



Università degli Studi dell'Insubria

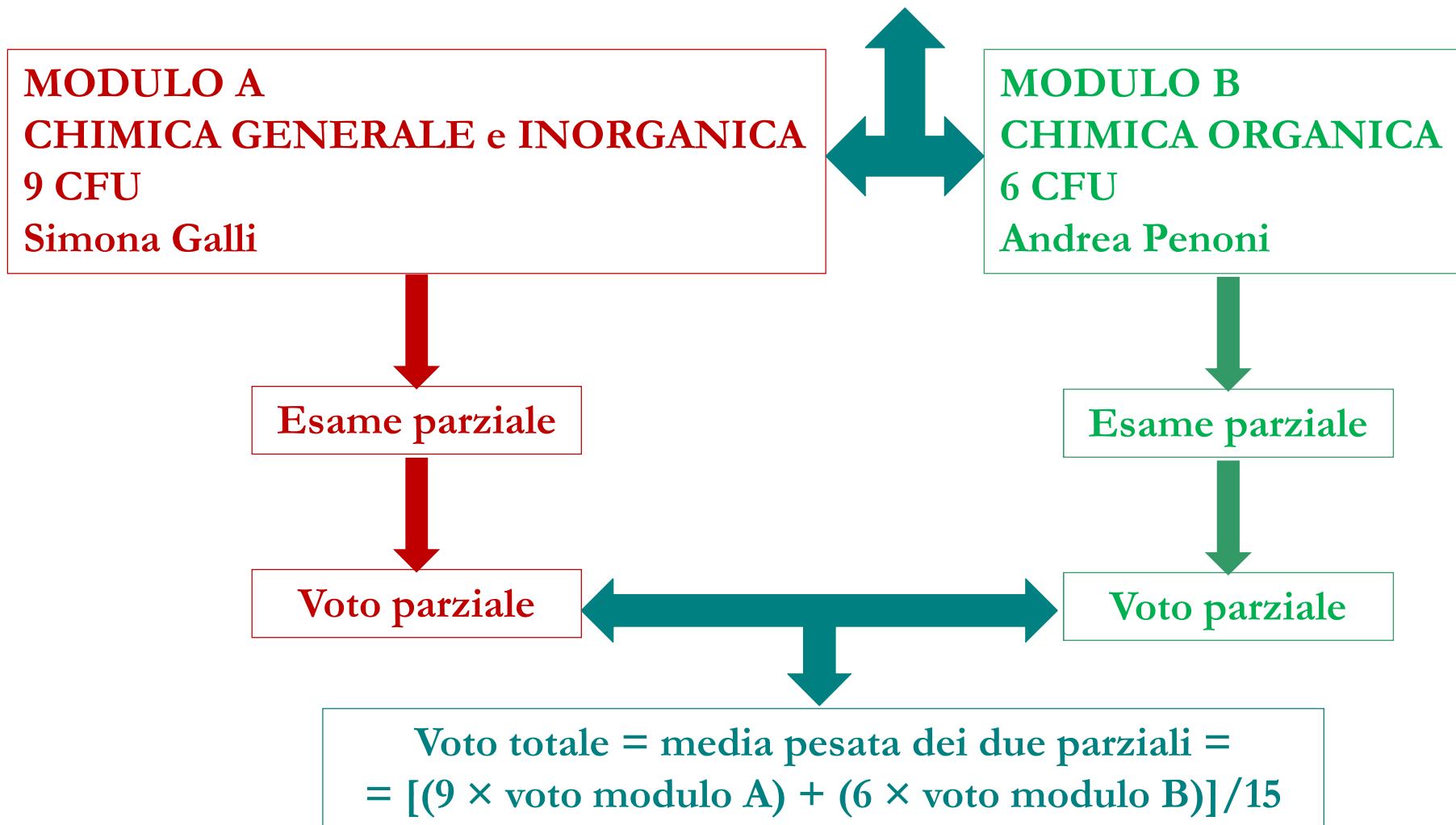
**Corso di Laurea Triennale in
Ingegneria per la Sicurezza del Lavoro e dell'Ambiente**

**Corso di Chimica Generale, Inorganica e Organica
Modulo A**

A.A. 2015 – 2016

Simona Galli

Corso di Chimica Generale, Inorganica e Organica



Orario delle Lezioni:

Lunedì 10:00 – 13:00 Aula 5PM
Mercoledì 10:00 – 13:00 Aula 5PM

Orario di Ricevimento:

Su appuntamento con la docente
il lunedì o il mercoledì prima o dopo
la lezione

Studio della Docente:

COMO, Via Valleggio 9, edificio “Cubo” III piano
Tel.: 031-2386627
E-mail: simona.galli@uninsubria.it

Testi Consigliati:

Kotz, Treichel, Townsend
“Chimica”
V Edizione
Ed. EdiSES

Brown, Lemay, Bursten, Murphy, Woodward
“Fondamenti di Chimica”
III Edizione
Ed. EdiSES

