

Chimica Applicata

Dr. Lucia Tonucci
l.tonucci@unich.it

0871 3555340

Dip. Scienze Filosofiche, Pedagogiche ed Economico-Quantitative
Campus di Chieti- Casetta di fronte al campo di calcetto

In breve: CHIMICA APPLICATA

Materia e sostanze

Nomenclatura chimica

L'atomo: storia e concetti moderni; Tabella periodica degli elementi e Proprietà periodiche

Elementi di stechiometria

Legami chimici

Cambiamenti di stato e diagrammi di fase; Equilibrio chimico

Termochimica e Termodinamica

Acidi e basi: definizioni generali, concetto di pH

La Chimica del carbonio

Elettrochimica; Cinetica chimica

Chimica applicata ai materiali: materiali metallici; materiali polimerici; materiali ceramici; vetro; leganti; materiali avanzati; materiali rinnovabili

Testi consigliati:

CHIMICA GENERALE E INORGANICA

Terza edizione

R. Bertani, D. A. Clemente, G. Depaoli, P. Di Bernardo, M. Gleria, B. Longato, U. Mazzi, G. A. Rizzi, G. Sotgiu, M. Vidali, Casa Editrice Ambrosiana, 2010

CHIMICA - Preparazione e autovalutazione per l'esame

S. Auricchio, Progetto Leonardo Esculapio-
Bologna, 2012

Conoscenze di matematica:

Nozioni di algebra

Equazioni di 1° e 2° grado

Logaritmi e potenze

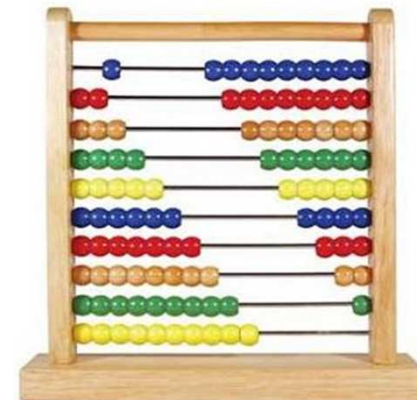
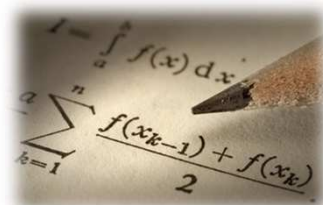
Esponenziali e operazioni matematiche con notazione scientifica

Cifre significative e approssimazioni

Costruzione di grafici, pendenza delle curve

Concetti generali su derivate e integrali (cosa sono, quali significati hanno)

Utilizzo calcolatrice scientifica



Conoscenze di fisica:

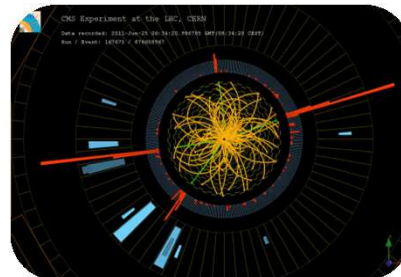
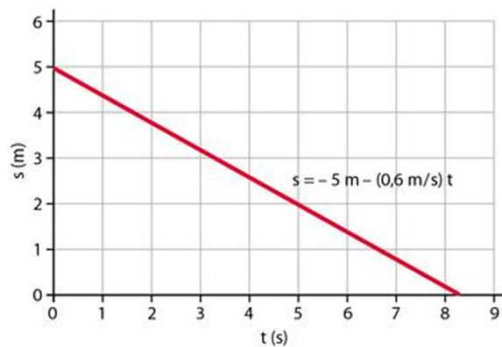
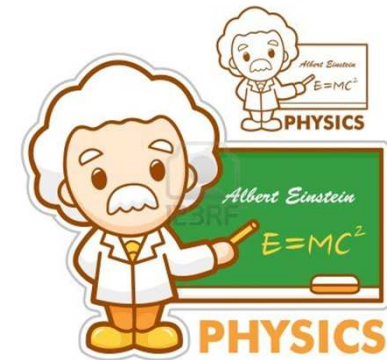
Unità fondamentali del Sistema Internazionale

Unità di misura tradizionali e loro conversioni

Moto di un oggetto

Forze

Forme di energia



MODALITA' D'ESAME

Iscrizione all'esame: deve essere fatta via web (o via email) almeno 3 giorni lavorativi prima dell'appello



Nel giorno dell'esame:


- **test** costituito da circa 20 domande ed esercizi a risposta multipla o vero/falso da svolgere in 30 min da superare con almeno 15/30.
- **compito** su tutto il programma costituito da esercizi e domande a risposta aperta. L'esame si intende superato se il voto finale è $\geq 18/30$, con votazione $\geq 15/30$ sia nella parte di esercizi sia nella parte di domande.

Il voto dell'esame deve essere verbalizzato entro la stessa sessione in cui si è svolto l'esame scritto.

Il voto perde di validità nel caso in cui il candidato si presenti di nuovo all'esame negli appelli seguenti.

