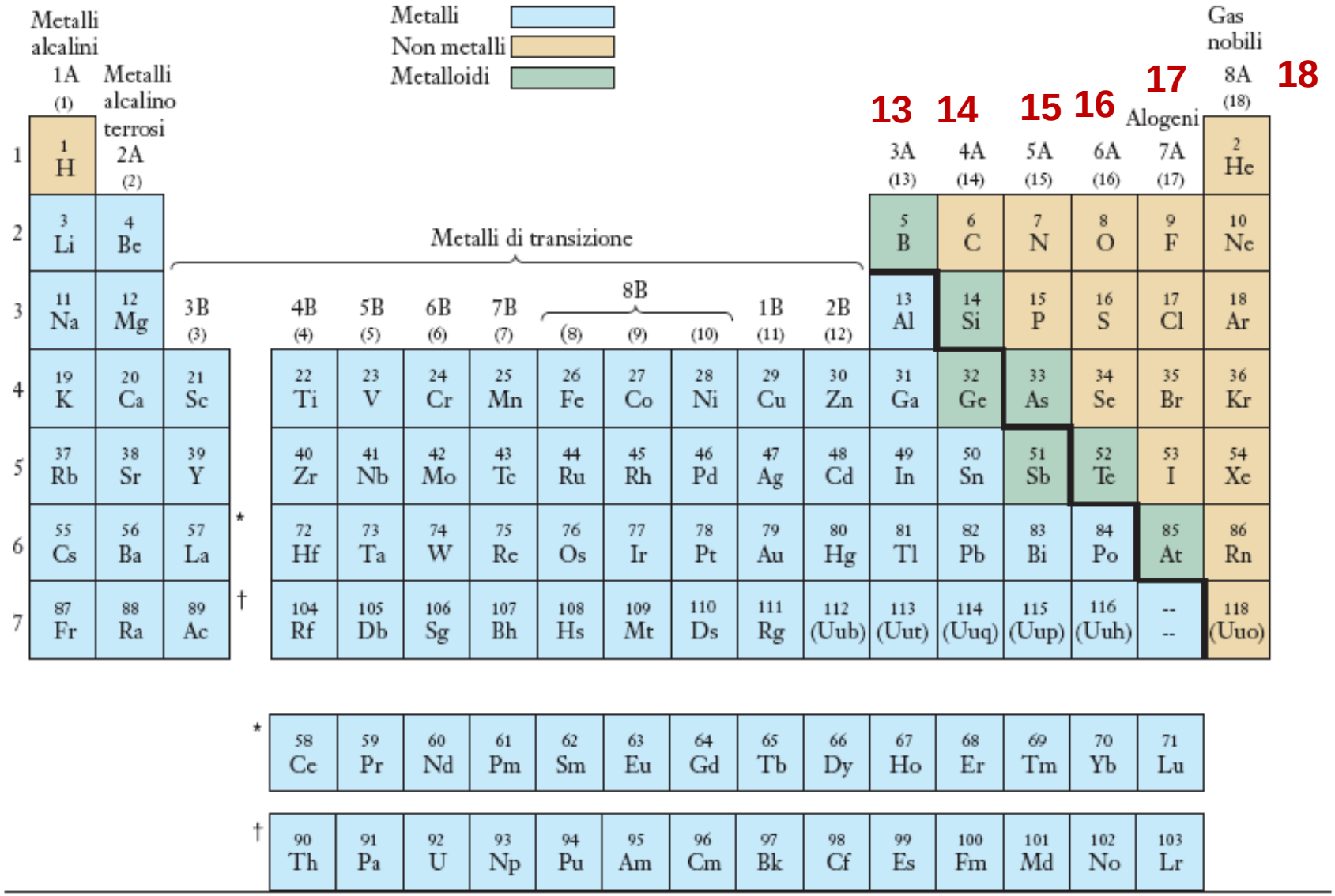
I TIPI DI MATERIA



Un elemento è un tipo di materia costituito da un SOLO TIPO DI ATOMI!

