



Scuola di Ingegneria Industriale e dell'Informazione
Insegnamento di **Chimica Generale**
083424 - CCS *CHI* e *MAT*

 POLITECNICO DI MILANO



Atomi e Molecole

I Costituenti della Materia a Bassa T. (cap. 2)

Prof. Attilio Citterio

Dipartimento CMIC "Giulio Natta"

<http://iscamap.chem.polimi.it/citterio/it/education/general-chemistry-lessons/>



Quali Sono i Costituenti Fondamentali della Materia a Bassa Temperatura?

2

Particelle Subatomiche

- Protoni
- Elettroni
 - orbitali *s*
 - orbitali *p*
 - orbitali *d*
 -
 - orb. Ibridi
- Neutroni
- Particelle SN

Atomi

- Carbonio
- Idrogeno
- Ossigeno
- Azoto
- Fosforo
- Cloro



Molecole/Pol.

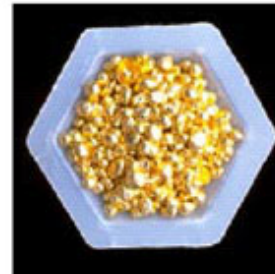
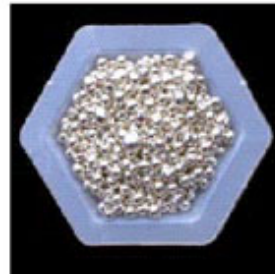
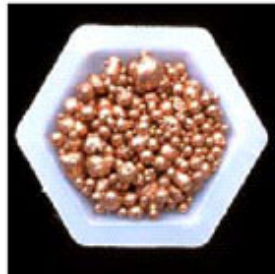
- Metano
- Formaldeide
- Acido cianidrico
- Silice
- Cloruro di Sodio (sale ionico)
- Litio metallico



Elementi, Composti e Miscele

Elemento: tipo di sostanza che non può essere scomposta in sostanze più semplici con mezzi fisici e chimici **a bassa energia (a bassa temperatura)**. Gli elementi sono i mattoni della materia per la chimica.

- Ogni elemento ha un **nome unico**, come carbonio, ossigeno o idrogeno e un **simbolo unico**, come C, O e H. (*convenzioni inter.*)
- Molte sostanze esistono in natura in forma elementare (atomi identici legati chimicamente a formare un'entità indipendente).
 - *Esempi*: Argon scritto con il solo simbolo **Ar**, (gas monoatomico)
 - Ossigeno molecolare, scritto come **O₂**, (molecola biatomica di 1 elem.)
 - Idrogeno molecolare, scritto come **H₂**. (molecola biatomica di 1 elem.)



Gruppo 11, rame (Cu) Gruppo 11, argento (Ag) Gruppo 11, oro (Au)



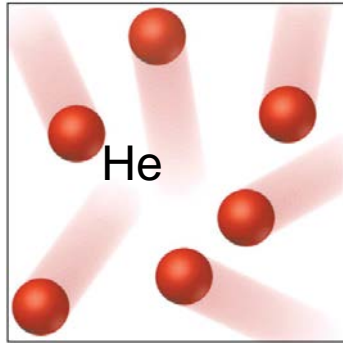
Elementi, Simboli, Isotopi e Pesi atomici

1	Idrogeno	H	1,00794	56	Bario	Ba	137,327
2	Elio	He	4,002602	57	Lantanio	La	138,9055
3	Litio	Li	6,941	58	Cerio	Ce	140,115
4	Berillio	Be	9,012182	59	Praseodimio	Pr	140,90765
5	Boro	B	10,811	60	Neodimio	Nd	144,24
6	Carbonio	C	12,011	61	Promezio-145	Pm	144,9127
7	Azoto	N	14,00674	62	Samario	Sm	150,36
8	Ossigeno	O	15,9994	63	Europio	Eu	151,965
9	Fluoro	F	18,9984032	64	Gadolinio	Gd	157,25
10	Neo	Ne	20,1797	65	Terbio	Tb	158,92534
11	Sodio	Na	22,989768	66	Disprosio	Dy	162,50
12	Magnesio	Mg	24,3050	67	Olmio	Ho	164,93032
13	Alluminio	Al	26,981539	68	Erbio	Er	167,26
14	Silicio	Si	28,0855	69	Tullio	Tm	168,93421
15	Fosforo	P	30,973762	70	Itterbio	Yb	173,04
16	Zolfo	S	32,066	71	Lutezio	Lu	174,967
17	Cloro	Cl	35,4527	72	Afinio	Hf	178,49
18	Argo	Ar	39,948	73	Tantalio	Ta	180,9479
19	Potassio	K	39,0983	74	Wolframio	W	183,84
20	Calcio	Ca	40,078	75	Renio	Re	186,207
21	Scandio	Sc	44,955910	76	Osmio	Os	190,23
22	Titanio	Ti	47,867	77	Iridio	Ir	192,217
23	Vanadio	V	50,9415	78	Platino	Pt	195,08
24	Cromo	Cr	51,9961	79	Oro	Au	196,96654
25	Manganese	Mn	54,93805	80	Mercurio	Hg	200,59
26	Ferro	Fe	55,845	81	Tallio	Tl	204,3833
27	Cobalto	Co	58,93320	82	Piombo	Pb	207,2
28	Nichelio	Ni	58,6934	83	Bismuto	Bi	208,98037
29	Rame	Cu	63,546	84	Polonio	Po	(209)
30	Zinco	Zn	65,39	85	Astato	At	(210)
31	Gallio	Ga	69,723	86	Rado	Rn	(222)
32	Germanio	Ge	72,61	87	Francio	Fr	(223)
33	Arsenico	As	74,92159	88	Radio-226	Ra	226,0254
34	Selenio	Se	78,96	89	Attinio	Ac	(227)
35	Bromo	Br	79,904	90	Torio	Th	232,0381
36	Criptio	Kr	83,80	91	Protoattinio	Pa	231,03588
37	Rubidio	Rb	85,4678	92	Uranio	U	238,0289
38	Stronzio	Sr	87,62	93	Nettunio	Np	237,0482
39	Ittrio	Y	88,90585	94	Plutonio-244	Pu	244,0642
40	Zirconio	Zr	91,224	95	Americio-243	Am	243,0614
41	Niobio	Nb	92,90638	96	Curio-247	Cm	247,0703
42	Molibdeno	Mo	95,94	97	Berkelio-247	Bk	247,0703
43	Tecnezio-99	Tc	98,9063	98	Californio-251	Cf	251,0796
44	Rutenio	Ru	101,07	99	Einsteinio	Es	(254)
45	Rodio	Rh	102,90550	100	Fermio	Fm	(257)
46	Palladio	Pd	106,42	101	Mendelevio	Md	(258)
47	Argento	Ag	107,8682	102	Nobelio	No	(259)
48	Cadmio	Cd	112,411	103	Laurenzio	Lr	(260)
49	Indio	In	114,818	104	Rutherfordio	Rf	(261)
50	Stagno	Sn	118,710	105	Dubnio	Db	(262)
51	Antimonio	Sb	121,757	106	Seaborgio	Sg	(266)
52	Tellurio	Te	127,60	107	Bohrio	Bh	(262)
53	Iodio	I	126,90447	108	Hassio	Hs	(265)
54	Xeno	Xe	131,29	109	Meitnerio	Mt	(266)
55	Cesio	Cs	132,90543				

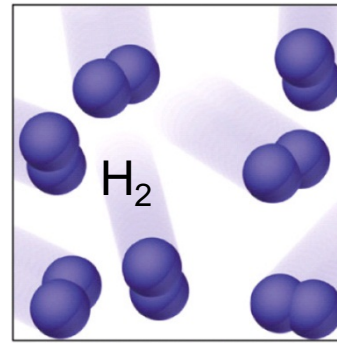
- Attualmente sono noti 115 elementi
- La maggioranza degli elementi fu scoperta tra il 1735 e il 1843 a seguito degli avanzamenti delle tecniche di separazione dei composti. La maggior parte delle scoperte dopo il 1925 si riferisce ad elementi radioattivi o preparati “artificialmente” dall’uomo.
- I simboli (una o due lettere) che identificano gli elementi sono di origine storica e hanno varie derivazioni.
- Ad ogni simbolo corrispondono più atomi di numero atomico (numero di protoni) caratteristico (isotopi).
- La massa atomica esprime la massa pesata degli isotopi di un elemento.



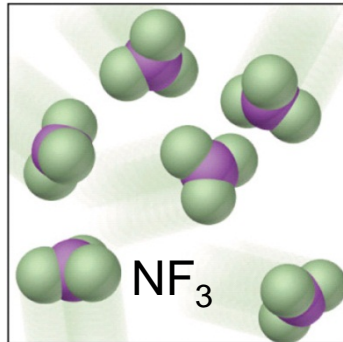
Organizzazione Atomica, Molecolare, Polimerica



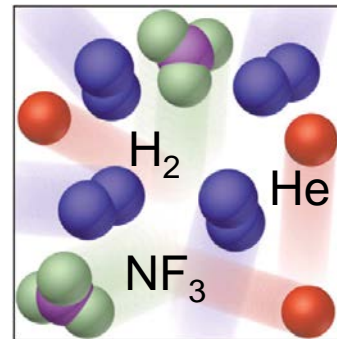
**A. Atomi singoli
di un elemento**



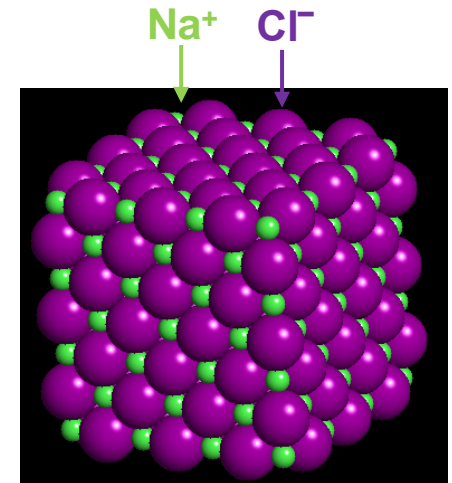
**B. Molecole biatomiche
di un elemento**



**C. Molecole
tetraatomiche di
un composto**



**D. Miscela di due elementi
ed un composto**



**E. Solido ionico
(aggregato di ioni + e -)**



Composti

Un composto è una sostanza formata a livello microscopico da due o più elementi che sono chimicamente combinati.

Un composto non è semplicemente una mescolanza di elementi; gli **atomi** sono **legati da legami chimici**, con formazione di un **aggregato stabile** (una nuova **sostanza**) e **ordinato spazialmente**.

Esempi: acqua (H_2O), ammoniaca (NH_3), biossido di carbonio (CO_2).

Il rapporto in massa tra gli elementi in un composto è fisso (salvo eccezioni, quali i *composti non stechiometrici*).

Esempio: L'ammoniaca, NH_3 , ha un rapporto di massa fisso di 14 parti di azoto (N) per 3 parti di idrogeno (H).

Non importa quanto composto si analizza (1 singola molecola, 1 grammo o 1 tonnellata), la composizione non varia!



Composti – Molecole e loro Strutture

- La Chimica implica lo studio delle proprietà e comportamento della materia a bassa temperatura ($t < 3000^{\circ}\text{C}$) e quindi si interessa dell'aggregazione e disaggregazione di **atomi** in composti.
- Le interazioni chimiche di un numero limitato di atomi portano alla formare di aggregati stabili (**molecole** - tenute assieme da **legami chimici direzionali** in grado di orientare gli atomi nello spazio) aventi geometrie specifiche (**strutture chimiche**).



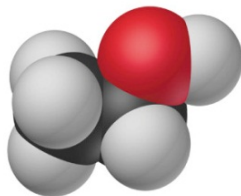
Ossigeno O_2



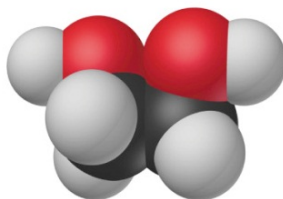
Acqua (H_2O)



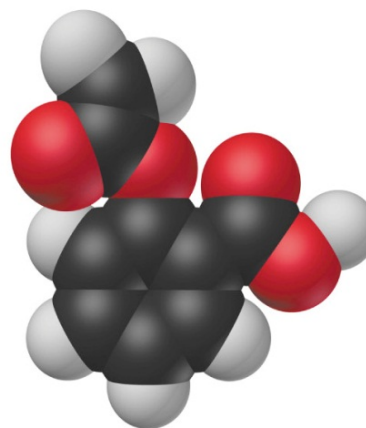
biossido di carbonio (CO_2)



Etanolo ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)

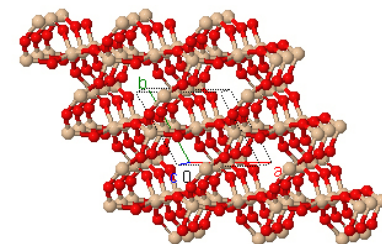


glicol etilenico (CH_2OH)₂



Aspirina ($\text{C}_8\text{H}_8\text{O}_4$)

Legenda: C grigio scuro
H grigio chiaro
O rosso
Si crema



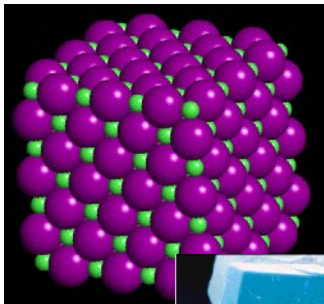
(SiO_2)_n



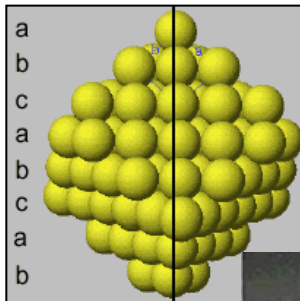
Composti Monomerici e Polimerici

- L'aggregazione, però, può alternatively implicare una **forte interazione tra un numero molto elevato di atomi**.
- L'aggregato diventa una molecola gigante (**macromolecola**) o addirittura occupa zone macroscopiche di spazio (**solidi cristallini ionici, metallici e covalenti**)