COME STUDIARE LA CHIMICA ?



- 1) Frequenza delle lezioni fortemente consigliata
- 2) Partecipazione costruttiva alle lezioni e alle esercitazioni
- 3) Utilizzo delle slides di lezione solo per seguire gli argomenti svolti
- 4) Studio della chimica sul **LIBRO di testo** 
- 5) Avvicinarsi agli esercizi solo dopo aver acquisito conoscenze e competenze teoriche
- 6) Dopo aver svolto gli esercizi del libro e quelli di lezione si testano le conoscenze utilizzando prove d'esame

Errori facilmente evitabili

- ◆ Supporre che il modo di studiare che ha funzionato per altre materie funzionerà per la chimica. Siate flessibili e disposti a cambiare il vostro approccio all'apprendimento.
- ◆ Pensare che sia possibile immagazzinare tutta la chimica la notte prima dell'esame. You can't!
- ◆ Aver capito come si risolve un problema significa saperlo fare. E' come supporre di poter parlare una lingua straniera solo perchè si è riusciti a seguire una conversazione.
- ◆ Credere che il tempo passato in aula sia sufficiente. E' necessario fare pratica da soli al di fuori delle ore di lezione.

APPELLI A.A. 2015/16
STUDENTI 1° ANNO



Si ricorda che per gli studenti iscritti dal 2015/16 in poi l'esame di chimica è **propedeutico** all'esame di Geotecnica

Si ricorda che è consigliato fare l'esame di chimica durante il primo anno di studi

Grandezze fisiche fondamentali del sistema SI

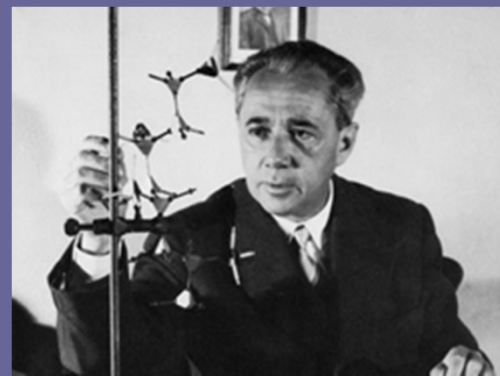
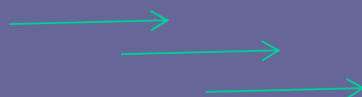
Grandezza	Unità di misura	Simbolo	
Lunghezza (l)	metro	m	Percorso della luce nel vuoto in 1/299792458 secondi
Massa (m)	chilogrammo	kg	Chilo campione a Sevres – Parigi
Tempo (t)	secondo	s	86400-esima parte del giorno
Corrente elettrica (i)	ampere	A	
Temperatura termodinamica (T)	kelvin	K	1/273,16 della T del punto triplo dell'acqua
Quantità di sostanza (n)	mole	mol	Quantità di sostanza che contiene $6,022 \times 10^{23}$ unità
Intensità luminosa (I_v)	candela	cd	

Prefissi per i multipli e sottomultipli delle unità di misura

<i>Multipl.</i>	<i>Nome</i>	<i>Simb.</i>	<i>Sottomult.</i>	<i>Nome</i>	<i>Simb.</i>
<u>10</u>	deca	<u>da</u>	<u>10⁻¹</u>	deci	<u>d</u>
<u>10²</u>	etto	<u>h</u>	<u>10⁻²</u>	centi	<u>c</u>
<u>10³</u>	chilo	<u>k</u>	<u>10⁻³</u>	milli	<u>m</u>
<u>10⁶</u>	mega	<u>M</u>	<u>10⁻⁶</u>	micro	<u>μ</u>
<u>10⁹</u>	giga	<u>G</u>	<u>10⁻⁹</u>	nano	<u>n</u>
<u>10¹²</u>	tera	<u>T</u>	<u>10⁻¹²</u>	pico	<u>p</u>
<u>10¹⁵</u>	peta	<u>P</u>	<u>10⁻¹⁵</u>	femto	<u>f</u>