LA TAVOLA PERIODICA

TABELLA 4-5 *La tavola periodica*



LA TAVOLA PERIODICA

s-block elements		*d*-block elements										*p*-block elements					
Group 1	Group 2	Group 3	Group 4	Group 5	Group 6	Group 7	Group 8	Group 9	Group 10	Group 11	Group 12	Group 13	Group 14	Group 15	Group 16	Group 17	Group 18
1 H																	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57–71 La–Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89–103 Ac–Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub						

f-block elements

Lanthanoids	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Actinoids	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

ELEMENTI COMUNI

TABELLA 1-3 *Nomi di alcuni elementi comuni e loro simboli*

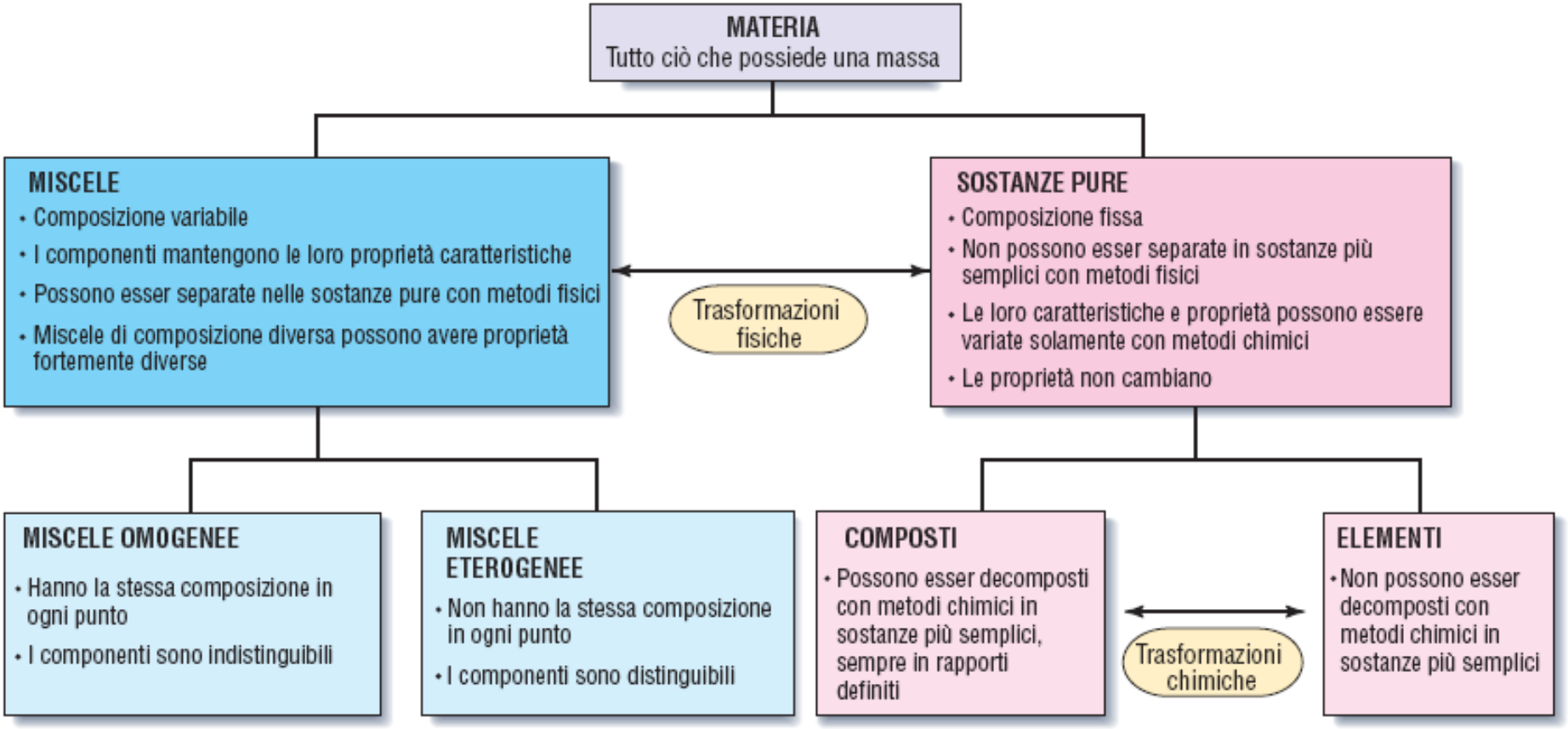
Simbolo	Elemento	Simbolo	Elemento	Simbolo	Elemento
Ag	argento	F	fluoro	Ni	nichel
Al	alluminio	Fe	ferro	O	ossigeno
Au	oro (*aurum*)	H	idrogeno	P	fosforo (*phosphorum*)
B	boro	He	elio	Pb	piombo
Ba	bario	Hg	mercurio (*hydrargyrum*)	Pt	platino
Bi	bismuto	I	iodio	S	zolfo (*sulfur*)
Br	bromo	K	potassio (*kalium*)	Sb	antimonio (*stibium*)
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 (*nitrogenum*)	U	uranio
Cr	cromo	Na	sodio (*natrium*)	W	tungsteno (*Wolfram*)
Cu	rame (*cuprum*)	Ne	neon	Zn	zinco