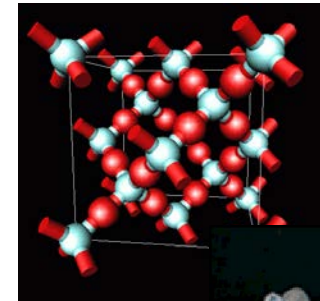
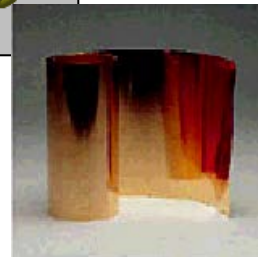
*Visione **microscopica***



solido
ionico
NaCl



solido
metallico
Cu



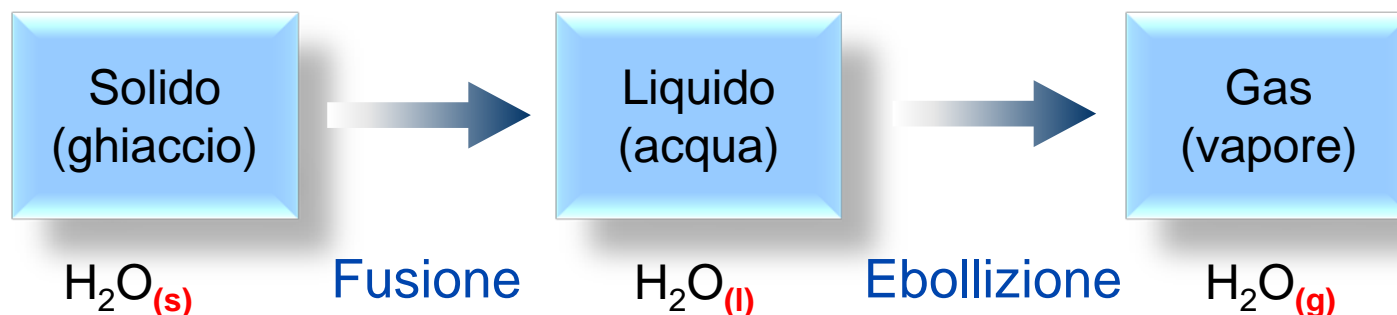
solido
covalente
SiO₂



*Visione **macroscopica***



- La materia subisce trasformazioni fisiche e chimiche.
 - Una trasformazione fisica implica una variazione in una o più proprietà fisiche ma non cambio di composizione.



- Una trasformazione chimica cambia una sostanza in una o più nuove sostanze.

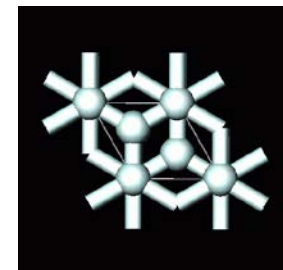
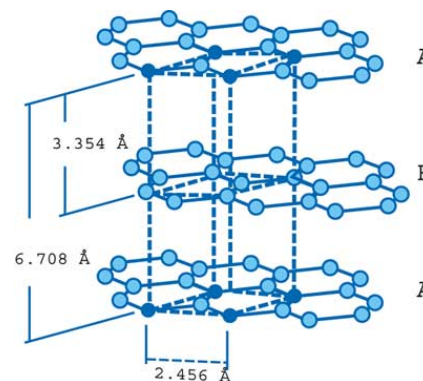




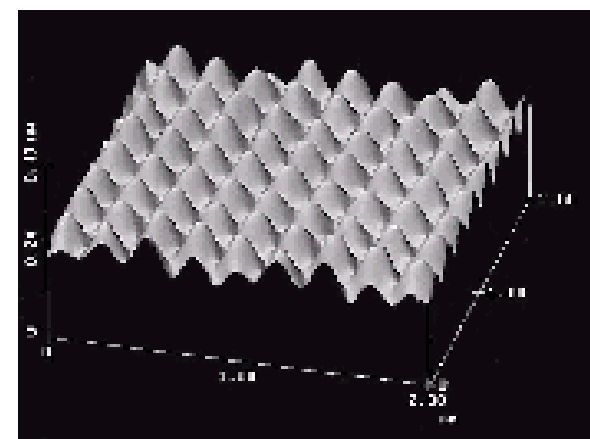
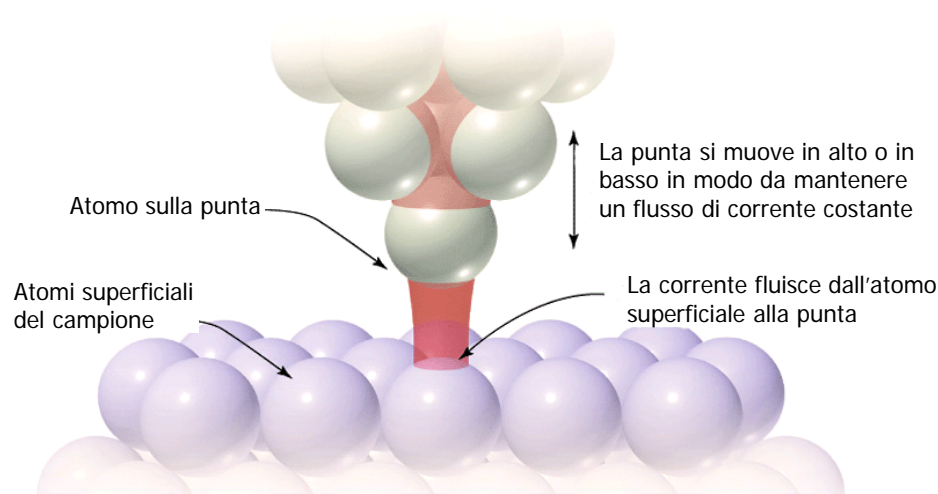
Visualizzazione di Atomi sulle Superfici di Solidi (STM o AFM)

10

- Da oltre vent'anni è possibile visualizzare gli atomi sulla superficie dei solidi, identificandone la sequenza e la natura.
- Le tecniche più consolidate al proposito sono la Microscopia a Scansione (STM) e la Microscopia a Forza Atomica (AFM)



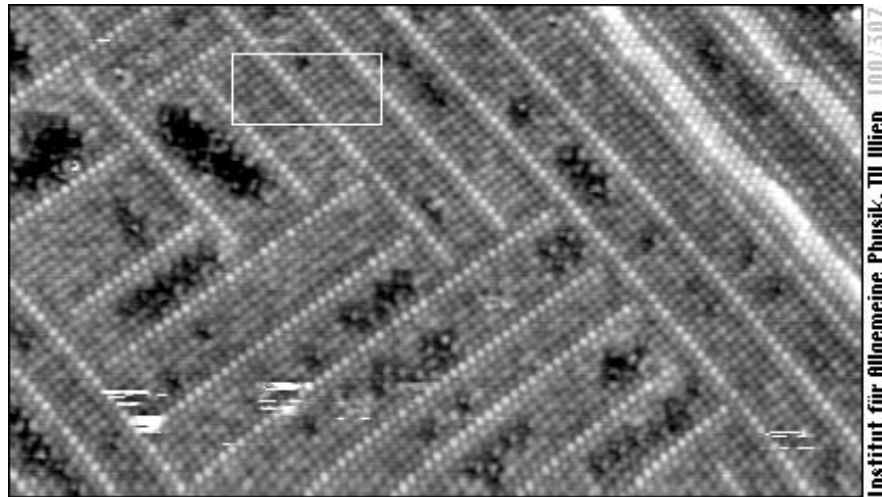
Grafite C sp^2



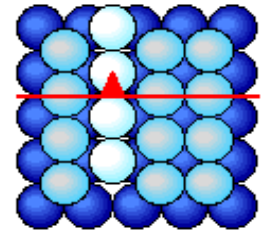
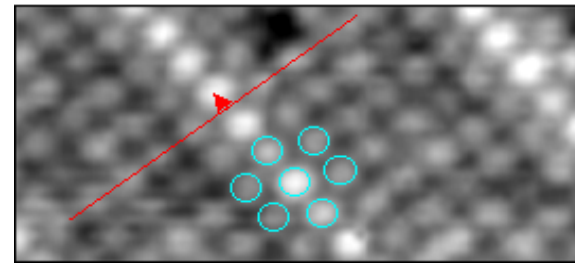
Atomi ordinati sulla superficie della grafite (analisi STM)



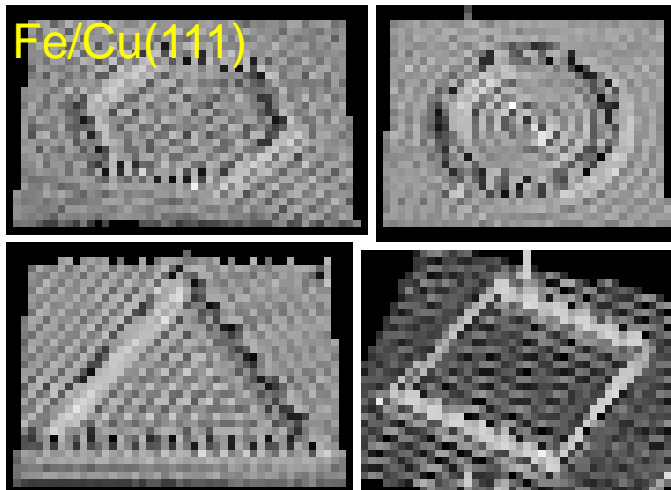
Ordine Atomico sulle Superficie dei Solidi



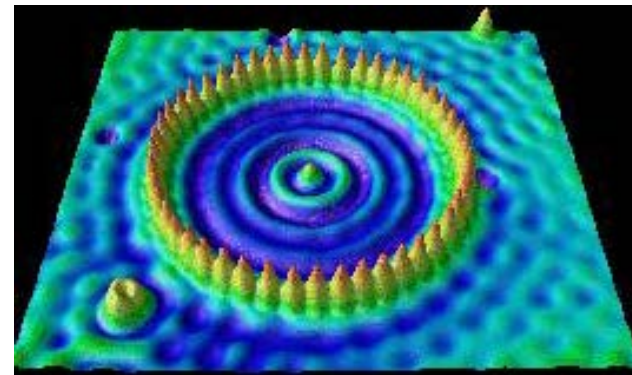
Lega Pt-Ni
Orientamento (100)



Fe/Cu(111)



Confinamento di elettroni in “quantum corrals” alla superficie di metalli. Onde stazionarie di Interferenza.



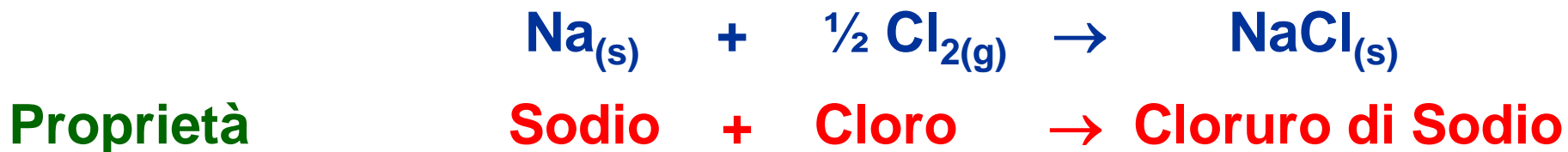
M.F. Crommie et al., Surf. Rev. Lett. 2, 127 (1995)



Reazioni Chimiche: Riaggregazioni di Atomi a Dare Composti con Diverse Proprietà

12

Direzione della spontaneità
→

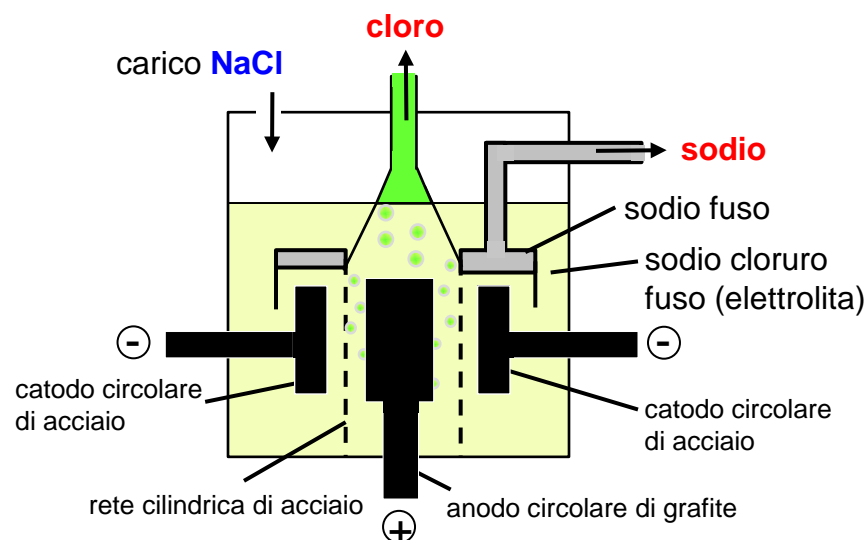
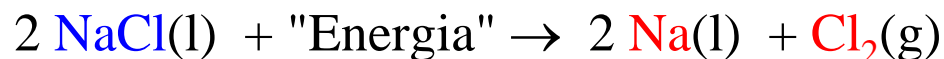


Punto di fusione (°C)	97.8	-101	801
Punto di ebolliz. (°C)	881.4	-34	1413
Colore	metallico	giallo-verde	incolore (bianco)
Densità ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$)	0.97	0.0032	2.16
Comportamento in H_2O	reagisce	si scioglie poco	si scioglie molto

Prodotto stabile in natura

Elettrolisi industriale (processo di sintesi a 800°C):

- Preparazione di sodio e cloro (*composti sintetici*) da NaCl fuso:



Schematizzazione della cella:





Una miscela è un insieme di due o più elementi e/o composti che sono solo fisicamente interconnessi.

I componenti non sono chimicamente legati (**interazioni deboli**).

Il rapporto di massa dei composti può variare ampiamente.

Esempi:

Una miscela di cloruro di calcio ed acqua può avere qualsiasi arbitraria proporzione tra i due componenti.