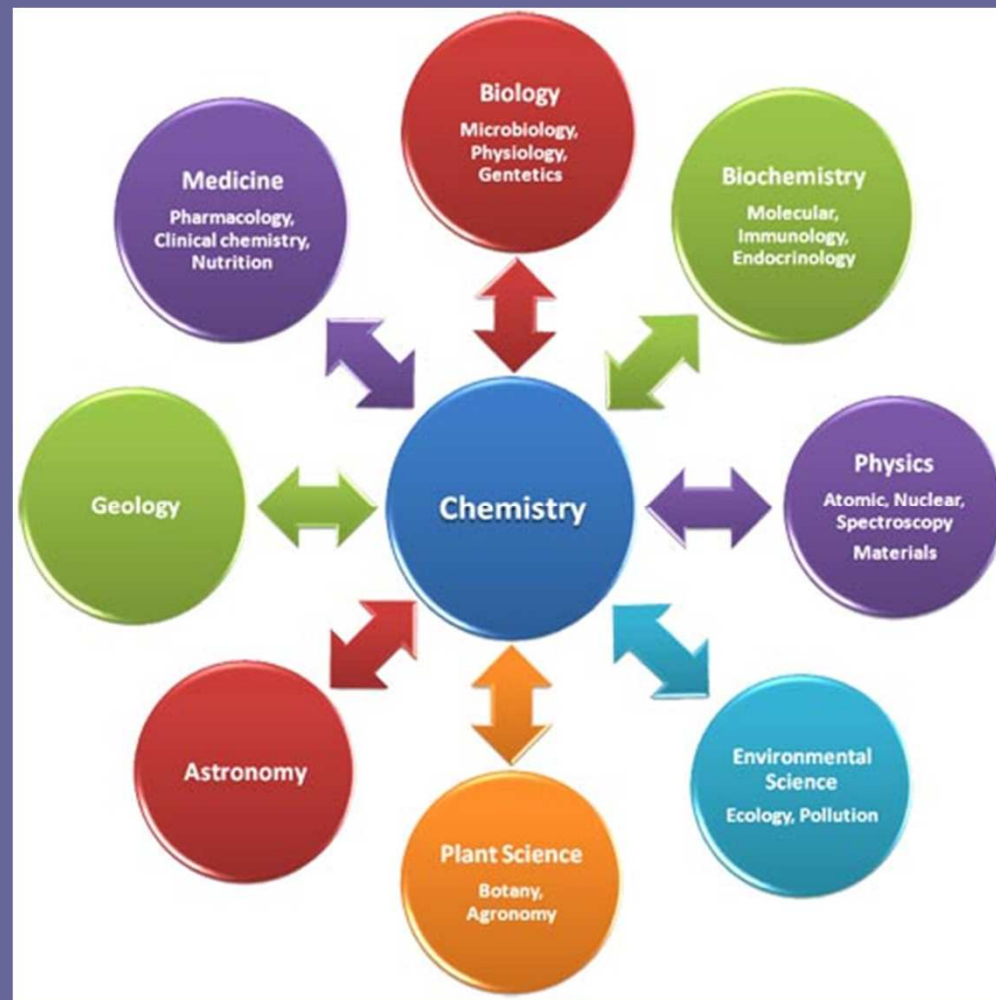
La CHIMICA studia la struttura, le proprietà e le trasformazioni della materia

La Chimica si sviluppa con il passaggio da conoscenze empiriche e considerazioni astratte allo studio sistematico e scientifico delle osservazioni sperimentali



Why Study Chemistry?

Chemistry is the Central Science



Why Study Chemistry?

1. La Chimica ti aiuta a comprendere **il mondo intorno a te**.
2. Una conoscenza base della Chimica ti permette di leggere e capire **le etichette di tanti prodotti**.
3. La Chimica ti può aiutare a prendere **decisioni consapevoli**. Un prodotto funziona come viene pubblicizzato o è una truffa?
4. La Chimica è **il cuore della cucina**. Se capisci le reazioni coinvolte nella lievitazione, nel contrastare l'acidità o nel preparare salse probabilmente sarai un cuoco migliore.
5. **Un avvertimento chimico** ti può aiutare a mantenerti sano! Saprai quali prodotti chimici per la casa sono pericolosi, come utilizzarli e quali possono essere mescolati.
6. La Chimica insegna **competenze utili**. Imparare la chimica significa imparare come essere obiettivi, come ragionare e risolvere problemi.
7. Ti aiuta a **capire l'attualità**, incluse le news su petrolio, richiamo di prodotti, inquinamento, ambiente e tecnologie.
8. Rende la vita un po' meno ... **misteriosa**. La Chimica ci spiega **come funzionano le cose**.
9. La Chimica aumenta le possibilità di **carriera**. In qualsiasi campo le abilità analitiche sono **utili**
10. **La Chimica è divertente!** Ci sono molti esperimenti e progetti chimici che puoi fare con materiali comuni. There are lots of interesting chemistry project you can do using common everyday materials. La chimica non è solo BOOM ma anche bagliori nel buio, cambi di colore, bolle e trasformazioni di stato.

MATERIA: tutto ciò che ha una massa e occupa un volume

La materia può trovarsi in uno o più *stati di aggregazione*: solido, liquido, aeriforme