ELEMENTI

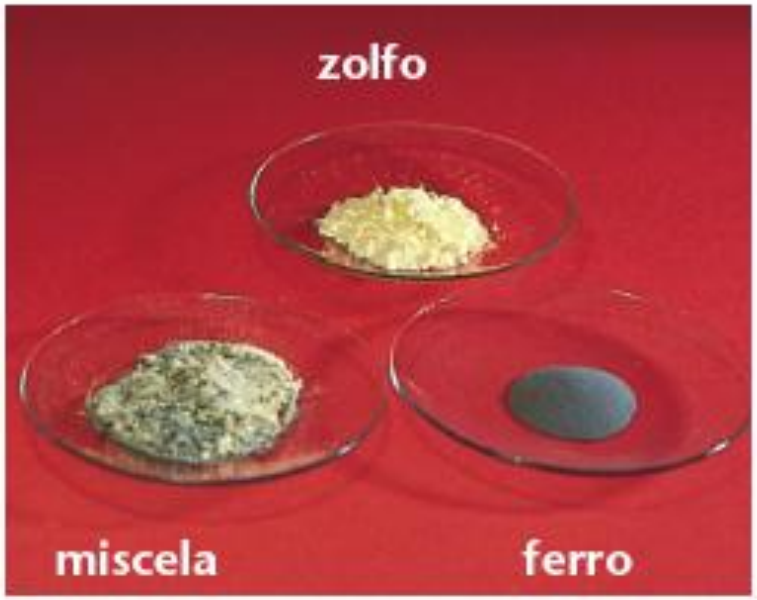
TABELLA 1-4 *Abbondanza degli elementi nella crosta terrestre, negli oceani e nell'atmosfera*

Elemento	Simbolo	% in massa		Elemento	Simbolo	% in massa	
ossigeno	O	49.5%	99.2%	cloro	Cl	0.19%	0.7%
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%					

I TIPI DI MATERIA



ELEMENTI E MISCELE



(a)



© Cengage Learning/Charles Steele

(b)

LA STRUTTURA DELLA MATERIA

LA TEORIA ATOMICA DI DALTON



The E.F. Smith Memorial Collection in the History of Chemistry, Department of Special Collections, Van Pelt–Dietrich Library, University of Pennsylvania

1. Tutta la materia è costituita di **atomi**. Questi oggetti indivisibili e indistruttibili sono le particelle chimiche costituenti tutta la materia.
2. Tutti gli atomi di un dato elemento sono identici, sia in peso che in proprietà chimiche. Invece, atomi di diversi elementi hanno pesi e proprietà chimiche diverse.
3. I **composti** sono formati da combinazioni di atomi differenti in rapporti di piccoli numeri interi.*
4. Una **reazione chimica** comporta la combinazione, separazione o riarrangiamento di atomi; gli atomi non vengono né creati né distrutti nel corso di reazioni chimiche ordinarie.

Un ATOMO è la più piccola porzione di un elemento che mantiene le proprietà chimiche dell'elemento stesso!

LE PARTICELLE FONDAMENTALI

Particella (simbolo)	Massa		Carica	
	g	uma	C	Carica relativa
Protone (p o p^+)	$1.6725 \cdot 10^{-24}$	1.00728	$+ 1.602 \cdot 10^{-19}$	+ 1.0
Neutrone (n o n^0)	$1.6748 \cdot 10^{-24}$	1.00867	0	0
Elettrone (e^-)	$9.109 \cdot 10^{-28}$	0.00055	$- 1.602 \cdot 10^{-19}$	- 1.0