Schiavello, Palmisano
“Fondamenti di Chimica”
IV Edizione
Ed. EdiSES

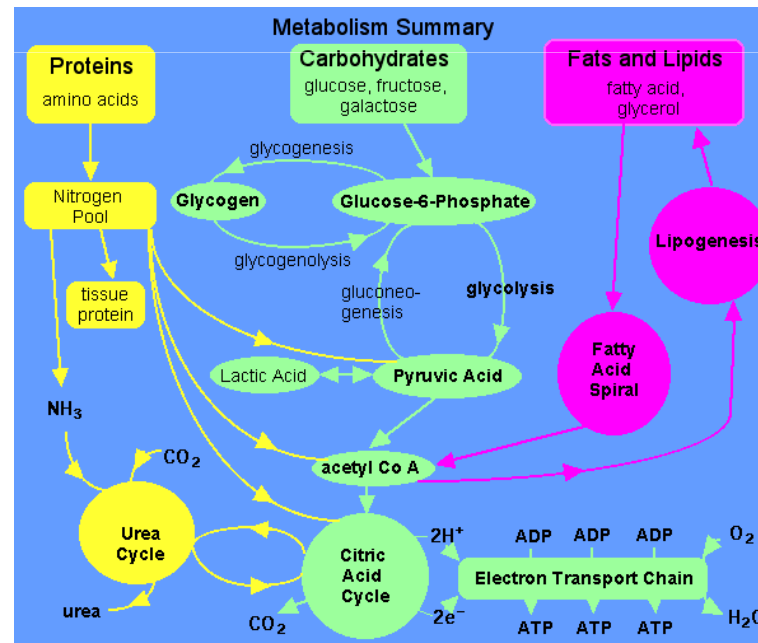
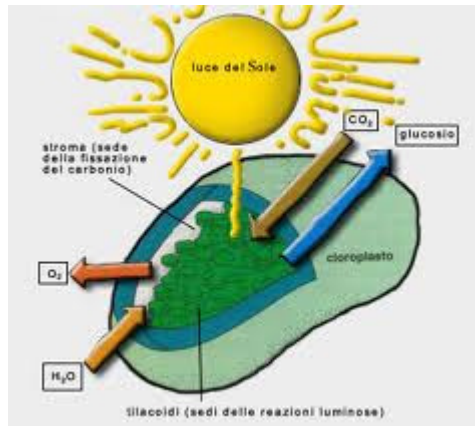
Materiale Didattico:

scienze-como.uninsubria.it/sgalli/ISLA

Lo studio della **CHIMICA**: perché?



a



a “La giovane ragazza che legge”, Carpaccio

Lo studio della **CHIMICA**: perché?

Gli otto composti chimici più prodotti negli Stati Uniti nel 2008

Ordine	Composto	Formula	Produzione nel 2008 (milioni di sterline)	Principali utilizzatori finali
1	Acido solforico	H_2SO_4	71	Fertilizzanti, manifattura chimica
2	Etilene	C_2H_4	50	Plastica, antigelo
3	Ossido di calcio	CaO	44	Carta, cemento, acciaio
4	Propilene	C_3H_6	33	Plastica
5	Ammoniaca	NH_3	21	Fertilizzanti
6	Cloro	Cl_2	21	Candeggina, plastica, purificazione dell'acqua
7	Acido fosforico	H_3PO_4	20	Fertilizzanti
8	Idrossido di sodio	$NaOH$	16	Produzione di alluminio, saponi

Chemical and Engineering News, 2009

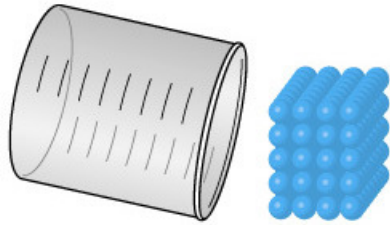
La **Materia** è il costituente fisico dell'universo.

È costituita da tutto ciò che:

- Occupa spazio
- Possiede massa (a riposo)

Principali Stati di Aggregazione (o Stati Fisici o Fasi) della Materia

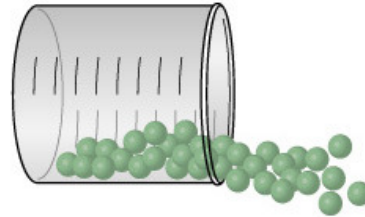
• Solido



SOLIDO:

I singoli 'mattoncini' si attraggono reciprocamente con forza notevole e non possono muoversi gli uni rispetto agli altri, solo vibrare rispetto alla posizione media. **Un solido ha volume e forma definiti.**

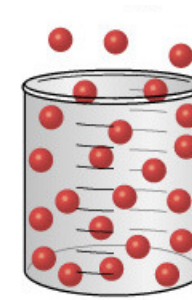
• Liquido



LIQUIDO:

I singoli 'mattoncini' si attraggono reciprocamente con forza minore: non possono muoversi, ma solo 'scivolare' gli uni rispetto agli altri: si parla di *fluido*. **Un liquido ha volume ma non forma definita:** assume quella del contenitore.