Le proprietà di tutte le sostanze rivelano una *struttura atomica*

Stati della materia

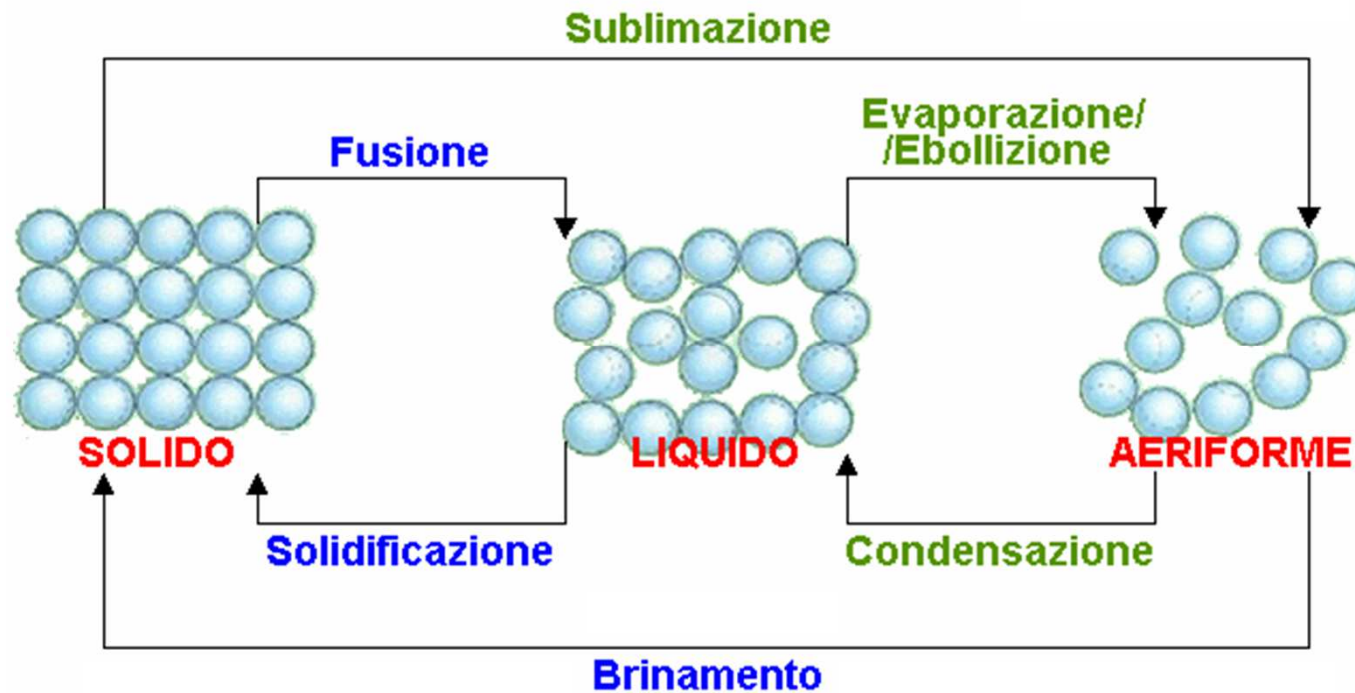
Solido poco comprimibile, rigido,
possiede forma e volume proprio

Liquido poco comprimibile, non rigido, possiede
volume proprio ma non forma propria

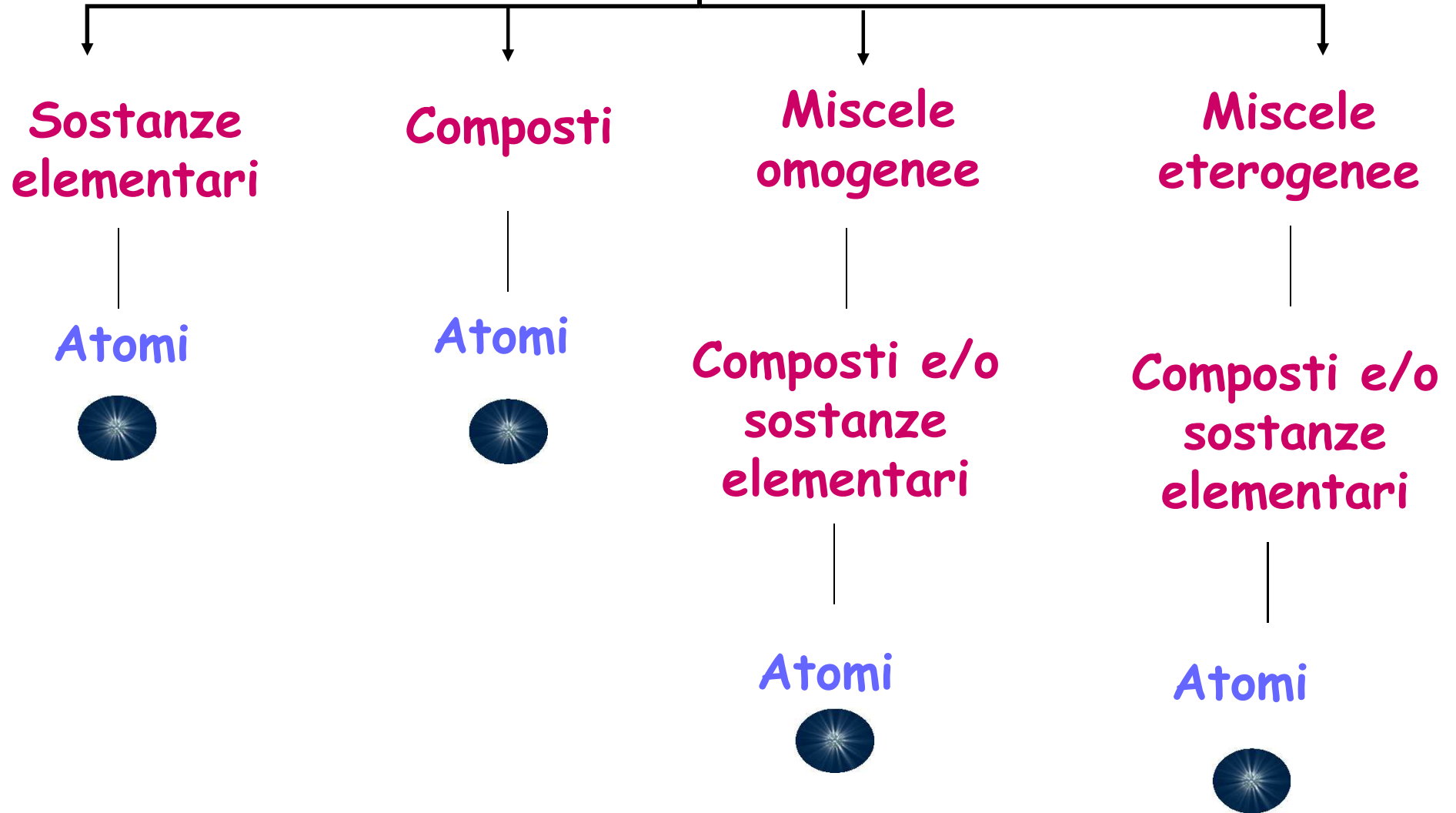
Gas facilmente comprimibile / espandibile;
non possiede volume o forma propria;
assume la forma del contenitore