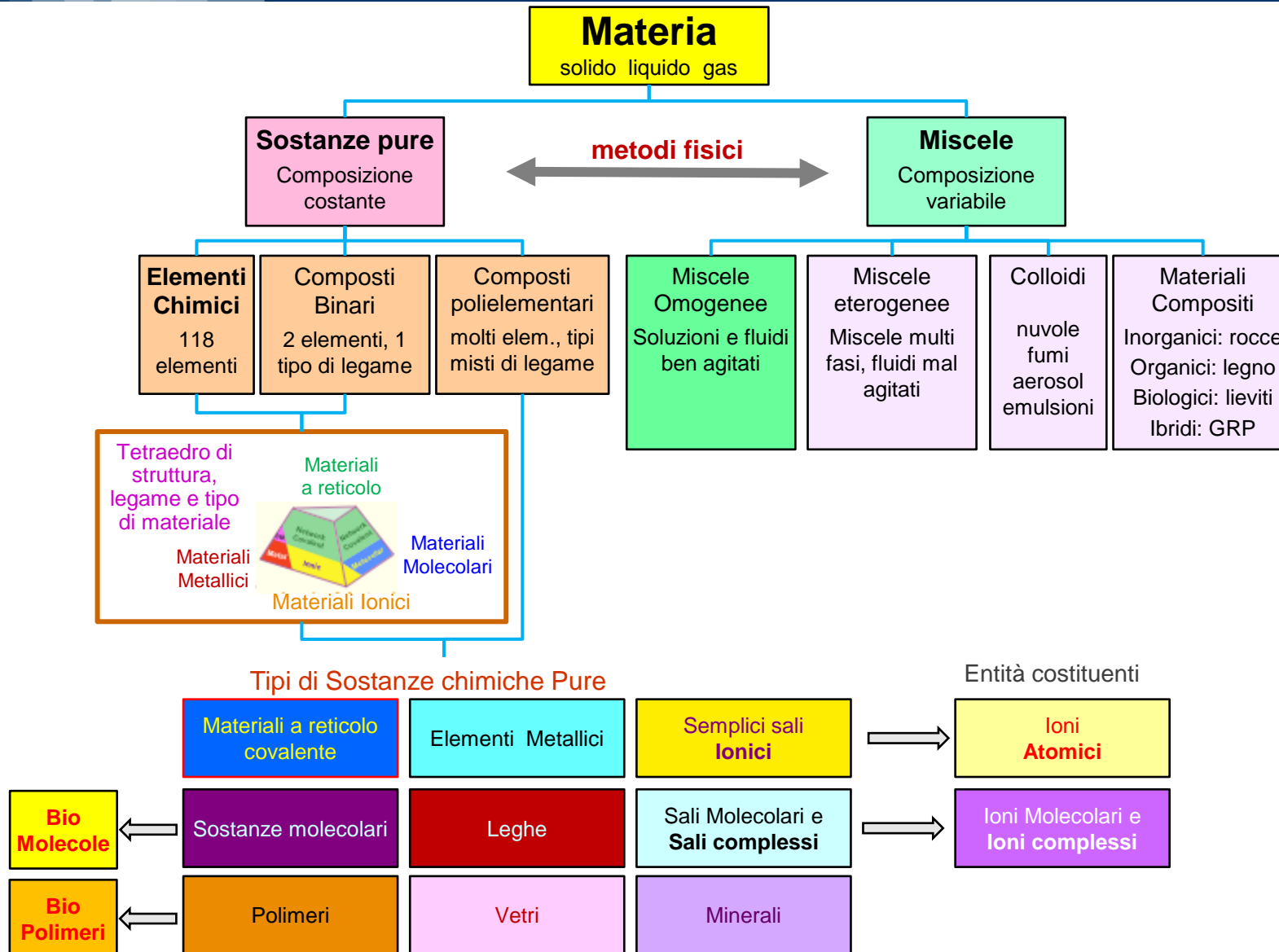
Il sale da cucina (NaCl) si scioglie in acqua a 20 °C fino ad un massimo di 35.7 g /100 mL.

N.B.: Su scala atomica, i componenti elementari e molecolari esistono come unità individuali.

Una miscela conserva molte delle proprietà dei componenti di cui è fatta.



Classificazione della Materia





Le Tre Principali Tipologie di Organizzazione Atomica

16



Sodio solido, Na

Solido Metallico

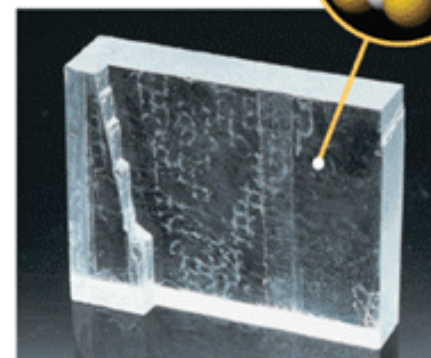


+



Cloro gassoso Cl₂

Molecola



Cloruro di sodio solido, NaCl

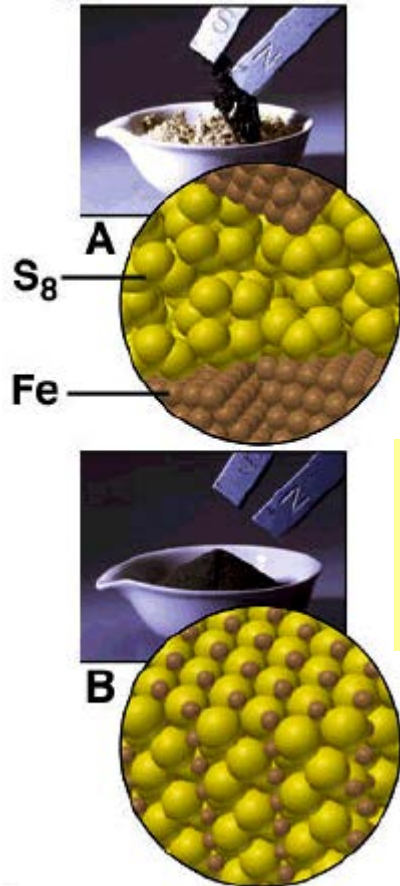
Solido ionico



Kotz, Treichel, Townsend
Chimica
EdiSES



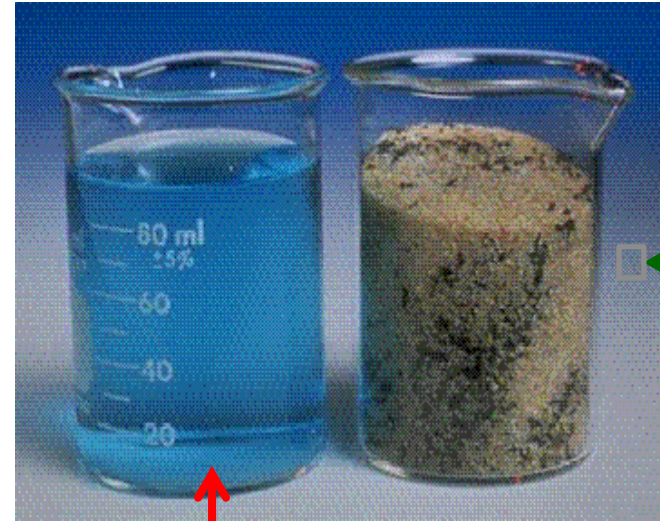
Distinzione tra Miscele e Composti



A = miscela
fisica di ferro e
zolfo ($\text{Fe} + \text{S}_8$)

B = composto di
ferro e zolfo
(pirite FeS_2)

Il ferro, contenuto come metallo nel primo sistema si separa con un magnete ma non nel secondo sistema (Fe legato).



Miscele Omogenee (Soluzioni) -
composte di una sola fase (soluzione di
 CuSO_4 in H_2O)

Miscele Eterogenee - distribuzione
non-uniforme di componenti ($\text{MnO}_2 +$
 MnSO_4)



Purificazione dell'acqua da particelle sospese (per filtrazione su carta o ultrafiltrazione)

18

Purificazione di
acque da fanghi



(a)



(b)

Purificazione dell'acqua tramite filtrazione. (a) Esperienza di laboratorio. Un bicchiere pieno d'acqua fangosa è filtrato attraverso una carta da filtro, così da rimuovere fango e particelle sospese. (b) Impianto di trattamento acque con filtri industriali per rimuovere le particelle sospese.



(a)

$\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$,
soluzione
limpida

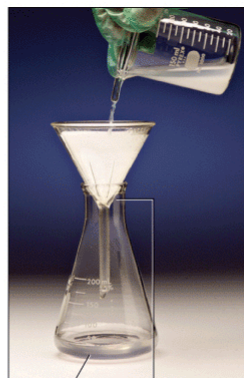
$\text{BaCl}_2(\text{aq})$,
soluzione
limpida



(b)

$\text{BaSO}_4(\text{s})$,
solido
bianco

$\text{NaCl}(\text{aq})$,
soluzione
limpida



(c)

$\text{NaCl}(\text{aq})$,
soluzione
limpida

$\text{BaSO}_4(\text{s})$,
solido bianco
trattenuto dal filtro



(d)

Carta da filtro pesata

Analisi dello ione Bario^{2+}
per precipitazione con ioni
solfato a dare BaSO_4 solido



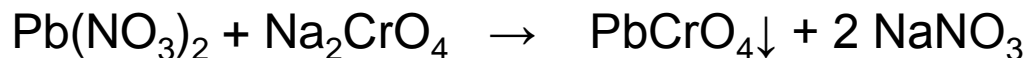
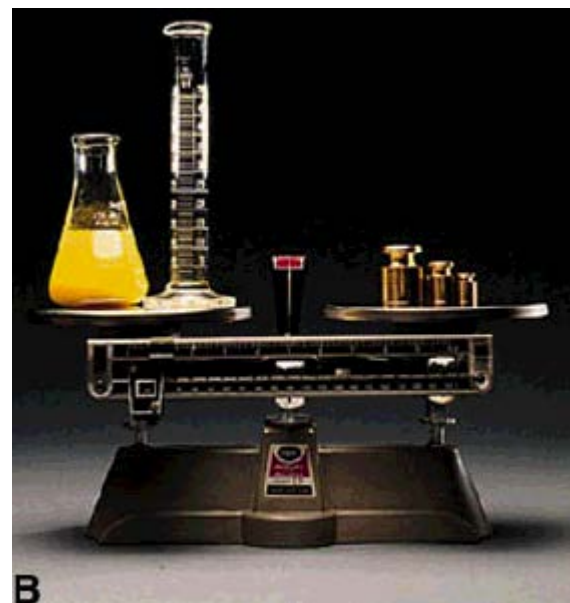
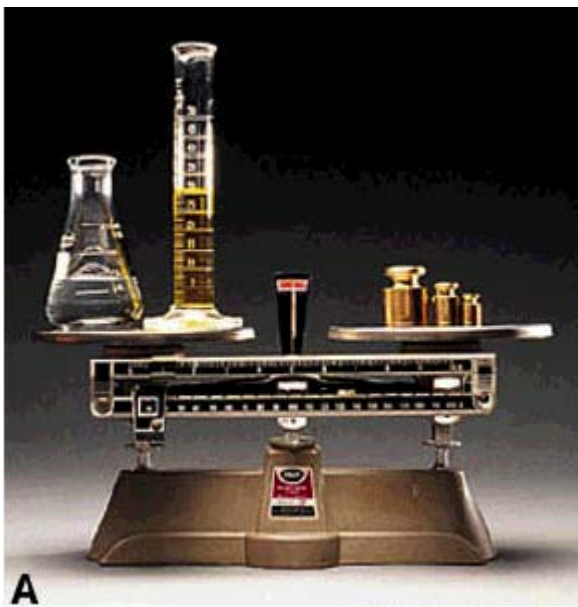
John Dalton (1766-1844) effettuò le seguenti due osservazioni che portarono alla teoria atomica della materia:

- 1. La legge della conservazione della massa.**
- 2. La legge della composizione definita.**

Conservazione della Massa

In una reazione chimica la massa si conserva, indipendentemente dalla sua complessità.

In figura del nitrato di piombo e del cromato di sodio vengono mescolati per formare il cromato di piombo (precipitato giallo) e nitrato di sodio (soluzione incolore). Come risultato della reazione non si osserva variazione nella massa totale.





Legge della Composizione Definita

Indipendentemente dall'origine di un composto, la % in massa di ciascuno degli elementi costituenti è sempre la stessa.

La % in massa di un elemento è la percentuale sulla massa totale di una certa quantità di un composto dovuta a quell'elemento.

Esempio : un campione di 20.0 g di carbonato di calcio contiene:

	Massa	Frazione di massa	Percentuale di massa
	8.0 g calcio	0.40 calcio	40% calcio
	2.4 g carbonio	0.12 carbonio	12% carbonio
	9.6 g ossigeno	0.48 ossigeno	48% ossigeno
totale	20.0 g	1.00 parte in massa	100% in massa



Teoria Atomica di Dalton

Dalton fu il primo a proporre una teoria atomica basata sui seguenti quattro postulati:

- Tutta la materia è formata da atomi: particelle piccole, indivisibili di un elemento che non possono essere create o distrutte.
- Gli atomi di un elemento non si possono convertire in altri.
- Gli atomi di un elemento sono identici in massa e in altre proprietà ma differenti dagli atomi di qualsiasi altro elemento.
- I composti derivano da una combinazione chimica di uno specifico rapporto di atomi di differenti elementi.

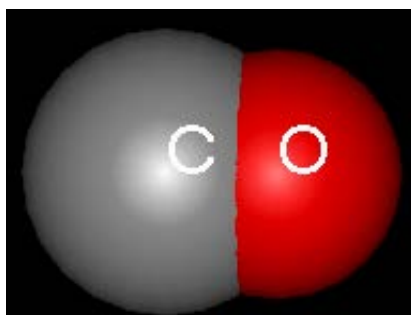


Sunto delle Leggi sulla Massa

- **Conservazione della massa** : Gli atomi non si possono creare o distruggere. Per cui una reazione chimica provoca solo una ristrutturazione di atomi e non cambia la massa complessiva.
- **Composizione definita** : Un composto è una combinazione di atomi diversi in un rapporto specifico, ognuno con la sua massa particolare. Pertanto, ogni elemento nel composto è presente in una frazione fissa della massa totale.
- **Proporzioni multiple** : gli atomi di un elemento posseggono la stessa massa e sono indivisibili. Perciò, gli atomi si combinano a formare composti in particolari rapporti numerici.