• Gas

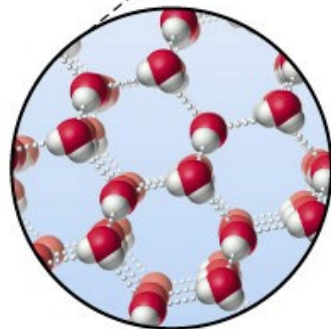


GAS:

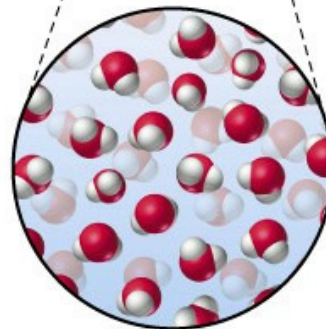
I singoli 'mattoncini' 'sentono' debole attrazione reciproca e sono liberi di muoversi gli uni rispetto agli altri: è un fluido. **Un gas non ha volume né forma definiti.**

Principali **Stati di Aggregazione** della Materia

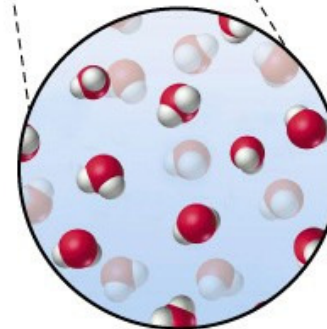
E.g.: l'acqua



SOLIDO



LIQUIDO



GAS

Proprietà Fisiche della Materia

Proprietà *Extensive* della Materia

Sono quelle proprietà fisiche che dipendono dalla quantità di materia e/o dalle dimensioni del campione.

E.g.: massa, volume

Proprietà *Intensive* della Materia

Sono quelle proprietà fisiche che non dipendono dalla quantità di materia e/o dalle dimensioni del campione.

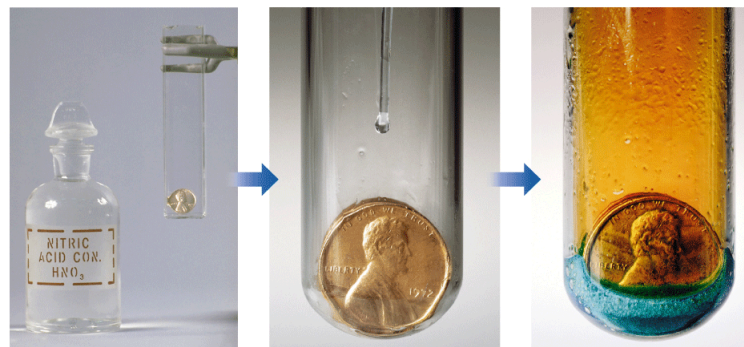
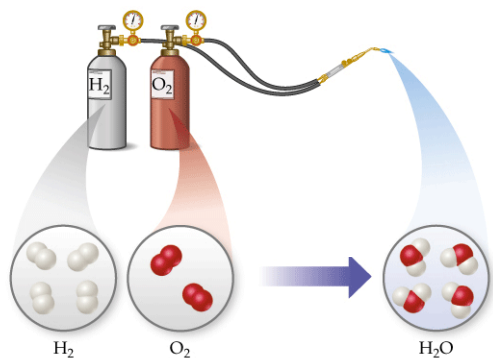
E.g.: temperatura, densità

Cambiamenti *Fisici* della Materia

Implicano **variazione delle proprietà fisiche** di una sostanza, senza variazione della composizione chimica della sostanza stessa. Sono esempi di proprietà fisiche colore, temperatura, pressione, volume, densità, solubilità, punto di fusione, punto di ebollizione, conducibilità elettrica, conducibilità termica, viscosità... Sono esempi di cambiamenti fisici i cambiamenti di stato fisico.

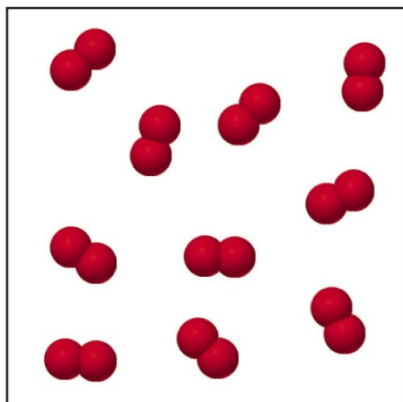
Cambiamenti *Chimici* della Materia

Implicano **trasformazione di una sostanza in un'altra** (reazione chimica) e sono 'vincolati' alle proprietà chimiche specifiche della(e) sostanza(e) iniziale(i). Sono esempi di proprietà chimiche acidità, reattività verso l'ossigeno, verso l'acqua...



Da cosa è composta la materia?

Sostanza Pura: campione di materia le cui proprietà non possono essere modificate per ulteriore purificazione.