Liquidi e gas sono anche chiamati fluidi

Passaggi di stato



Materia



Miscela omogenea sistema monofasico



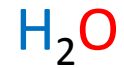
Miscela eterogenea costituita di più fasi fisicamente distinte



Fase: parte separata dal resto del sistema da superfici fisicamente definite

Composto costituito da atomi di specie diverse

Acqua



Ammoniaca



Sostanza elementare costituita da atomi di uno stesso elemento chimico

Ossigeno



Azoto



Ferro

Fe

Trasformazione fisica: cambiamento nella forma ma non nella identità chimica della materia

Esempi:

- *Solubilizzazione di un materiale in un altro*
- *Passaggio di stato*

solido ↔ *liquido*

fusione

solido ↔ *gassoso*

sublimazione

liquido ↔ *gassoso*

ebollizione

Trasformazione chimica o reazione

chimica: un cambiamento in cui uno o più tipi di sostanza vengono trasformati in altri tipi di materia

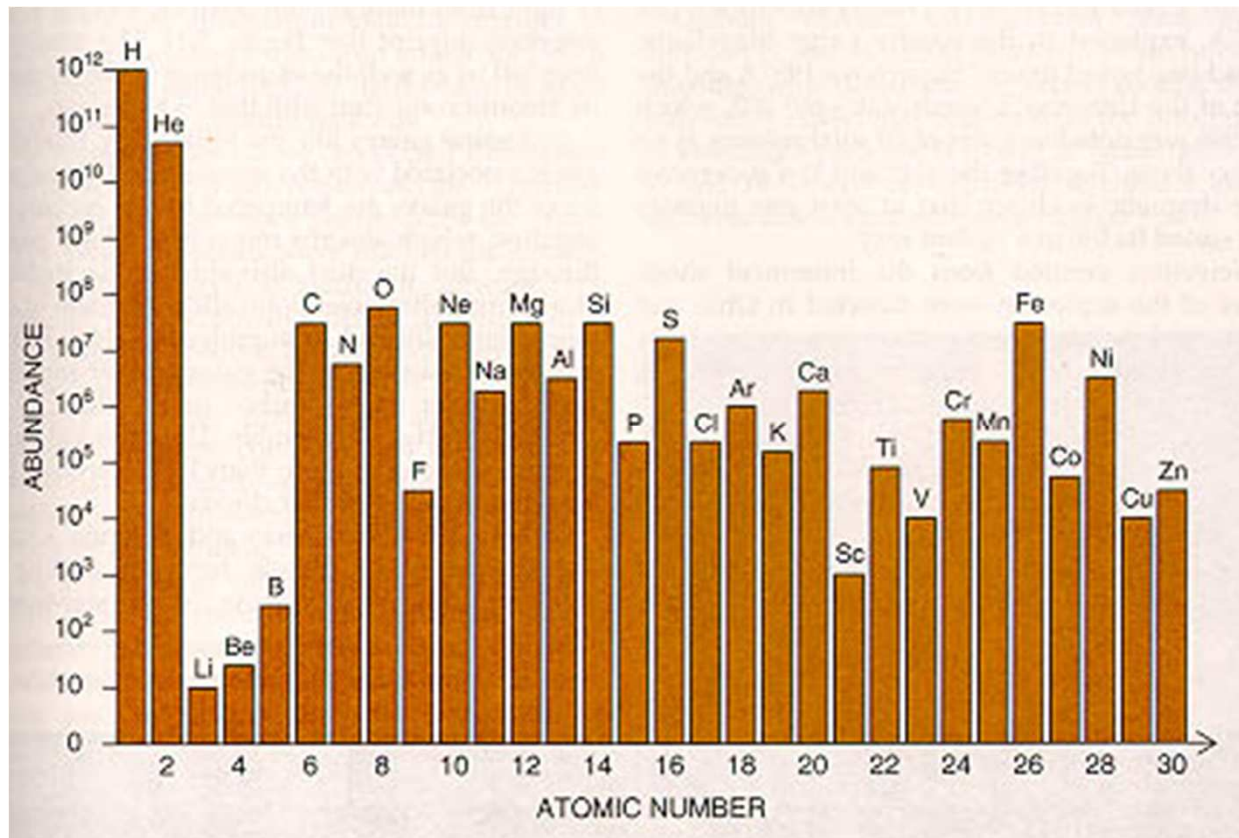
Esempi:

- *Sigaretta che brucia*
- *Arrugginimento del ferro:* combinazione tra ferro ed ossigeno (per recuperare il ferro e l'ossigeno è necessario operare una o diverse reazioni chimiche)

In natura esistono 90 specie atomiche dette
elementi naturali

+

22 elementi artificiali



Abbondanza
degli elementi
nell'universo

Idrogeno 60 %

Elio 37%

Tavola periodica degli elementi

	1 IA																	18 VIIIA	
1	1 H 1.01	2 IIA																	2 He 4.00
2	3 Li 6.94	4 Be 9.01																	
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 8B	9	10	11 IB	12 IIB	13 IIIA Al 26.98	14 IVA Si 28.09	15 VA P 30.97	16 VIA S 32.07	17 VIIA Cl 35.45	18 Ar 39.95	
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.61	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80	
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29	
6	55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.2	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)	
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (263)	107 Bh (264)	108 Hs (265)	109 Mt (268)										

Serie
dei
Lantanidi

58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (144.91)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.97	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
--------------------	--------------------	--------------------	----------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------	--------------------

Serie
degli
Attinidi

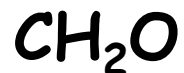
90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md 1.01	102 No 1.01	103 Lr 1.01
-----------------	-----------------	----------------	-----------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	-------------------	--------------------	-------------------	-------------------	-------------------

Formule chimiche

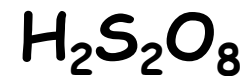
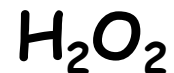
Formula chimica rappresentazione grafica di sostanze
elementari o composti



Formula minima (stechiometrica): quali elementi sono
presenti e in quale rapporto minimo (i numeri scritti in pedice)



Formula molecolare: specifica il vero numero di atomi di ciascun elemento presenti in una molecola



Le formule molecolari possono essere definite **solo** per le sostanze (gas, solidi, liquidi) che possiedono **molecole** ben definite

Molecola: aggregato discreto di atomi tenuti insieme da *legami chimici*

Composto ionico: costituito da ioni (atomi carichi positivamente o negativamente); carica totale nulla

Composti molecolari → Formula molecolare

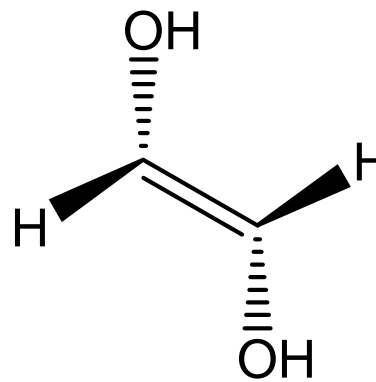
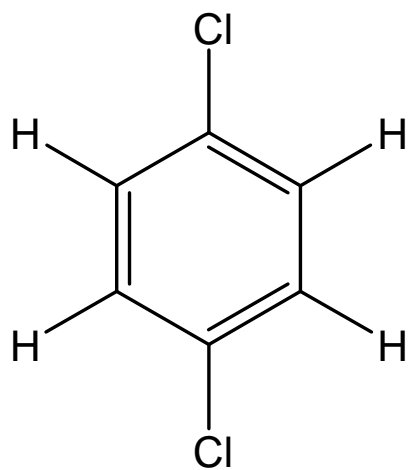
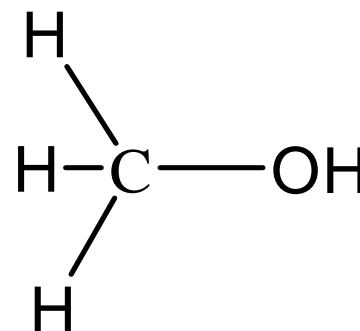
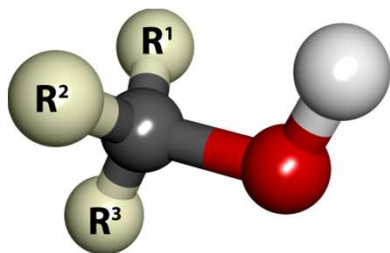
$O_2, I_2, P_4, S_8, \dots$ (specie elementari)