uma = unità di massa atomica = $1.6605 \cdot 10^{-24}$ g

Gli ATOMI sono particelle elettricamente neutre

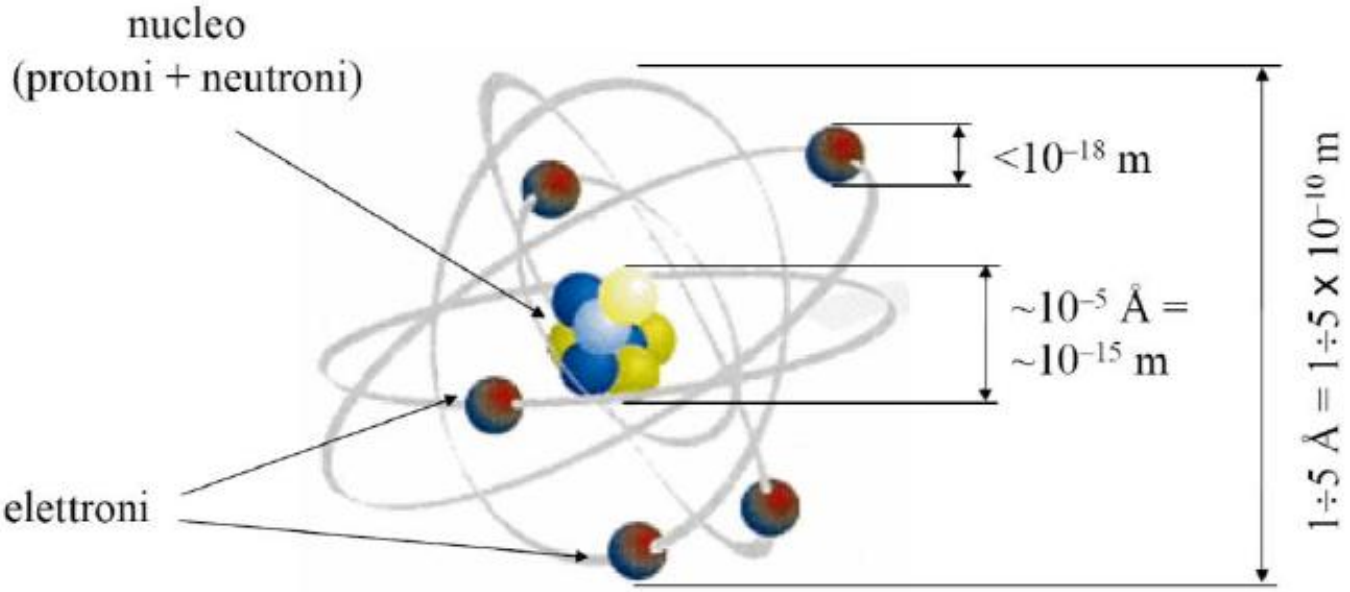
↓

In un atomo il numero di e^- è UGUALE al numero di p.

Video: Atom structure

L'ATOMO

Nell'atomo nucleare tutta la carica positiva e quasi tutta la massa si trovano concentrate in un minuscolo nucleo, mentre gli elettroni, carichi negativamente, formano intorno ad esso una sorta di nuvola.

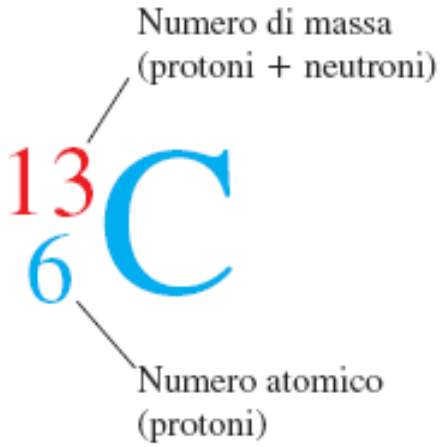


…se il protone dell'atomo di idrogeno avesse raggio 1m e fosse posto in Piazza Unità, l'elettrone starebbe – mediamente – a più di 50 km di distanza, cioè quasi a Palmanova del Friuli..

LE PARTICELLE FONDAMENTALI

Numero di massa A

Numero atomico Z



Gli ISOTOPI sono atomi di uno stesso elemento che hanno lo stesso numero di protoni, ma diverso numero di neutroni.