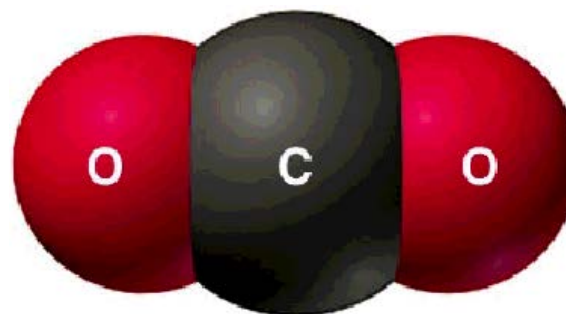


C 42.88 % O 57.12 %



**Ossido di Carbonio(II)
(monossido di carbonio)**

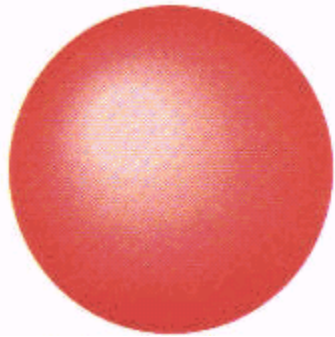
C 27.29 % O 72.71 %



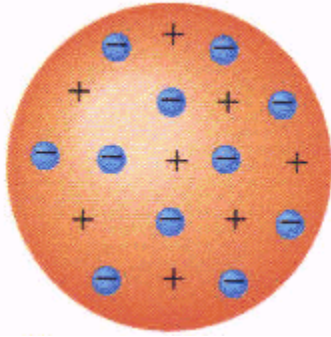
**Ossido di Carbonio(IV)
(biossido di carbonio
o
anidride carbonica)**



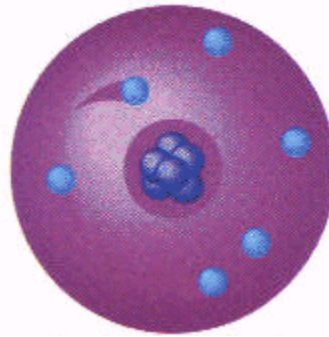
Evoluzione delle Teorie sull'Atomo



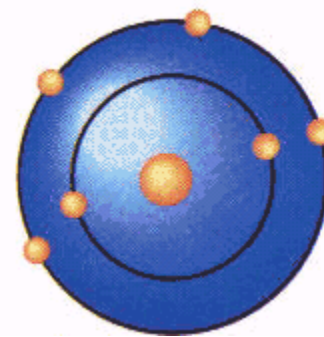
Dalton, 1807
(modello palla
da biliardo)



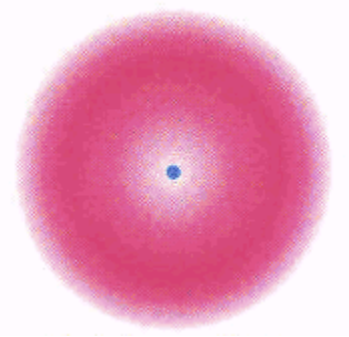
Thomson, 1903
(modello a
panettone)



Rutherford, 1911
(modello nucleare)



Bohr, 1913
(modello planetario)



Schrödinger, 1926
(modello a nuvola
elettronica)



Il Modello dell'Atomo con Nucleo

- Scoperta dell'elettrone (raggi catodici - W. Crookes)
- Carica dell'elettrone (esperimenti con gocce d'olio - Millikan)
- Nucleo atomico (diffrazione raggi X - E. Rutherford)

L'atomo è una particella sferica elettricamente neutra composta da un nucleo centrale caricato positivamente circondato da uno o più elettroni carichi negativamente.

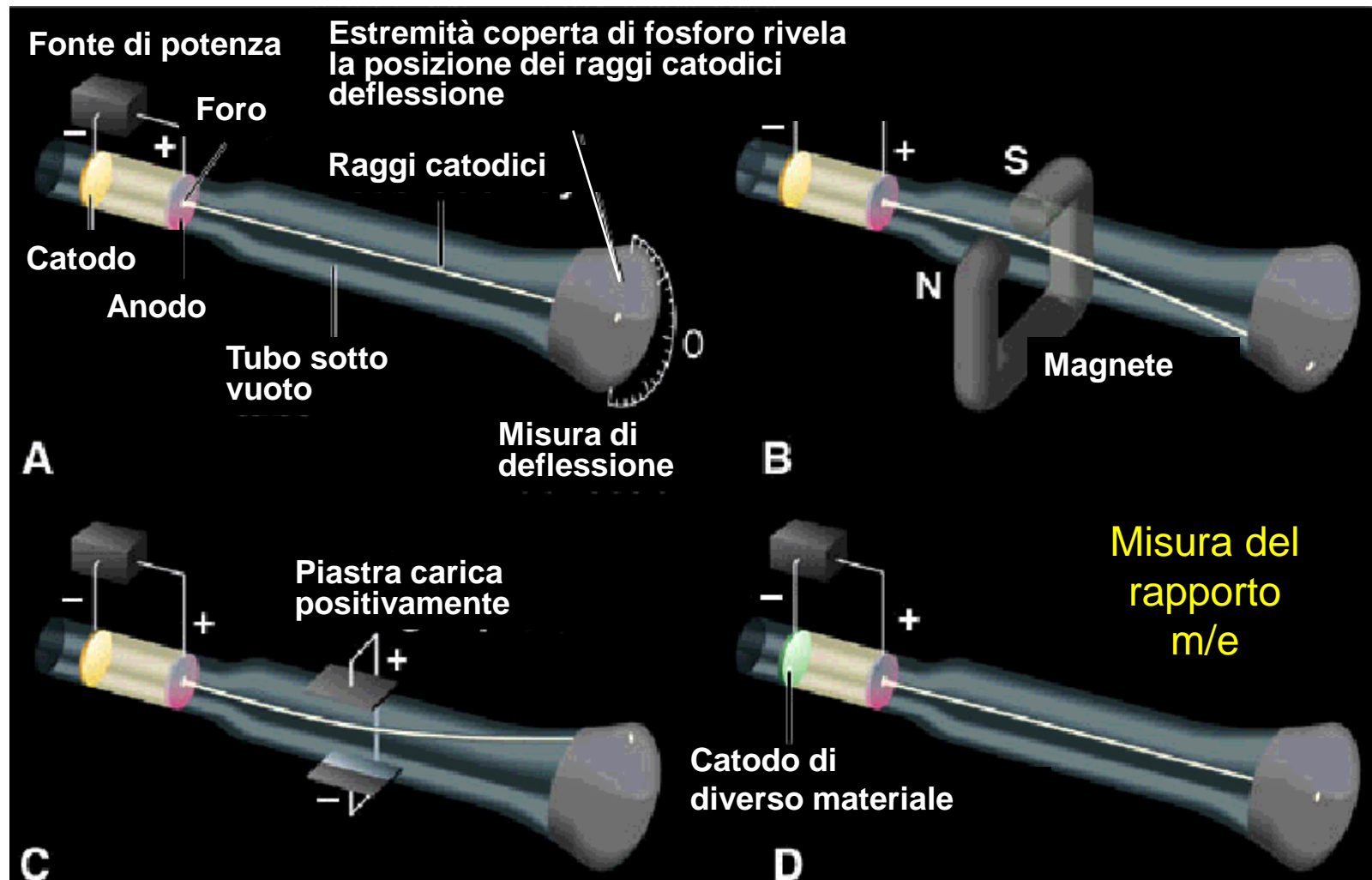
Gli elettroni si muovono rapidamente attorno al nucleo, mentre il nucleo è praticamente stazionario.

L'elettrone carico negativamente è legato al nucleo mediante forze elettrostatiche

Il nucleo è estremamente denso: contribuisce per il 99.97 % della massa atomica ma solo a $1/10^{11}$ del suo volume.

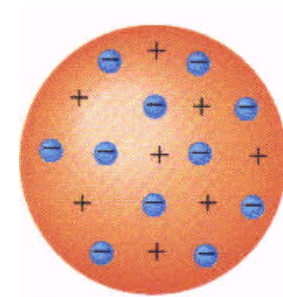


Raggi Catodici (e^-) ed Esperimento di Thompson



Il Modello “Plum Pudding”

- Le particelle cariche negativamente emesse dai catodi erano identiche nel loro comportamento indipendentemente dal metallo costituente l'atomo.
- Thomson diede a queste particelle il nome di **elettroni** e si convinse che erano parte di tutti gli atomi.
- All'inizio del 20 secolo Thomson rivide così l'idea dell'atomo includendo gli elettroni. Questo modello fu chiamato “plum- pudding” perché gli elettroni negativi erano immersi in un intorno positivo come l'uvetta in un panettone!
- Successivamente Millikan riuscì a determinare la carica posseduta dall'elettrone e quindi la sua massa, che risultò piccolissima.



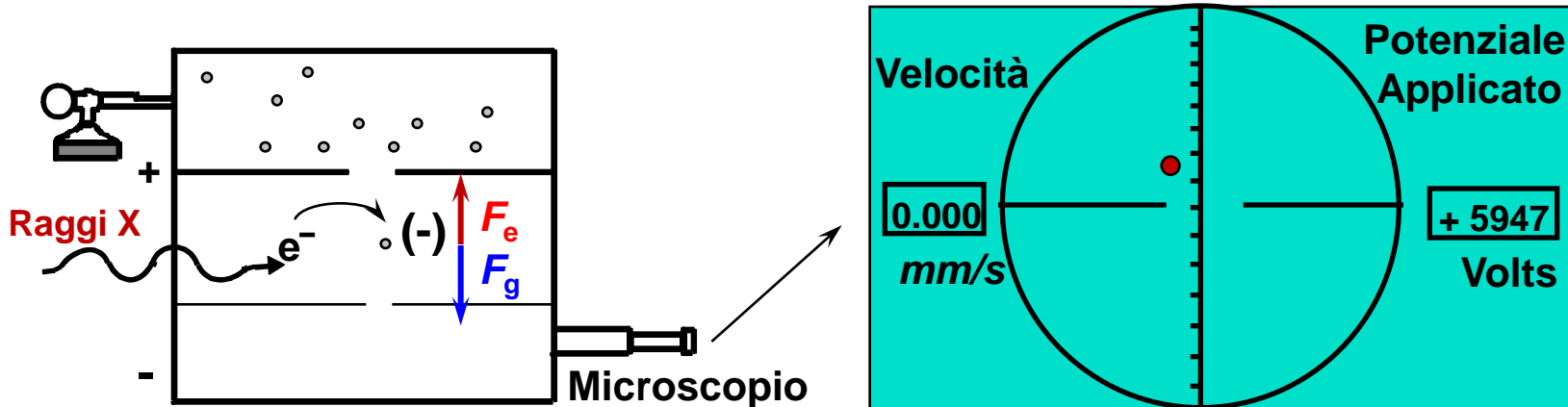


Esperienza di Millikan

Forza gravitazionale (F_g)

$$m \times g = n \times e \times E$$

Forza elettrostatica (F_e)



caduta di gocce d'olio cariche negativamente nel campo gravitazionale terrestre in presenza di un campo elettrico variabile che ne contrasta la caduta :
Si determina m dalla velocità terminale di caduta

$$e = 1.602 \times 10^{-19} \text{ coulomb (C)}$$

$$\text{Rapporto massa/carica} = 5.686 \times 10^{-12} \text{ kg} \cdot \text{C}^{-1*}$$

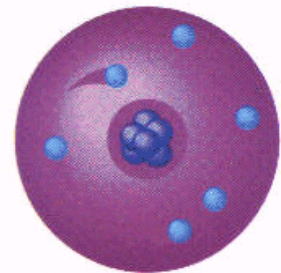
$$\text{massa} = \frac{\text{massa}}{\text{carica}} \times \text{carica} = 9.109 \times 10^{-28} \text{ kg}$$

* Misurato da Thompson nel 1897



Il Modello Nucleare

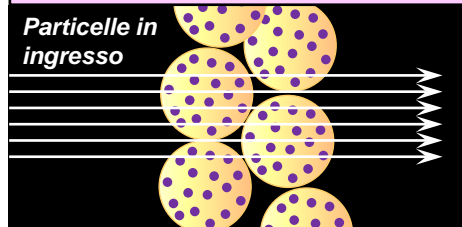
- Solo otto anni dopo che Thomson aveva introdotto il suo modello, Ernest Rutherford dimostrò che la carica positiva, anziché essere diffusa uniformemente nell'atomo, era concentrata in un piccolo cuore centrale, che chiamò **nucleo**.
- Rutherford scoprì altre cose sul nucleo.
 - Il nucleo di ogni atomo contiene esattamente tante cariche positive da bilanciare le cariche negative di tutti gli elettroni.
 - Da quanto noto da Thomson e Mulliken sulla massa dell'elettrone risultava che tutti gli elettroni messi assieme spiegavano meno di 1/1000 della massa dell'atomo!
 - Tutta la massa restante era concentrata nel nucleo.
 - In dimensione, il diametro del nucleo era circa 1/10 000 del diametro dell'atomo.