$H_2O, H_2O_2, P_4O_{10}, H_3PO_4, \dots$ (composti)

Composti non molecolari → Formula minima

$NaCl, SiO_2, \dots$

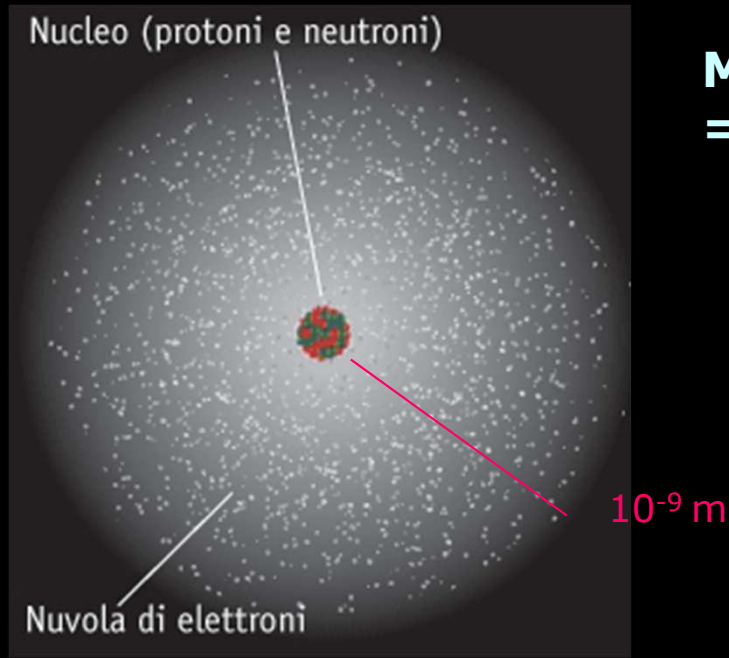
Formula di struttura: rappresentazione della disposizione degli atomi nello spazio



**QUAL E' L'UNITA' DI BASE DI
CUI E' FATTA LA MATERIA?**

GLI ATOMI !!!

Modello nucleare dell'atomo



**Massa neutrone (n) \approx Massa protone (p⁺)
= 1,67 x 10⁻²⁷ Kg**

Carica di protone = +1,602 x 10⁻¹⁹ C

Massa elettrone (e⁻, β^-) = 9,109 x 10⁻³¹ Kg

Carica di elettrone = -1,602 x 10⁻¹⁹ C = unità di c. e. = -1

Numero dei protoni nel nucleo
= Numero atomico di un elemento (Z)

$Z = 6 \rightarrow {}_6Z \rightarrow \text{Carbonio} \rightarrow \text{C}$ oppure ${}_6\text{C}$

Numero di massa di un atomo (A)
= somma dei protoni e dei neutroni nel nucleo

Rappresentazione degli elementi come *nuclidi*

A_Z Simbolo elemento

Carbonio ha $Z = 6$ $A = 12 \rightarrow {}_6^{12}\text{C}$

Isotopi

Idrogeno

99,985% di ${}^1_1\text{H}$ (1 protone + 0 neutroni)

0,015% di ${}^2_1\text{H}$ (1 protone + 1 neutrone)

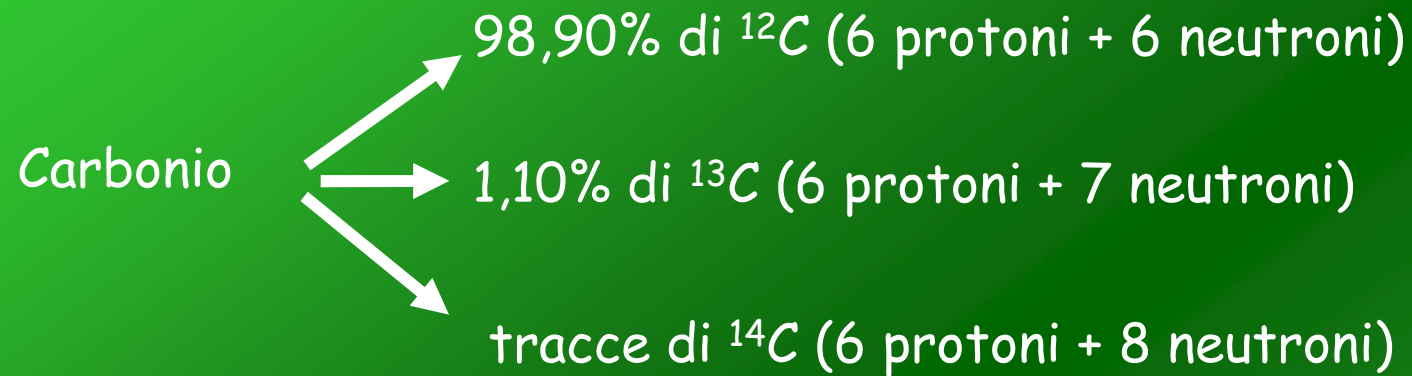
tracce di ${}^3_1\text{H}$ (1 protone + 2 neutroni)