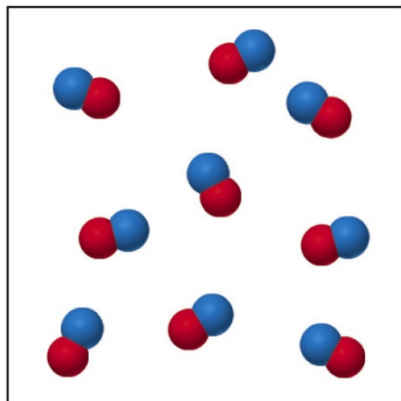


Elemento

Elemento: Sostanza pura, a composizione chimica costante e invariabile, costituita da un unico tipo di ‘mattoncini’, detti atomi. Non è decomponibile *chimicamente* in sostanze più semplici. Attualmente ne sono noti 118, di cui *ca.* 90 si trovano in natura. Ciascun elemento è individuato da nome e simbolo (ossigeno = O, rame = Cu, *etc.*).

Da cui:

Atomo: La più piccola parte di un elemento che ne conservi le caratteristiche *chimiche* (non già quelle fisiche).



Composto

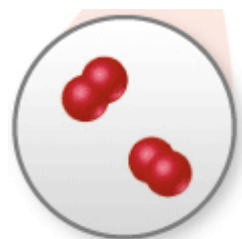
Composto:

Sostanza pura, a composizione chimica costante e invariabile, costituita da atomi di almeno due elementi, combinati in proporzioni *ponderali* definite, e non separabili mediante metodi fisici. Possiede proprietà (chimiche e fisiche) distinte da quelle degli elementi costituenti. La composizione relativa (in massa) di un composto contenente gli elementi A e B viene comunemente rappresentata da una formula del tipo A_xB_y .



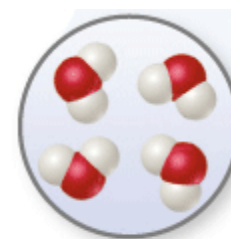
H_2

Elemento idrogeno,
Gas a T e P ambiente



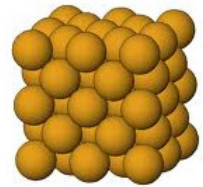
O_2

Elemento ossigeno,
Gas a T e P ambiente

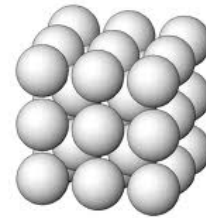


H_2O

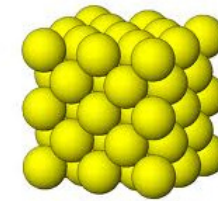
Composto acqua,
Liquido a T e P ambiente



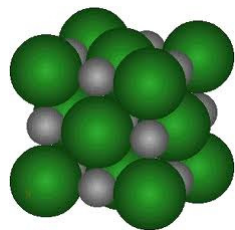
Rame, Cu



Ferro, Fe



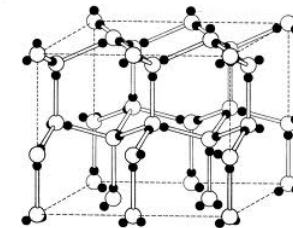
Oro, Au



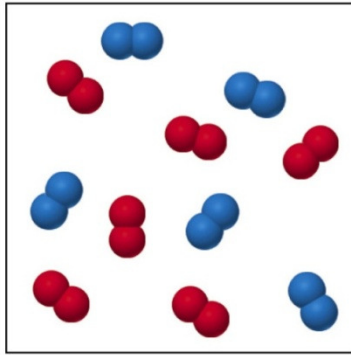
Cloruro di Sodio
NaCl



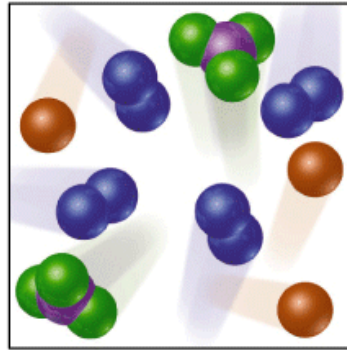
Pirite,
FeS₂



Ghiaccio,
H₂O



Miscela di 2 elementi



Miscela di 2 elementi e 1 composto

Miscela: 'Insieme' a composizione variabile di sostanze pure (elementi o composti), aventi stato fisico uguale o distinto, separabili mediante metodi fisici.

- a) Miscela Omogenea o Soluzione: miscela i cui componenti non sono distinguibili: pur mantenendo inalterate molte delle proprietà originarie, sono 'mescolati' fino alla scala atomica. Composizione ponderale e proprietà di una miscela omogenea sono uguali in ogni suo punto. Tuttavia, miscele diverse degli stessi componenti possono avere composizioni ponderali e proprietà distinte (come un caffè più o meno zuccherato). Sono miscele omogenee acqua e alcol etilico, acqua e cloruro di sodio, la benzina, l'aria, le leghe metalliche...
- b) Miscela Eterogenea: miscela la cui composizione è diversa da punto a punto. Sono dunque diverse punto a punto le sue proprietà. Le miscele eterogenee solido-liquido si definiscono *sospensioni*, quelle liquido-liquido *emulsioni*. Sono sospensioni il sangue, miscele di acqua e sabbia... Sono emulsioni il latte, la Nutella, acqua e olio, acqua e benzina...