Esperimento di Rutherford

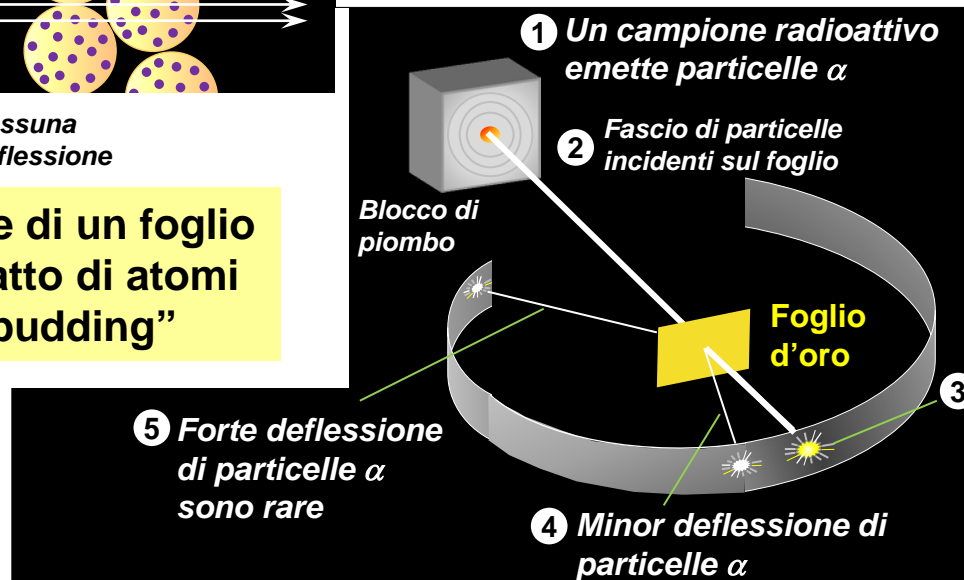
A Ipotesi: Risultato atteso in base al modello "plug pudding"



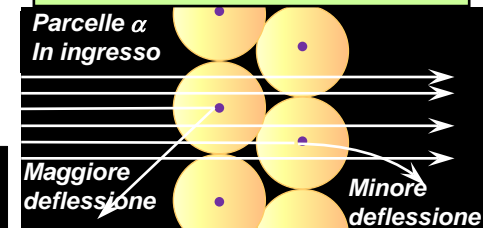
Nessuna deflessione

Sezione di un foglio d'oro fatto di atomi "plum pudding"

B Esperimento



C Risultato trovato



Sezione di un foglio d'oro fatto di atomi con un nucleo piccolo massivo e positivo

Lampi di luce prodotti quando le particelle α collidono sullo schermo di solfuro di zinco indicano che la maggior parte di esse passano quasi senza deflessione

$$R \approx R_0 A^{1/3}$$

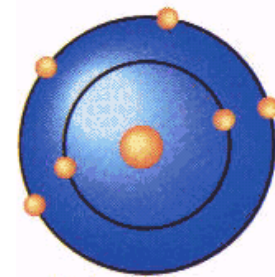
- dipende poco da A
(numero di nucleoni
nel nucleo)

$$R_0 \approx 1.2 \times 10^{-15} \text{ m} = 1.2 \text{ fm}$$

$$R\left({}^{238}_{92}\text{U}\right) \approx 1.2 \text{ fm} \cdot (238)^{1/3} = 7.4 \text{ fm}$$

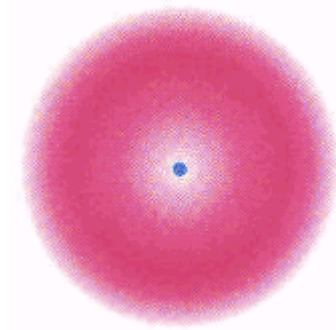
Il Modello Planetario

- Il modello di Rutherford portava a ritenere che gli elettroni orbitassero in qualche modo attorno al nucleo positivo. Ma la fisica classica aveva scoperto che un oggetto *carico* non può avere un'orbita stabile attorno ad una carica di segno opposto. La carica orbitante cadrebbe a spirale sul centro, irraggiando energia.
- Per cui, cosa impedisce agli elettroni di essere “catturati” dal nucleo?
- Niels Bohr propose una nuova ipotesi. Applicò la teoria dei quanti di energia recentemente sviluppata per l'atomo di idrogeno.
- In base alla **teoria quantistica**, l'**energia**, come la materia, si presenta **in quantità discrete**. Gli elettroni sono stabili in certe orbite, ma non possono esistere tra le orbite.



Il Modello della Nuvola Elettronica

- Il modello di Bohr fornì buoni risultati per l'atomo H (e gli atomi idrogenoidi) ma non per i cosiddetti atomi **plurielettronici**.
- Nel 1926 Erwin Schrödinger sostituì le orbite di Bohr con un **modello quanto-meccanico** in cui gli elettroni continuano ad avere energie definite, ma non distanze definite dal nucleo.
- Un elettrone con una energia particolare (livello energetico) ha una maggiore probabilità di trovarsi ad una certa distanza dal nucleo, ma può trovarsi anche ad altre distanze. In effetti, non si ha modo di determinare esattamente dove è o quanto velocemente si muova!
- L'orbita definita della piccola particella in esame (l'elettrone) venne così sostituita da una regione di spazio tipo nuvola in cui un elettrone con una particolare energia è confinato.
- La nube è più densa dove l'elettrone è *più probabile* che si trovi.





Struttura dell'Atomo

34

m_p = massa protone = $1.007277 u$

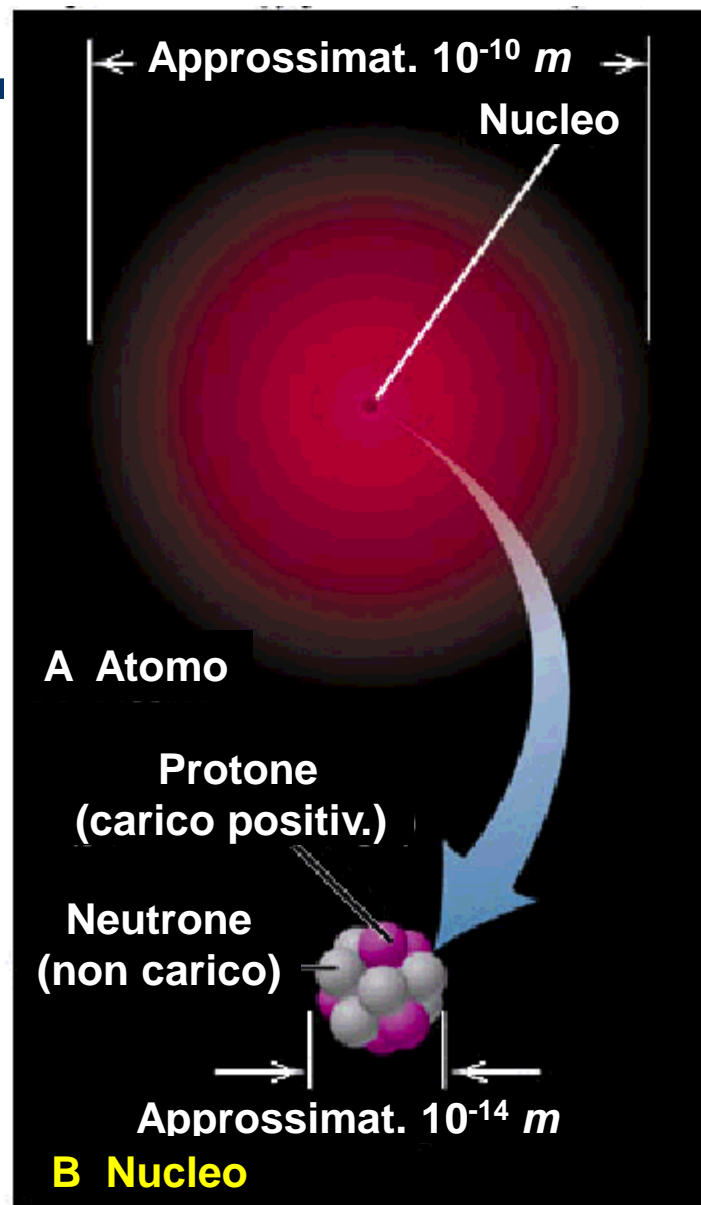
m_n = massa neutrone = $1.008665 u$

m_e = massa elettrone = $0.000549 u$

Unità di Massa $1 u \equiv \frac{M_{12}^{12}C}{12}$

$$= 1.66054 \times 10^{-27} kg$$

$$= 931.49 MeV / c^2$$





Nome (simbolo)	Carica		Massa		Localiz. nell'atomo
	Relativa	Assoluta (C)*	Relativa (amu) [†]	Assoluta (kg)	
Protone (p ⁺)	1+	+1.60218×10 ⁻¹⁹	1.00727	1.67262×10 ⁻²⁷	Nucleo
Neutrone (n ⁰)	0	0	1.00866	1.67493×10 ⁻²⁷	Nucleo
Elettrone (e ⁻)	1-	-1.60218×10 ⁻¹⁹	0.00054858	9.10939×10 ⁻³¹	Fuori del nucleo

*Il coulomb (C) è l'unità di carica elettrica del sistema SI.

[†]L'unità di massa atomica (amu = u) è pari a 1.66054×10⁻²⁴ g.

Densità del nucleo

$$\rho = \frac{M}{\frac{4}{3}\pi R^3} \approx \frac{A \cdot (1u)}{\frac{4}{3}\pi R_0^3 A} = \frac{1u}{\frac{4}{3}\pi R_0^3} = \frac{1.66 \times 10^{-27} \text{ kg}}{\frac{4}{3}\pi (1.2 \times 10^{-15} \text{ m})^3} = 2.3 \times 10^{17} \text{ kg} / \text{m}^3 \quad \text{!}$$



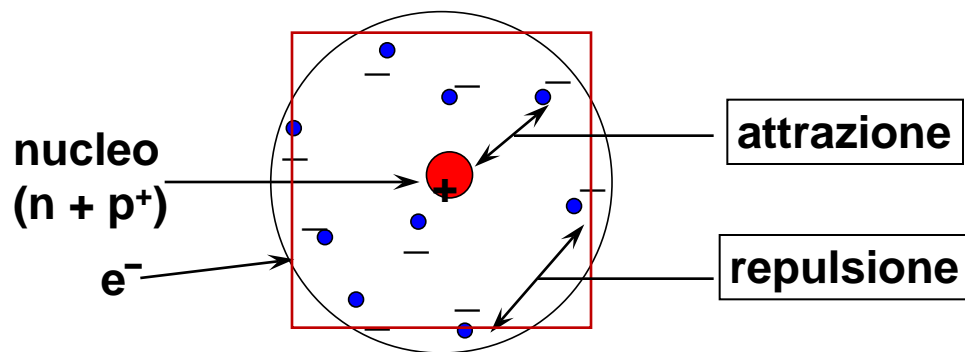
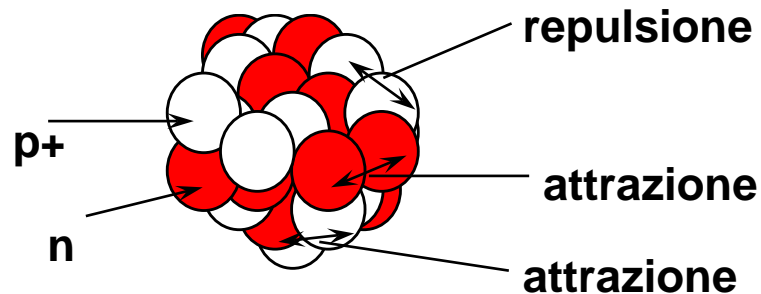
Struttura del Nucleo

- Il nucleo consiste di protoni (p^+) e neutroni (n^0) [eccetto che per il nucleo dell'atomo di idrogeno ${}^1_1\text{H}$ che consiste solo di un protone].
- I protoni hanno carica +1, mentre i neutroni non hanno carica. La carica del nucleo corrisponde alla somma delle cariche dei protoni contenuti.
- La quantità di carica portata da un protone è esattamente la stessa di quella di un singolo elettrone (e^-), ma il segno della carica è opposto.
- Il numero di protoni contenuti in un atomo uguaglia il numero di elettroni che circondano il nucleo. Pertanto, l'atomo è complessivamente neutro.

Aggregazioni di Particelle e Interazioni

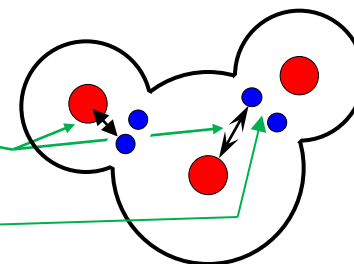
Nucleo (Interazioni particelle nucleari) L'energia che li tiene assieme è l'energia nucleare

Simbolo: ${}^A_Z X$



Atomo (interazioni nuclei-elettroni)
L'energia che li tiene assieme è l'attrazione elettrostatica

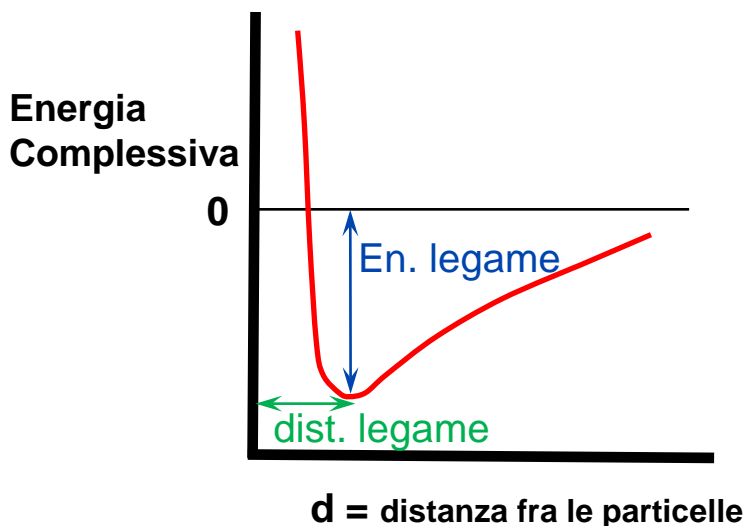
Molecola (interazioni nuclei di vari atomi con elettroni)
L'energia che li tiene assieme è dovuta ai legami chimici





Energia di Legame tra Particelle e Distanza di Legame

38



"D" ($p^+ + n + e^-$)