TABELLA 4-2 *I tre isotopi dell'idrogeno*

Nome	Simbolo	Simbolo del nuclide	Massa (uma)	Abbondanza in natura (% in atomi)	N. di protoni	N. di neutro	N. di elettroni (nell'atomo
Idrogeno	H	$^{1}_{1}H$	1.007825	99.985%	1	0	
Deuterio	D	$^{2}_{1}H$	2.01400	0.015%	1	1	
Trizio*	T	$^{3}_{1}H$	3.01605	0.000%	1	2	

*Non è presente in natura perché instabile. Si forma dalla decomposizione di isotopi artificiali.



Video: Isotopes

GLI ISOTOPI

TABELLA 4-3 *Le abbondanze di alcuni isotopi naturali*

Elemento	Massa atomica (uma)	Isotopo	% Abbondanza naturale	Massa (uma)
boro	10.811	^{10}B	19.91	10.01294
		^{11}B	80.09	11.00931
ossigeno	15.9994	^{16}O	99.762	15.99492
		^{17}O	0.038	16.99913
		^{18}O	0.200	17.99916
cloro	35.4527	^{35}Cl	75.770	34.96885
		^{37}Cl	24.230	36.96590
uranio	238.0289	^{234}U	0.0055	234.0409
		^{235}U	0.720	235.0439
		^{238}U	99.2745	238.0508

I 20 elementi che hanno un solo isotopo presente in natura sono ^{9}Be, ^{19}F, ^{23}Na, ^{27}Al, ^{31}P, ^{45}Sc, ^{55}Mn, ^{59}Co, ^{75}As, ^{89}Y, ^{93}Nb, ^{103}Rh, ^{127}I, ^{133}Cs, ^{141}Pr, ^{159}Tb, ^{165}Ho, ^{169}Tm, ^{197}Au, e ^{209}Bi. Ci sono comunque isotopi artificiali di questi elementi.

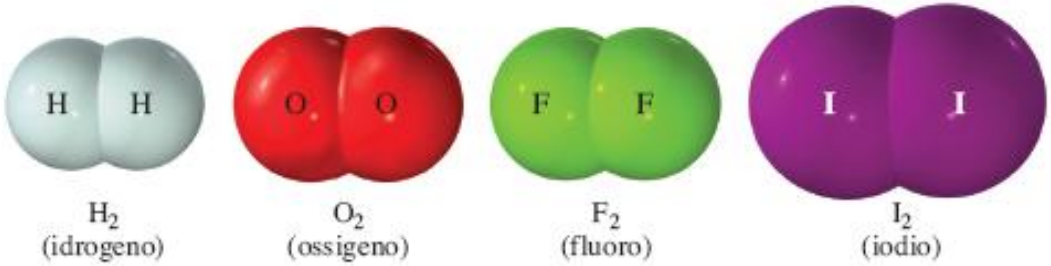
Gli IONI: quando un atomo perde o acquista elettroni si trasforma in una particella carica, uno ione: positivamente, catione, o negativamente, anione.

LE MOLECOLE

Una MOLECOLA è la più piccola porzione di un composto o di un elemento che può esistere libera e stabile in natura e che mantiene le proprietà chimiche del composto o dell'elemento.

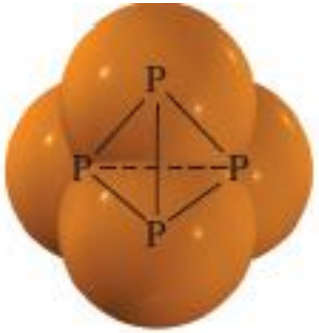
Una molecola è una specie elettricamente NEUTRA!