Miscela Omogenea:



Aria



Vino



Bronzo

Miscela Eterogenea:



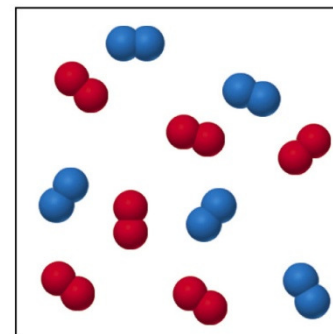
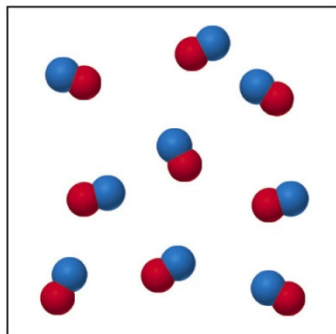
Latte



Sangue



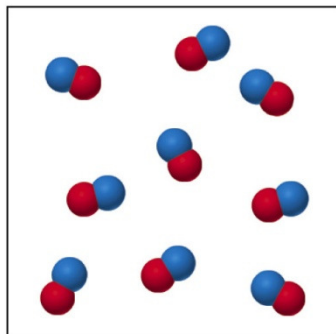
Differenze tra Miscele e Composti



Composto	Miscela
Ha composizione fissa (a)	Ha composizione variabile
Non separabile mediante <i>metodi fisici</i>	Separabile mediante <i>metodi fisici</i>
Le sue proprietà sono differenti da quelle dei suoi componenti	Le sue proprietà dipendono da quelle dei suoi componenti
Generalmente è coinvolto (b) molto calore durante la sua formazione	Generalmente è coinvolto (b) poco calore durante la sua formazione (c)

- a) Fanno eccezione i cosiddetti *composti non stechiometrici* che hanno tutte le caratteristiche dei composti, ma composizione variabile.
- b) Liberato o assorbito.
- c) Esistono alcune eccezioni, *e.g.* la miscelazione di acido solforico e acqua.