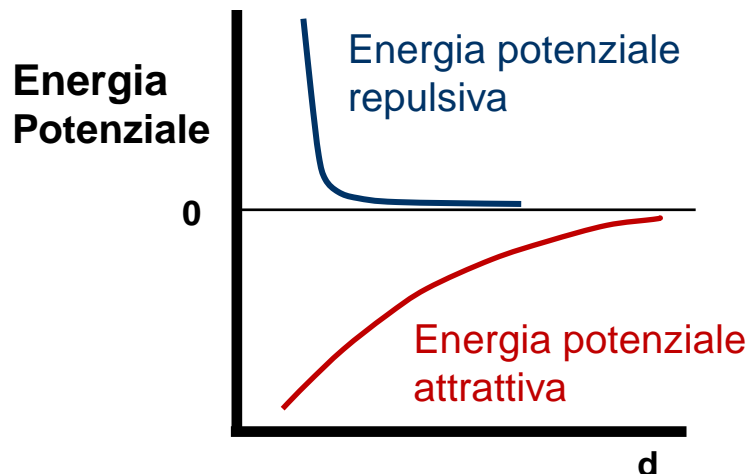
Nucleare

Energia nucleare = $2.4 \times 10^8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
Distanza di legame nucleare = 10^{-15} m

H-H ($2 p^+ + 2 e^-$)

Chimica

Energia di legame = $431 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
Distanza di legame = $0.75 \times 10^{-10} \text{ m}$



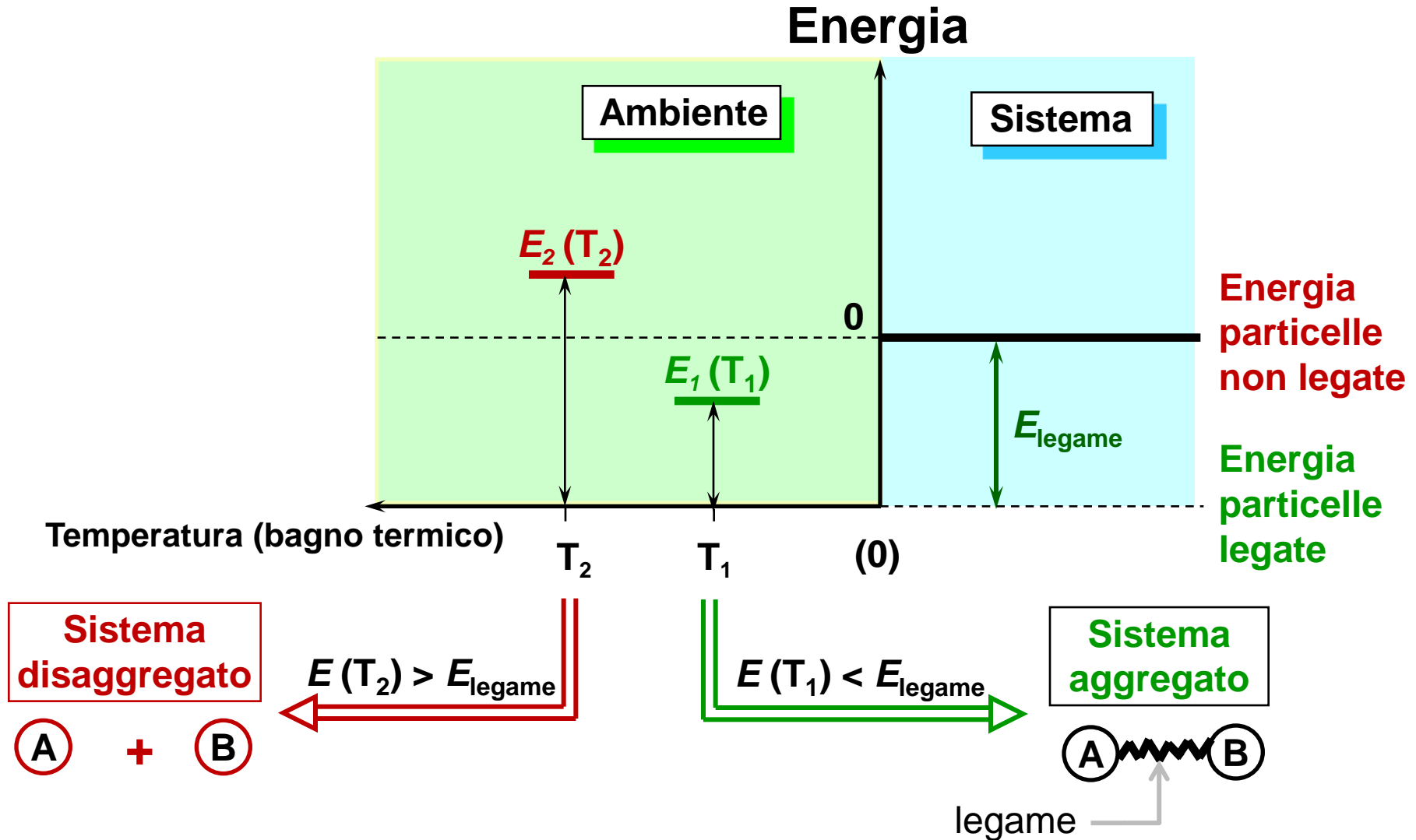
H₂---H₂

Interazione

Energia di interazione = $2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
Distanza di interazione = $2.0 \times 10^{-10} \text{ m}$

Legame tra Particelle (A e B) – Energia di Legame vs. Temperatura (T)

39





I Legami più Importanti tra Particelle

"D" o ^2H (p + n + e)

Interazioni forti nucleari

Energia nucleare = $2.4 \times 10^8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Distanza di legame nucleare = 10^{-15} m

H-H (2 p + 2 e)

Legami chimici

Energia di legame = $431 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

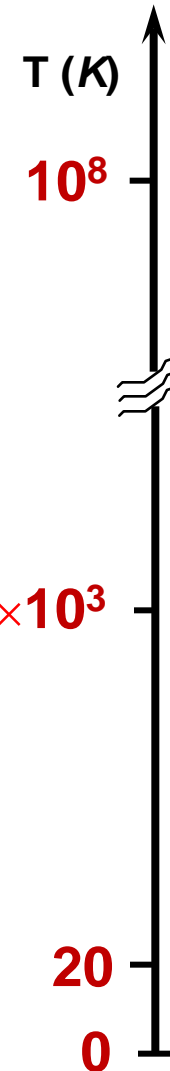
Distanza di legame = $0.56 \times 10^{-10} \text{ m}$

$\text{H}_2\cdots\text{H}_2$

Legami di Van der Waals

Energia di interazione = $2 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

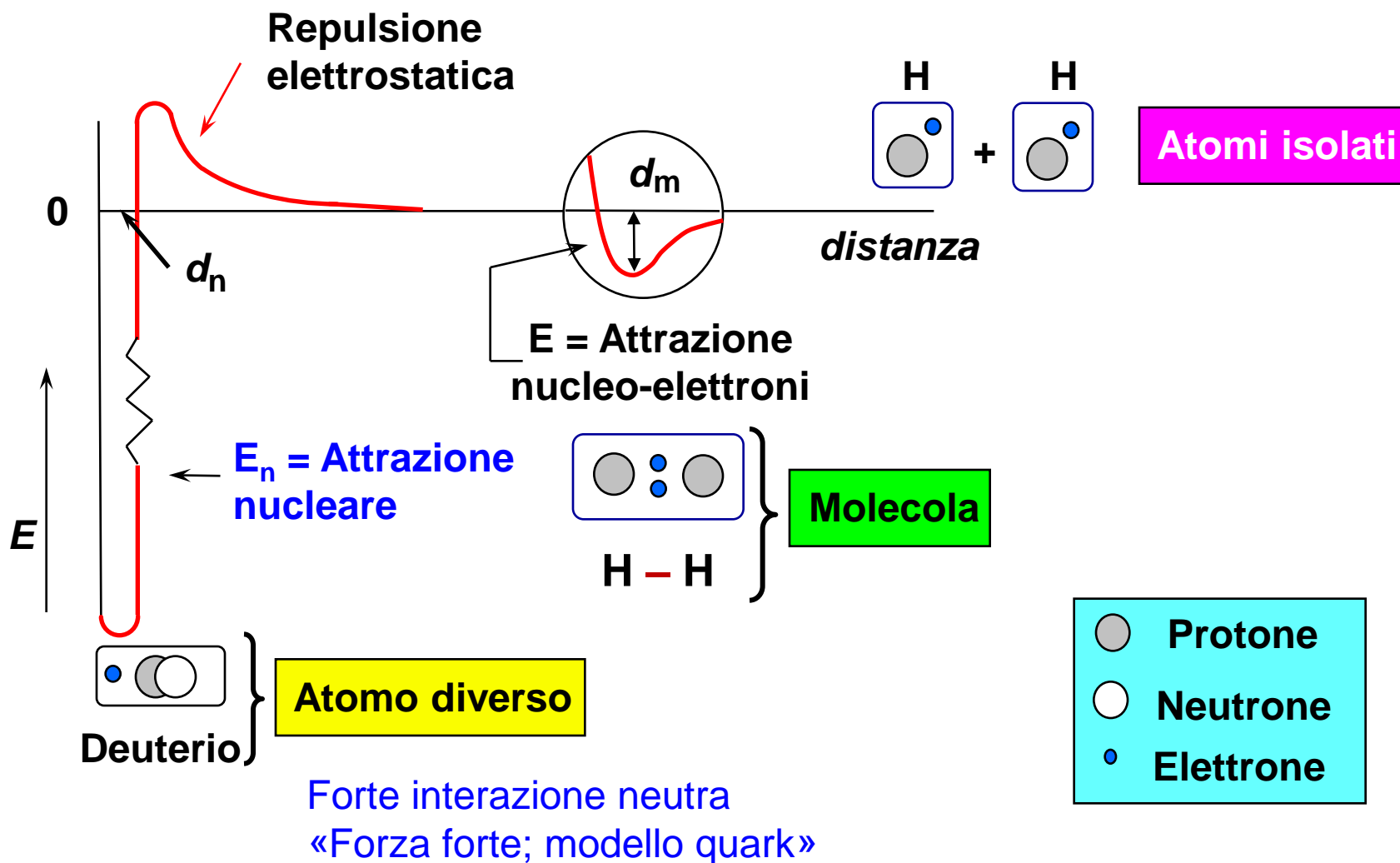
Distanza di interazione = $2.0 \times 10^{-10} \text{ m}$





Aggregazioni di Particelle (Nuclei e Molecole)

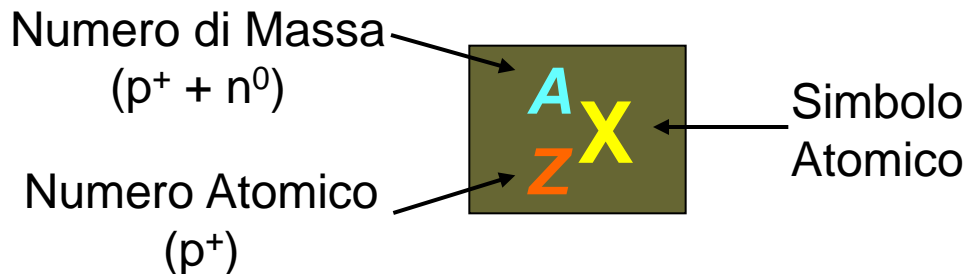
41





Numero Atomico, Numero di Massa e Simbolo Atomico

42



Numero di Massa (A)

Il numero di protoni + neutroni.

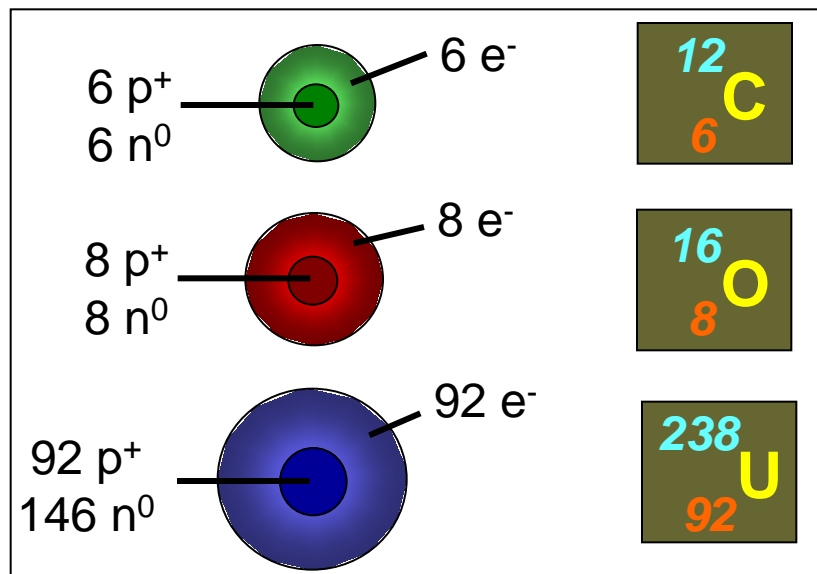
Numero Atomico (Z)

Il numero di protoni.

Ogni elemento ha un differente numero atomico.

Il numero atomico definisce l'identità dell'elemento.

Tutti gli atomi dello stesso elemento hanno lo stesso Z.





Non tutti gli atomi di un elemento possiedono la stessa massa.

Gli **Isotopi** di un elemento sono atomi che possiedono uguale numero di protoni ma un diverso numero di neutroni, e perciò hanno numeri di massa differenti.

Esempio: Il carbonio che si trova in natura ha 3 isotopi:

^{12}C ,	$Z = 6$, $A = 12$,	abbondanza %	98.89
^{13}C ,	$Z = 6$, $A = 13$,	abbondanza %	1.11
^{14}C ,	$Z = 6$, $A = 14$,	abbondanza %	0.01

Le proprietà chimiche di un elemento sono principalmente determinate dagli elettroni. *Pertanto, tutti gli isotopi hanno praticamente lo stesso comportamento chimico.*



Problema

Quanti protoni, neutroni ed elettroni sono presenti in ciascuno dei seguenti isotopi? Identificare l'elemento nei tre casi.