Esempi di elementi che esistono come MOLECOLE BIATOMICHE



Esempi di elementi che esistono come MOLECOLE POLIATOMICHE

P_4

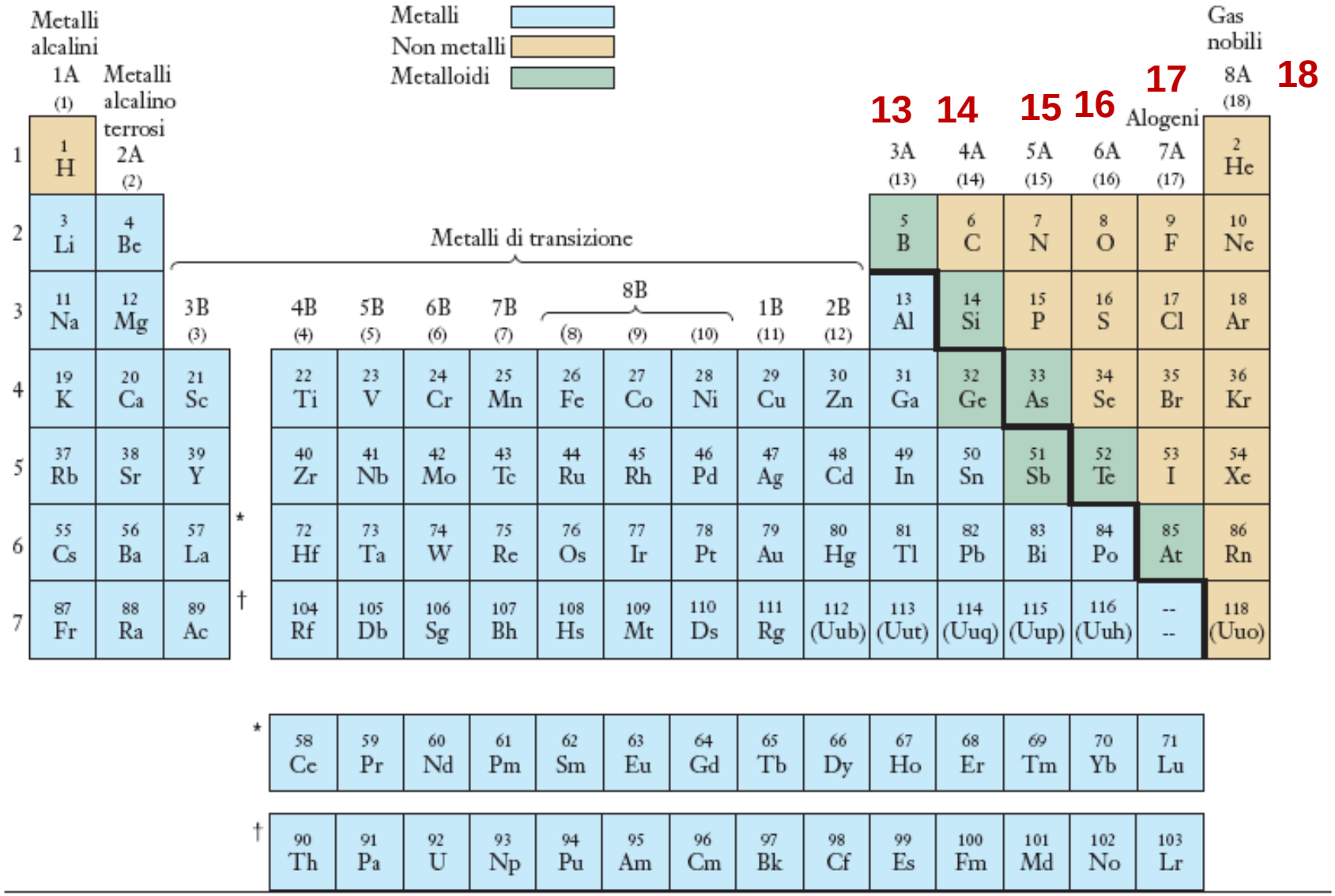




S_8

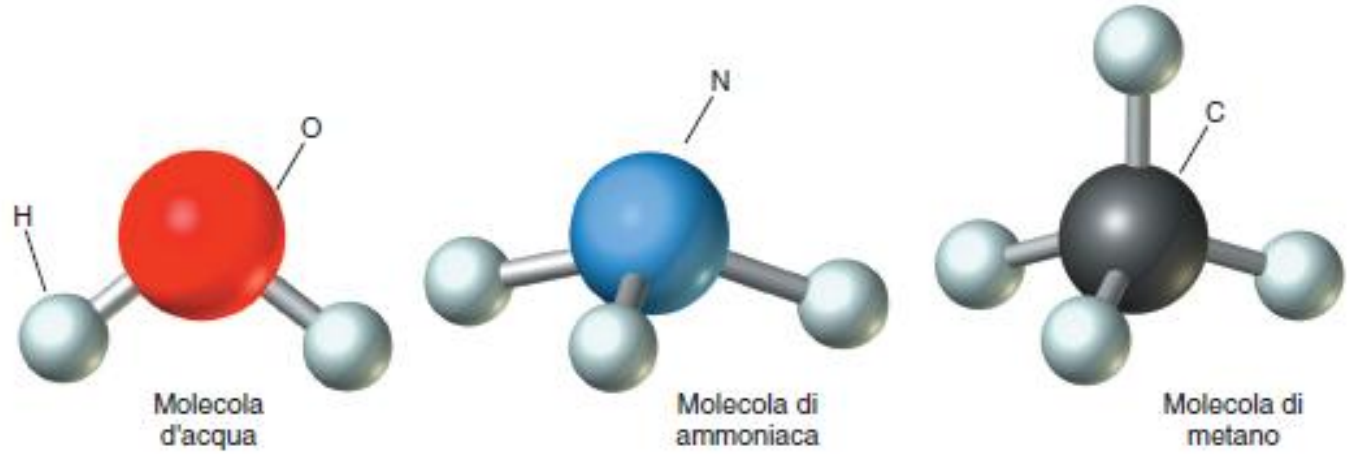
LA TAVOLA PERIODICA

TABELLA 4-5 *La tavola periodica*



LE MOLECOLE

Esempi di molecole di COMPOSTI



H_2O NH_3 CH_4

FORMULE MOLECOLARI

LE MOLECOLE

TABELLA 2-1 *Nomi e formule di alcuni comuni composti molecolari*

Nome	Formula	Nome	Formula	Nome	Formula
acqua	H_2O	zolfo (bi)diossido	SO_2	butano	C_4H_{10}
perossido di idrogeno	H_2O_2	zolfo triossido	SO_3	pentano	C_5H_{12}
cloruro di idrogeno*	HCl	carbonio monossido	CO	benzene	C_6H_6
acido solforico	H_2SO_4	carbonio (bi)diossido	CO_2	metanolo (alcool metilico)	CH_3OH
acido nitrico	HNO_3	metano	CH_4	etanolo (alcool etilico)	CH_3CH_2OH
acido acetico	CH_3COOH	etano	C_2H_6	acetone	CH_3COCH_3