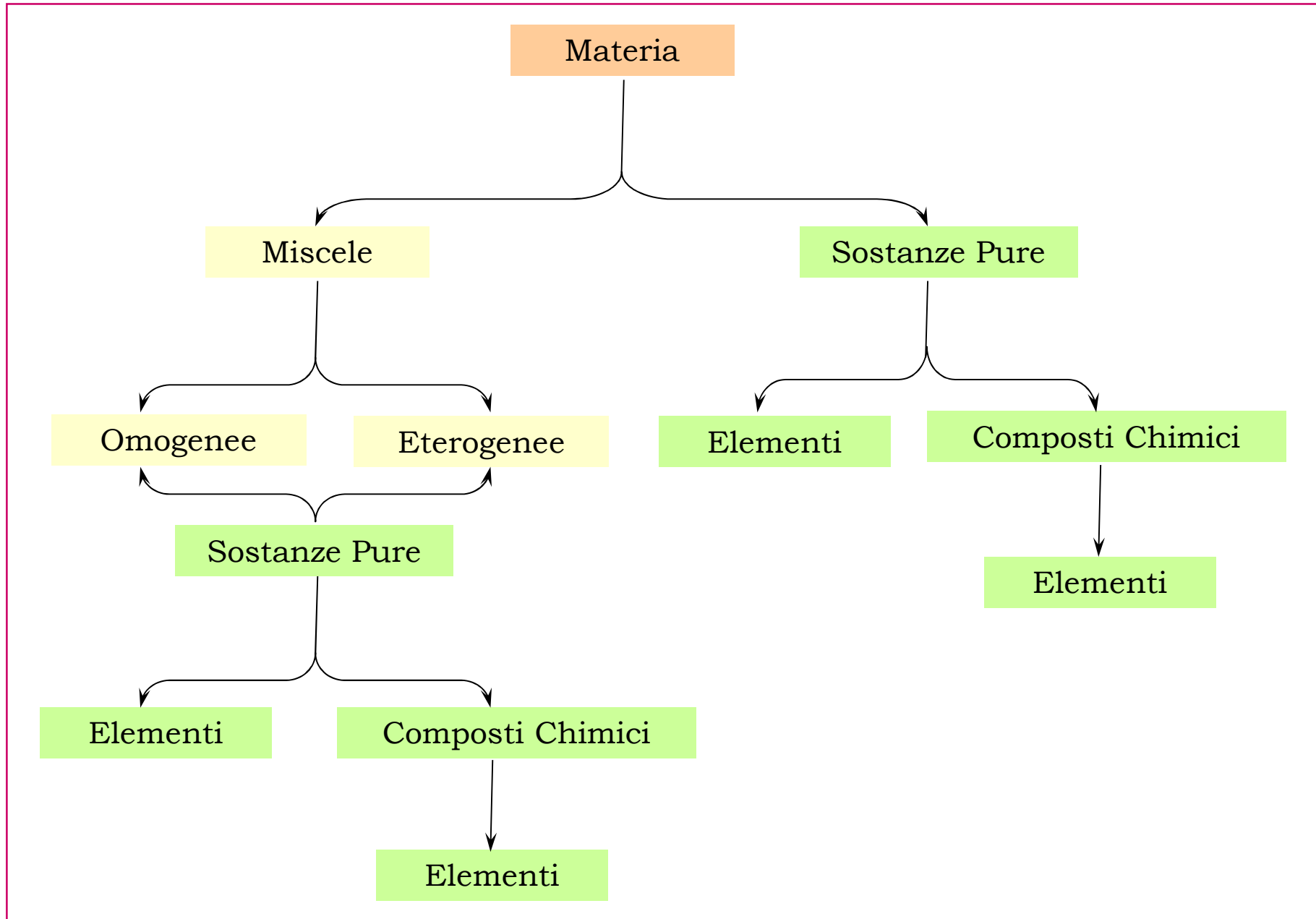
Differenze tra Miscele e Composti



Composto	Acqua, H ₂ O
Ha composizione fissa (a)	O:H = 1:2
Non separabile mediante <i>metodi fisici</i>	Ottenere H ₂ e O ₂ implica effettuare una reazione chimica
Le sue proprietà sono differenti da quelle dei suoi componenti	Banalmente, H ₂ e O ₂ sono gas a T e P ambiente, H ₂ O è liquida
Generalmente è coinvolto (b) molto calore durante la sua formazione	In condizioni di T elevata, H ₂ e O ₂ possono dare reazione esplosiva

- a) Fanno eccezione i *composti non stechiometrici* che hanno tutte le caratteristiche dei composti, ma composizione variabile.
- b) Liberato o assorbito.

Riassumendo...



Teoria Atomica (J. Dalton, 1803-1807)

- ❖ La materia è costituita da particelle estremamente piccole e indivisibili, dette atomi (dal greco *àtomos*, ‘non tagliabile’ – concetto già espresso dal filosofo greco Leucippo, V secolo a.C., e dal suo allievo Democrito, *ca.* 460-360 a.C.).
- ❖ Esistono atomi di diversa natura, aventi massa e proprietà distinte. Si parla, al proposito, di elementi.
- ❖ Gli atomi di un dato elemento sono identici in quanto a massa e proprietà.
- ❖ Un composto è una precisa combinazione di atomi di due o più elementi, ovvero in un dato composto il numero relativo e la specie degli atomi sono costanti (cfr. ‘legge delle composizione costante’, pag. 18).
- ❖ Nel corso delle reazioni chimiche gli atomi non si creano né si distruggono, bensì cambiano solamente la disposizione relativa nello spazio, formando sostanze diverse da quelle iniziali (cfr. ‘Legge di conservazione della materia’, pag. 18).
- ❖ Le reazioni chimiche non riescono a mutare un elemento in un altro.

Legge della Conservazione della Materia

(Lavoisier, 1789, Trattato di Chimica Elementare)

‘..niente si crea, nelle operazioni dell'arte né in quelle della natura e si può porre come principio che in ogni operazione vi è una quantità uguale di materia prima e dopo l'operazione [trasformazione], che la qualità e la quantità dei principi [elementi] è la stessa e che si verificano solo cambiamenti e modificazioni.’

Legge delle proporzioni definite o della composizione costante

(Proust e Berthollet, 1815)

‘Il rapporto tra atomi costituenti un composto è definito e costante, indipendentemente dalla provenienza (naturale o artificiale) del composto’

E.g.:

FeS, solfuro di ferro

rapporto Fe:S = 1:1

Composto Stechiometrico (o Daltonuro)

FeS₂, disolfuro di ferro, pirite

rapporto Fe:S = 1:2

Composto Stechiometrico (o Daltonuro)

Legge delle proporzioni multiple (Lavoisier)

‘Quando gli atomi di due elementi A e B formano due o più composti A_xB_y , il rapporto tra le loro masse in un composto, rispetto al rapporto tra le loro masse negli altri composti, è un numero piccolo intero’

E.g.: Atomo A = carbonio (C); atomo B = ossigeno (O)

CO, monossido di carbonio: $(\text{massa O})/(\text{massa C}) = 1,33333$

CO₂, biossido di carbonio: $(\text{massa O})/(\text{massa C}) = 2,66666$

$2,66666/1,33333 = 2$

Provate con H₂O e H₂O₂

Legge delle proporzioni equivalenti (Richter, 1792-1802)

‘Le stesse quantità (relative) di due elementi che si combinano tra di loro, si combineranno anche con un terzo elemento’

E.g.:

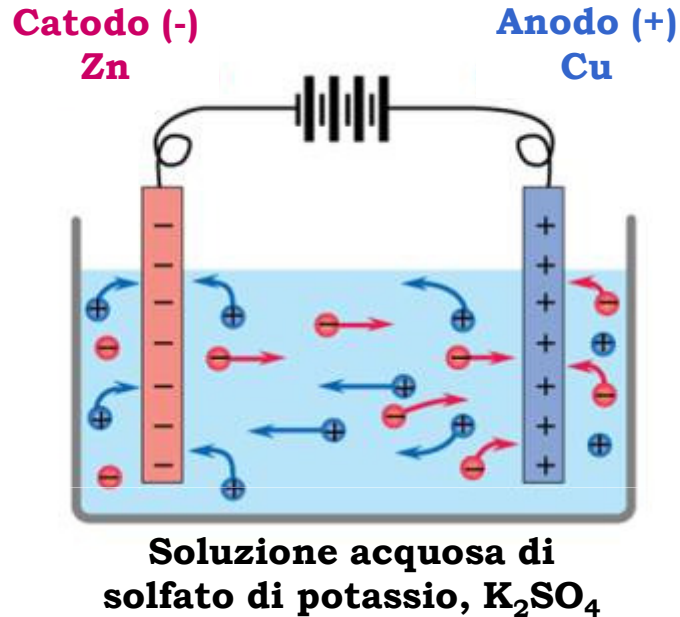
1 g di idrogeno (H) si combina con 8 g di ossigeno (O) → acqua, H₂O

1 g di idrogeno (H) si combina con 3 g di carbonio (C) → metano, CH₄

8 g di ossigeno (O) si combinano con 3 g di carbonio (C) → biossido di carbonio, CO₂

La Struttura Atomica: Esperimenti di M. Faraday (1833)

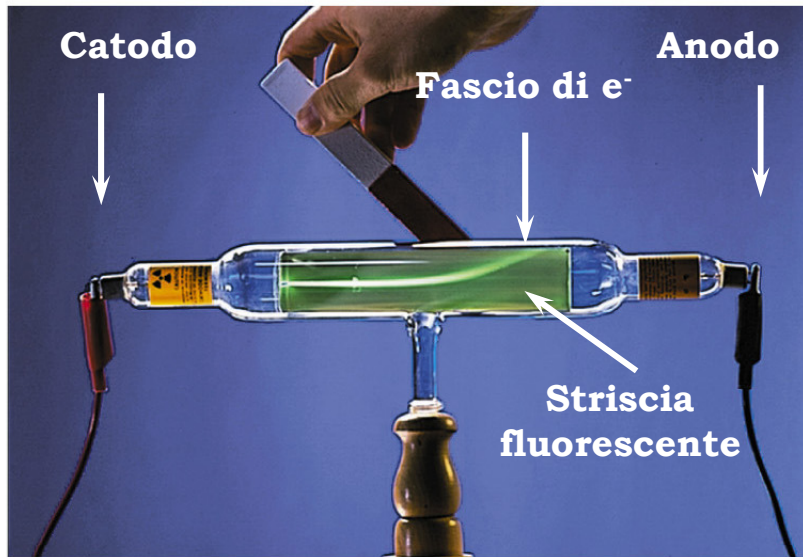
CELLA ELETTROLITICA: $Zn^{2+} + Cu \longrightarrow Cu^{2+} + Zn$



Elettrolisi: reazione chimica causata dal passaggio di corrente elettrica all'interno della soluzione di un composto (vedi Figura).

Faraday dimostrò che una corrente della stessa entità portava a deposizione di quantità in massa diverse in funzione dei metalli degli elettrodi, ma sempre proporzionali alla massa necessaria per 'interagire' con una data carica elettrica. Egli interpretò il fenomeno ipotizzando l'esistenza di un'unità, in scala atomica, di carica elettrica, che definì elettrone.

La Struttura Atomica: Esperimenti di J.J. Thompson (1897)