Simbolo	Z	A	p ⁺	n ⁰	e ⁻	elemento ?
${}^{11}_5\text{Q}$						
${}^{41}_{20}\text{X}$						
${}^{131}_{53}\text{Y}$						



Problema

Quanti protoni, neutroni ed elettroni sono presenti in ciascuno dei seguenti isotopi? Identificare l'elemento nei tre casi.

Simbolo	Z	A	p ⁺	n ⁰	e ⁻	elemento ?
${}_{5}^{11}\text{Q}$	5	11	5	6	5	boro-11
${}_{20}^{41}\text{X}$	20	41	20	21	20	calcio-41
${}_{53}^{131}\text{M}$	53	131	52	78	52	iodio-131



Composizione (Distribuzione) Isotopica

Per composizione isotopica di un elemento si intende la *distribuzione degli atomi dello stesso numero atomico (isotopi) esistenti in natura di quell'elemento.*

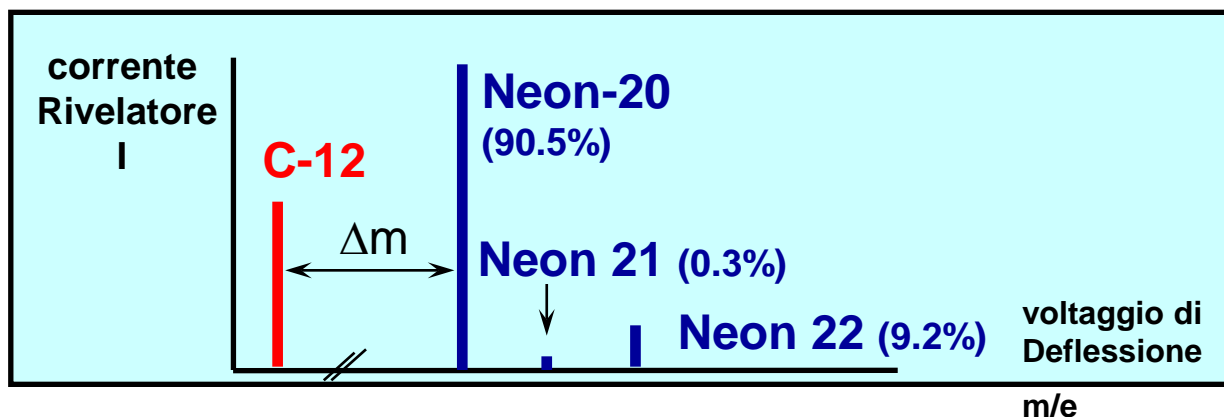
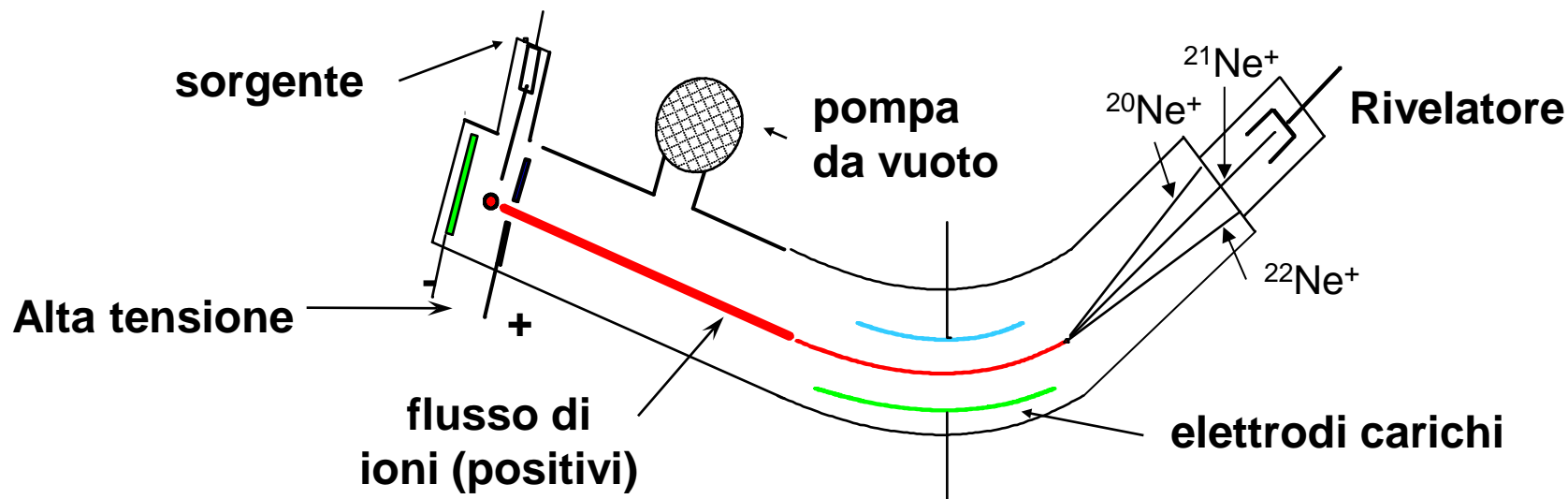
Utilizzando la Spettrometria di Massa si può determinare la massa e l'abbondanza relativa di ciascun isotopo naturale di un elemento.

La massa atomica (peso atomico) di un elemento è la media delle masse dei suoi isotopi naturali pesata per le loro abbondanze percentuali.

Il Carbonio naturale è costituito da: 98.892 % ^{12}C + 1.108 % ^{13}C .

Massa media di C:

$$(0.98892)(12 \text{ uma}) + (0.01108)(13.00335 \text{ uma}) = 12.011 \text{ uma.}$$



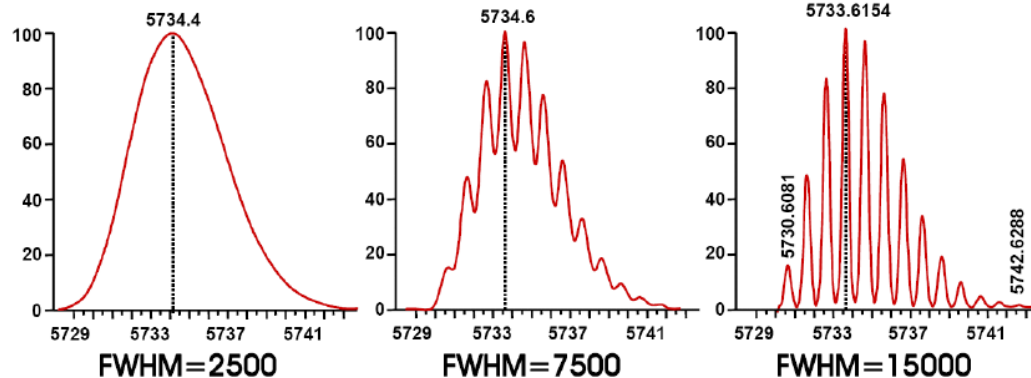
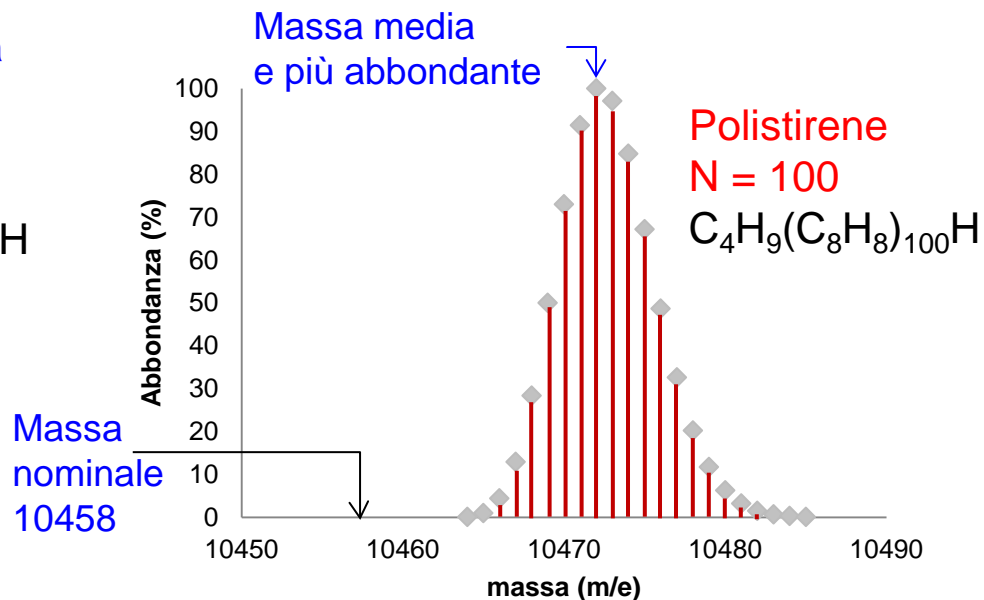
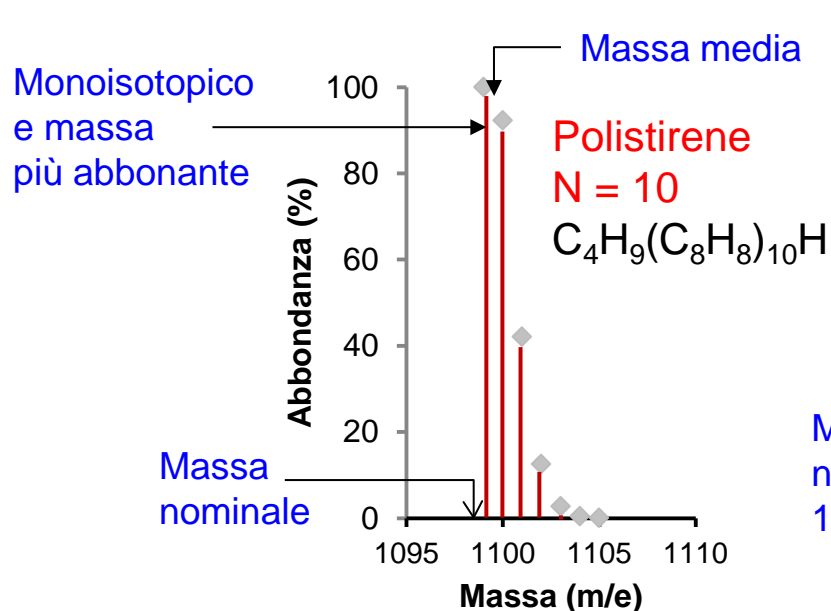


Abbondanze Isotopiche Naturali (%)

F	<div><div></div><div>19</div></div>					Peso Atomico	18.9984
Li	<div><div>6</div></div>	<div><div></div><div>7</div></div>					6.941
Cl	<div><div></div><div>35</div></div>				<div><div></div><div>37</div></div>		35.4527
Kr	<div><div></div><div>82</div></div>	<div><div></div><div>83</div></div>	<div><div></div><div>84</div></div>		<div><div></div><div>86</div></div>		83.80
Sn	<div><div></div><div>116</div></div>	<div><div></div><div>117</div></div>	<div><div></div><div>118</div></div>	<div><div></div><div>119</div></div>	<div><div></div><div>120</div></div>		118.710
H	2	<div><div></div><div>1</div></div>					1.00794
C	13	<div><div></div><div>12</div></div>					12.011



Distribuzione Isotopica in Molecole - Terminologia



Cluster dello Ione molecolare
del composto **insulina bovina**
 $[C_{254}H_{378}N_{65}O_{75}S_6]^+$
 $m_{\text{mono}} = 5730,61081$
 $m_{\text{medio}} = 5734.58948$



Massa Atomica

Risulta più conveniente misurare la massa di un atomo rispetto alla massa di uno standard atomico che con misura diretta.

Lo standard atomico è l'atomo di carbonio-12.

L'unità di massa atomica ($uma = u$) è definita come:

$12\ uma = \text{massa dell'atomo di carbonio-12.}$

Per cui, $1\ uma = 1/12$ della massa dell'atomo di carbonio-12.

In base a questa scala in uma , la massa di un atomo di ^1H è $1.008\ uma$

$1\ uma = 1\ \text{Dalton}$



UNITA' DI MASSA ATOMICA (u) : $1 \text{ uma (u)} = 1/12 \text{ massa } ^{12}\text{C}$
 $= 1.66 \times 10^{-27} \text{ Kg}$

NUMERO DI AVOGADRO :

$$1 \text{ N} \times 1 \text{ u} = 1 \text{ g (} 1/12 \cdot 12 \text{ g di } ^{12}\text{C)}$$

$$1 \text{ N} = 1 \text{ (g)} / (1.66 \times 10^{-27}) \text{ (Kg)} = 6.022 \times 10^{23}$$

Permette di passare da
masse atomiche a quantità
macroscopiche di materia

per esempio : a) 1 mole di elettroni ha massa =
 $1 \text{ N} \times 0.000549 \text{ u} = 0.000549 \text{ g}$



Isotopi ed Elementi

Isotopi: Atomi aventi lo stesso numero di protoni e di elettroni (quindi stesso numero atomico e simbolo)

Simbolo	p(+)	n	Nome isotopo	Abb. isot.	massa (u)
${}^1_1\text{H}$	1	-	Idrogeno	99.84	1.008
${}^2_1\text{H (D)}$	1	1	Deuterio	0.0156	2.014
${}^3_1\text{H (T)}$	1	2	Trizio	10^{-17} (*)	3.016
${}^{12}_6\text{C}$	6	6	Carbonio-12	98.90	12.000
${}^{13}_6\text{C}$	6	7	Carbonio-13	1.10	13.003
${}^{14}_6\text{C}$	6	8	Carbonio-14	10^{-10} (*)	14.005

Elemento :
miscela di isotopi esistente in natura (di abbondanza relativa fissa, in assenza di reazioni nucleari)

* Instabile, atomo radioattivo.