ammoniaca	NH_3	propano	C_3H_8	etere dietilico (etere)	$CH_3CH_2OCH_2CH_3$

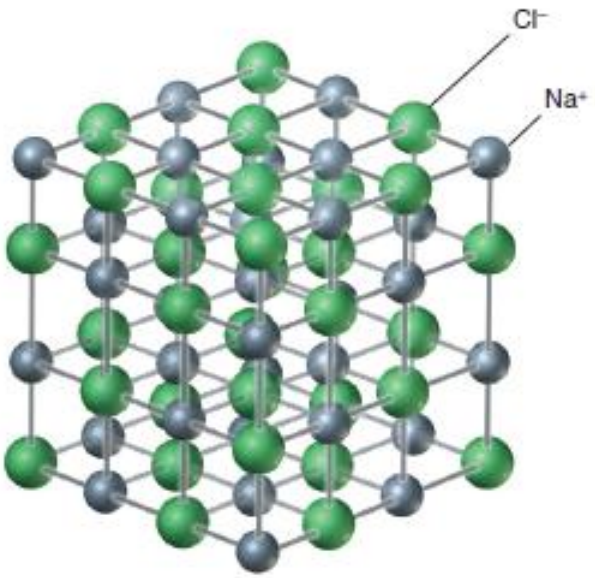
*Chiamato anche acido cloridrico.

I COMPOSTI IONICI

I COMPOSTI IONICI sono raggruppamenti di un gran numero di ioni.

I COMPOSTI IONICI sono elettricamente NEUTRI!

NaCl





UNITA' FORMULA

Video: Ions - Molecules

Ioni MONOATOMICI e ioni POLIATOMICI

ALCUNI IONI MONOATOMICI E POLIATOMICI

TABELLA 2-2 *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_3COO^-	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

ALCUNI IONI POLIATOMICI

CATIONI: ioni positivi

NH_4^+	ammonio

ANIONI: ioni negativi

OH^-	idrossido
CN^-	cianuro
CH_3COO^-	acetato
CO_3^{2-}	carbonato
HCO_3^-	idrogeno carbonato (o bicarbonato)
PO_4^{3-}	fosfato
MnO_4^-	permanganato
$Cr_2O_7^{2-}$	dicromato
ClO_4^-	perclorato
NO_2^-	nitrito
NO_3^-	nitrato
SO_3^{2-}	solfito
SO_4^{2-}	solfato
HSO_4^-	idrogeno solfato (o bisolfato)