Ossigeno

99,76% di ${}^{16}_8\text{O}$ (8 protoni + 8 neutroni)

0,04% di ${}^{17}_8\text{O}$ (8 protoni + 9 neutroni)

0,02% di ${}^{18}_8\text{O}$ (8 protoni + 10 neutroni)



ISOTOPI: atomi i cui nuclei hanno lo stesso numero di protoni (Z) ma diverso numero di neutroni (A)

Unità di massa atomica
=
1/12 della massa di ^{12}C

$$1 \text{ uma} = 1 \text{ u} = 1 \text{ Da} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

masse atomiche o *pesi atomici*

H	1,008	Na	22,990
He	4,003	Mg	24,305
Li	6,941	Al	26,981
Be	9,012	Si	28,086
B	10,811	S	30,974
C	12,011	P	32,066
N	14,007	Cl	35,453
O	15,999	Ar	39,948
F	18,998	K	39,098
Ne	20,180		

Massa atomica: calcolata facendo la media pesata delle masse degli isotopi di un elemento, secondo le rispettive abbondanze naturali

**Peso atomico = (abbondanza isotopo 1 x massa isotopo 1) +
.... (abbondanza isotopo N x massa isotopo N) /100**

Es. Il cloro è presente in natura come ^{35}Cl (34,9689 uma, 75,770%) e ^{37}Cl (36,9659 uma, 24,230%). Calcolare P.A. di Cl

$$(75,770 \times 34,9689) + (24,230 \times 36,9659) / 100 = 35,453$$

**Massa molecolare o peso molecolare = somma
delle massa atomiche della molecola**

massa molecolare di H_2SO_4 =

$$2 \times 1,008 + 32,066 + 4 \times 15,999 = 98,078$$

La mole

Unità di misura internazionale della quantità di sostanza

La **mole** è definita come la **quantità in grammi di un atomo (o di una molecola) pari alla sua massa atomica (o molecolare)**

Il peso in grammi di una mole di un composto corrisponde al suo peso molecolare

La massa di una mole è anche chiamata *massa molare* e la sua unità di misura è $g\ mol^{-1}$

Mole = quantità di sostanza che contiene tante unità elementari quanti sono gli atomi contenuti in 12 g di ^{12}C

N° di atomi contenuti in 12g di ^{12}C = $6,02214179 \times 10^{23}$

Costante di Avogadro = N_A (mol^{-1})

Il **numero di moli** (**n**) di una sostanza contenute in una massa *m* (espressa in grammi) si calcola:

$$n = m / PM = m \text{ (g)} / PM \text{ (g mol}^{-1}\text{)}$$

Massa molare di CO_2 : 44 g/mol

N° moli in 100 g di CO_2 : $100 \text{ g} / 44 \text{ g mol}^{-1} = 2,27 \text{ mol}$

Una mole di qualsiasi sostanza contiene sempre lo stesso numero di particelle elementari (atomi, molecole, ioni) pari a $6,022 \times 10^{23}$

Questo numero è noto come **Numero di Avogadro (N_A)**

N° di atomi contenuti in 12g di $^{12}\text{C} = 6,022 \times 10^{23}$

PERCENTUALI PONDERALI IN UN COMPOSTO

Nota la formula molecolare è possibile determinare le **percentuali ponderali** di tutti gli elementi presenti, cioè **le quantità in grammi dei vari elementi presenti in 100 g della sostanza**

Ad esempio si voglia calcolare la % ponderale di H nel composto C_2H_6O

Per il composto **C_2H_6O** una mole ha massa $(2 \times PA_C + 6 \times PA_H + PA_O)$ grammi = 46 g mol^{-1}

In una mole di C_2H_6O sono contenute 6 moli di H

Con una semplice proporzione è possibile calcolare la percentuale di H nella molecola:

g di H (in 1 mole di composto) : g di (1 mole di) composto

=

X : 100 g

6 : 46 = X : 100

X = 13,04 %

ESEMPIO

Nel composto **H₂O** si combinano: **2 atomi di H** con **1 atomo di O** (= **2 moli di atomi di H** con **una mole di atomi di O**)

2 x 1,008 g di H con 15,999 g di O

Noti i pesi atomici di H (1,008), O (15,9994) e PM di H₂O (18,015), le percentuali dei due elementi possono essere calcolate con una semplice proporzione:

% di idrogeno:

$$(2 \times 1,008) : 18,015 = x : 100 \qquad x = 11,19 \%$$

% di ossigeno

$$(1 \times 15,9994) : 18,015 = x : 100 \qquad x = 88,81 \%$$

Quindi le percentuali sono:

H: 11,19 % e O: 88,81 %