Massa atomica_C : $0.9890 \text{ PA}_{\text{C}12} + 0.0011 \text{ PA}_{\text{C}13} + 10^{-10} \text{ PA}_{\text{C}14} = 12.0107 \text{ u}$
(peso atomico)



Isotopo del Carbonio come Marcatore

^{12}C (99%), ^{13}C (1%):

isotopi stabili (non radioattivi) naturali

^{14}C (bassa concentrazione $\sim 10^{-10}$):

radioattivo

$$\delta^{13}\text{C}_{\text{in o/oo}} = \frac{(^{13}\text{C} / ^{12}\text{C})_{\text{campione}} - (^{13}\text{C} / ^{12}\text{C})_{\text{standard}}}{(^{13}\text{C} / ^{12}\text{C})_{\text{standard}}}$$

Carbonio Organico : piante vive (soprattutto in alberi e fitoplancton) ~ **-22**

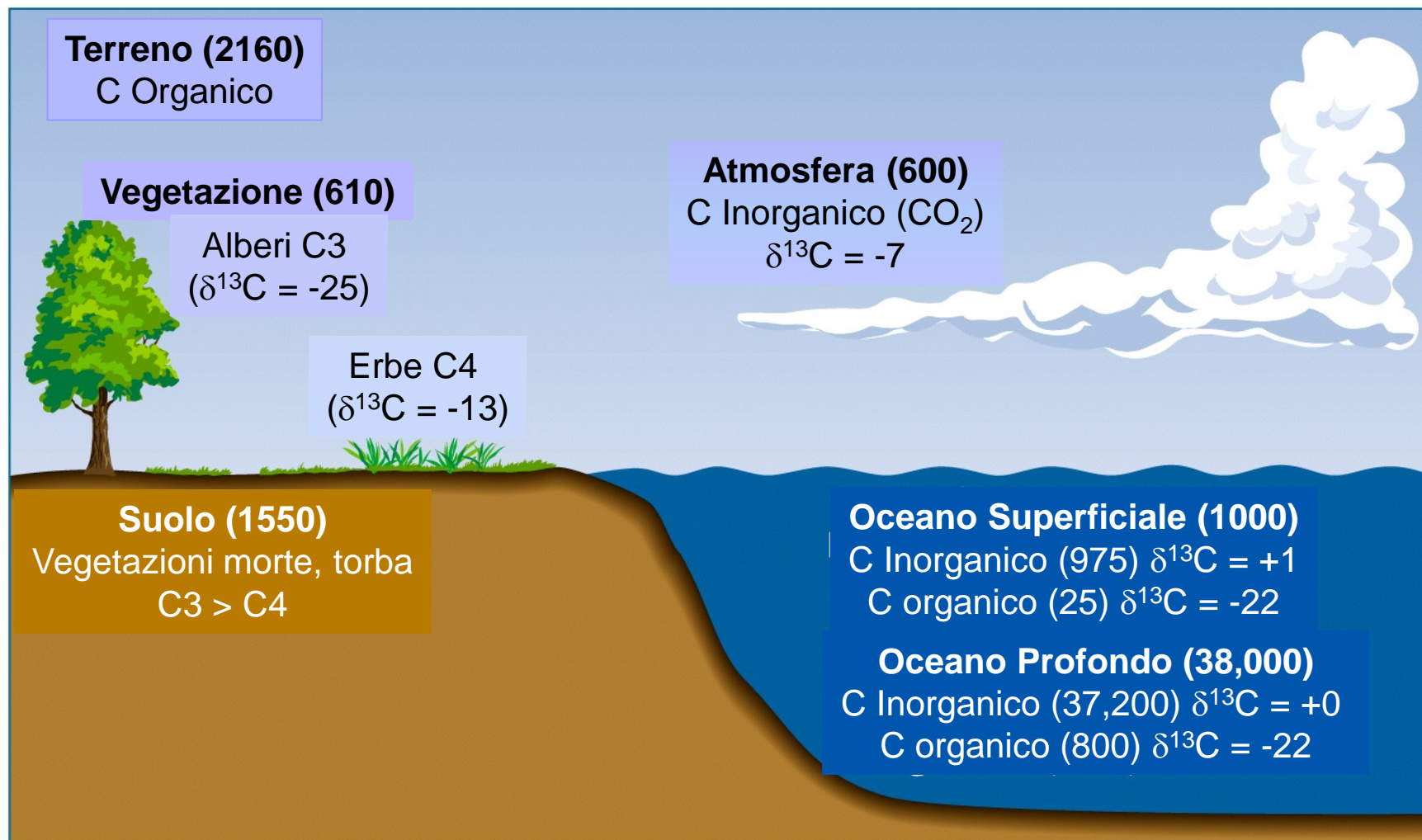
Carbonio Inorganico: HCO_3^{-1} , CO_3^{-2} (acqua), CO_2 (aria) ~ **+1**,

Prevale il carbonio inorganico (22 volte maggiore del carbonio organico)
così che la **media** sulla terra è ~ **0**.



Riserve di Carbonio e loro Valori del Marcatore $\delta^{13}\text{C}$

54





Massa Elementare

Esempio:

Il Boro (B; $Z = 5$) possiede due isotopi naturali. Calcolare la composizione percentuale del ^{10}B e ^{11}B dai seguenti dati:

Massa atomica elementare = 10.81 (peso atomico)

Massa isotopica del ^{10}B = 10.0129 *amu*

Massa isotopica del ^{11}B = 11.0093 *amu*

Approccio: Indicare x = frazione di ^{10}B e $1-x$ = frazione di ^{11}B .



Esempio 2, Massa Elementare

Problema: Il Boro (B; $Z = 5$) possiede due isotopi naturali. Calcolare la composizione percentuale del ^{10}B e ^{11}B dai seguenti dati:

Massa atomica elementare = 10.81 (peso atomico)

Massa isotopica del ^{10}B = 10.0129 amu

Massa isotopica del ^{11}B = 11.0093 amu

Approccio: Indicando con x = frazione di ^{10}B e con $1-x$ = frazione di ^{11}B .

Soluzione: Dalla definizione di massa atomica elementare

$$10.81 = (10.0129) \cdot (x) + (11.0093) \cdot (1-x)$$

Risolvendo per x : $(10.81 - 11.0093) = (10.0129 - 11.0093) x$

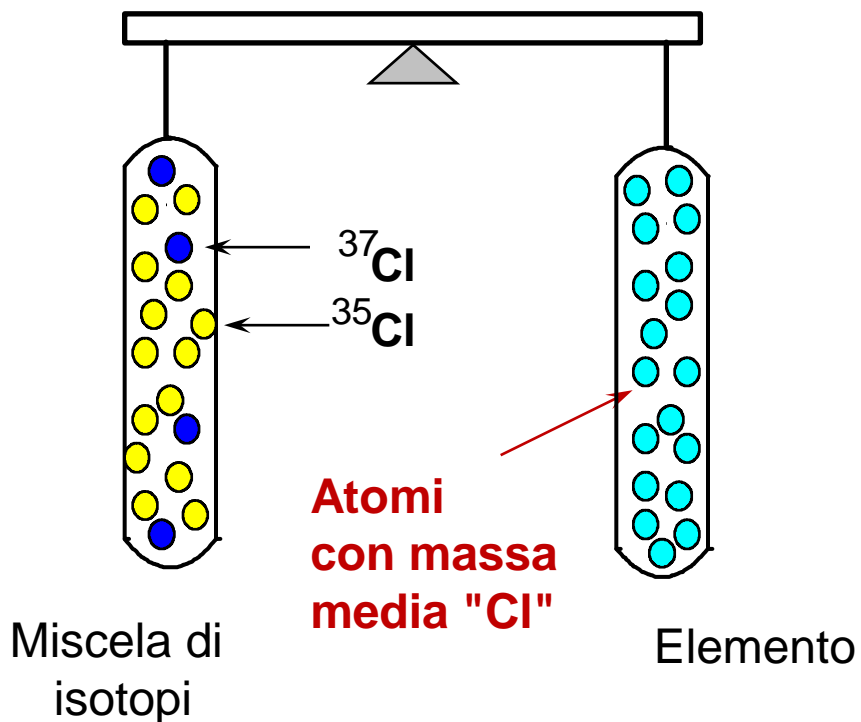
$$-0.1993 = -0.9964 \cdot x$$

Perciò, $x = 0.20$ è la frazione di ^{10}B , e $1-x = 0.80$ quella di ^{11}B .



Massa Atomica (p.a., MW) \equiv Massa Media

Massa Atomica = Media pesata della massa degli isotopi naturali di un elemento.



$$\begin{aligned}\text{p.a. (Cl)} &= m(^{35}\text{Cl}) \times \text{abb. \%} + m(^{37}\text{Cl}) \times \text{abb. \%} = \\ &= (34.969 \text{ u}) \times (0.758) + (36.966 \text{ u}) \times (0.242) = 35.4523 \text{ u}\end{aligned}$$

$$1 \text{ mole } (^{35}\text{Cl} + ^{37}\text{Cl}) = 35.45 \text{ g}$$

$$1 \text{ mole "Cl"} = 35.45 \text{ g}$$



Calcolo della Massa Atomica (Peso Atomico) di un Elemento

58

Esempio: Calcolare la massa atomica dell'argento sulla base della seguente composizione isotopica dell'argento naturale.

Isotopo	Massa	Abbondanza
^{107}Ag	106.90509	51.84%
^{109}Ag	108.90476	48.16%

$$\text{massa} = (\text{massa } ^{107}\text{Ag}) \times (\text{frazione } ^{107}\text{Ag}) + (\text{massa } ^{109}\text{Ag}) \times (\text{frazione } ^{109}\text{Ag})$$

$$\begin{aligned}\text{massa} &= (106.90509) \times (0.5184) + (108.90476) \times (0.4816) \\ &= 107.87 \text{ g}\end{aligned}$$



Difetto di Massa ed Energia Nucleare

Differenza di massa tra ^{37}Cl e i suoi componenti:

Protoni	$17 \times 1.00728 \text{ u} = 17.1238 \text{ u}$
Neutroni	$20 \times 1.00867 \text{ u} = 20.1734 \text{ u}$
Elettroni	$17 \times 0.00055 \text{ u} = 0.0094 \text{ u}$
Massa totale	37.3066 u
Massa atomo $^{37}_{17}\text{Cl}$	36.967 u
$\Delta = \text{Difetto di massa}$	0.341 u

Energia del Nucleo

$$\begin{aligned} ^{37}_{17}\text{Cl} &= 0.341 \text{ u} \times 9.315 \cdot 10^8 \text{ eV} \cdot \text{u}^{-1} \\ &= 317.64 \text{ MeV} = 5.09 \cdot 10^{10} \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Energia per nucleone} &= \\ (317.64 : 37) \text{ MeV} &= 8.5 \text{ MeV} \end{aligned}$$

ENERGIA NUCLEARE

$$E = m \times c^2 \text{ (MeV)}$$

10^5 volte
superiore

ENERGIA CHIMICA

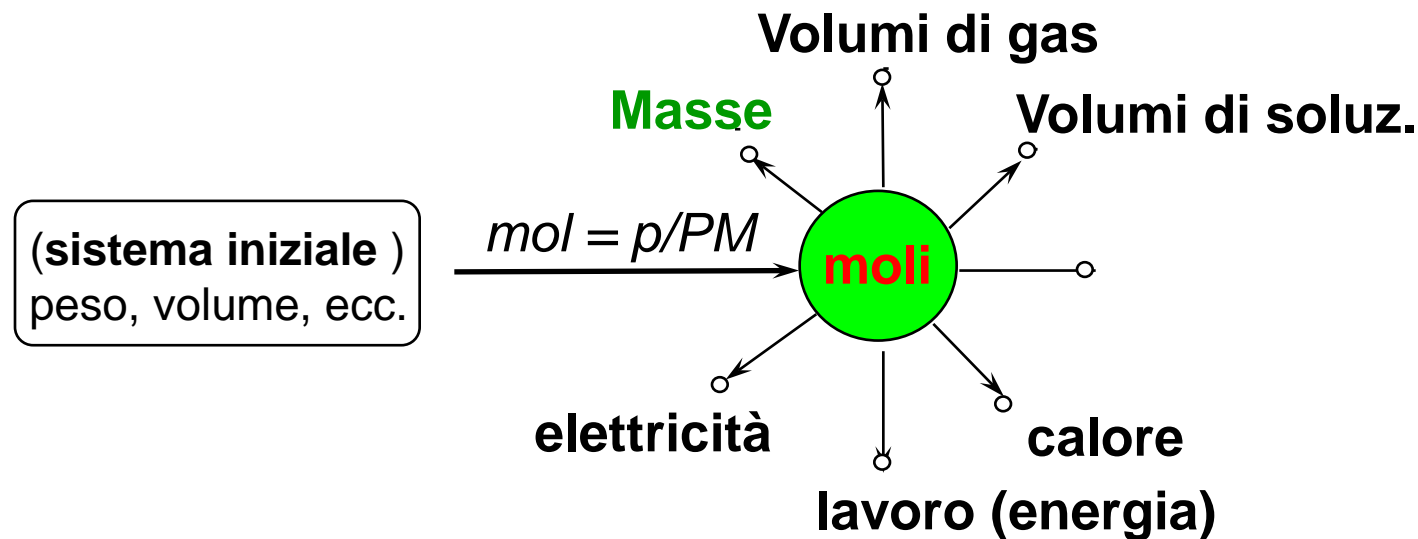
Cl-Cl (2.53 eV)

per singolo legame



Quantità di Materia o Mole e Bilanci di Massa

1 mole = 1 Numero di Avogadro di particelle



Volume : V_{mol} (1 N di gas) = 22.4 litri·mol⁻¹ (0 °C, 1 Atm) ;

Carica : Q_{mol} (1 N di elettroni) = 1 Faraday = 96485 C·mol⁻¹



Numero di Moli di una Sostanza

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{MW \text{ (g/mol)}}$$

m = massa in grammi del composto

MW = massa molecolare o massa formula (del composto puro
(= sommatoria delle masse atomiche degli elementi costituenti))

n = numero di moli del composto

1.008 g di idrogeno = 1.0 mole di atomi di idrogeno = 0.5 moli di molecole H_2

(gas, a alta temperatura)

(gas, o liquido o solido
a bassa temperatura)