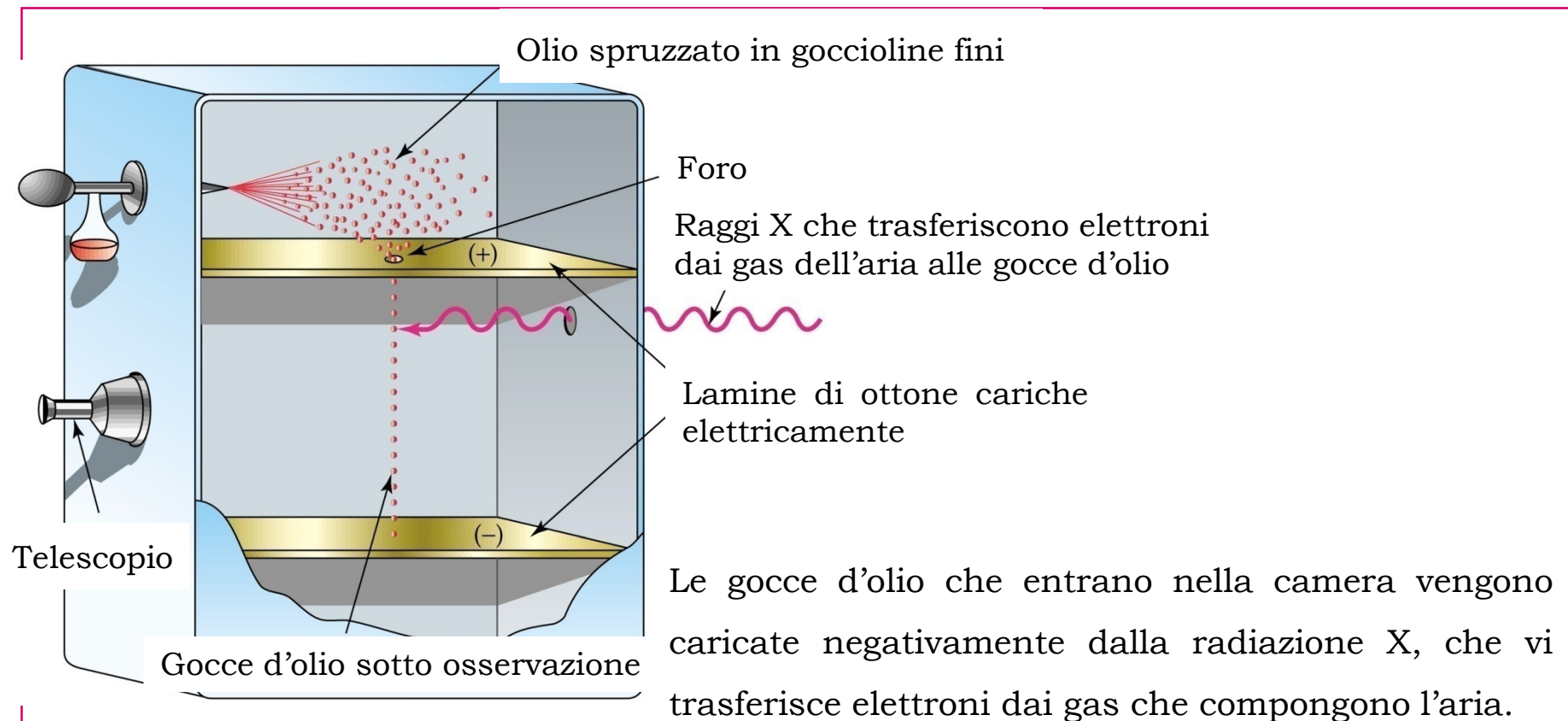


Applicando una differenza di potenziale tra due elettrodi all'estremità di un tubo contenente un gas o una sostanza fluorescente, si sviluppa luminosità. Thompson ipotizzò che il fenomeno fosse provocato dall'interazione tra la sostanza contenuta nel tubo e un fascio di particelle cariche negativamente (da lui definito *raggio catodico*), emesso dal catodo, che si dirigesse verso l'anodo. Alla luce degli esperimenti di Faraday, ipotizzò che tali particelle fossero gli elettroni.

In assenza di perturbazioni esterne, il fascio descrive una linea retta; in presenza di un campo elettrico o magnetico viene deflesso (vedasi figura).

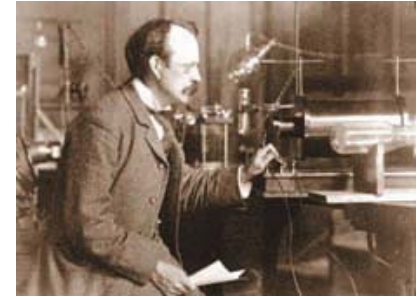
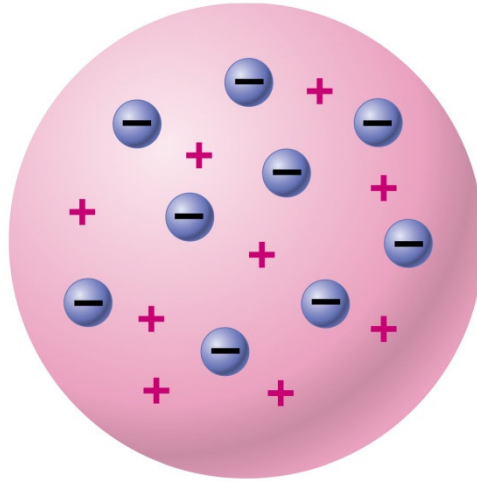
Applicando contemporaneamente un campo elettrico e uno magnetico, in modo che il fascio procedesse in linea retta, Thompson desunse il rapporto e/m delle particelle cariche del fascio (e ed m carica e massa dell'elettrone, rispettivamente), indipendente dal tipo di metallo degli elettrodi e di gas nel tubo. Il risultato fece supporre che tali particelle cariche (gli elettroni) fossero presenti in tutti i tipi di materia e, dunque, negli atomi di tutti gli elementi.

La Struttura Atomica: Esperimenti di R.A. Millikan (1913)



La differenza di potenziale tra le 2 lamine viene regolata in modo tale che bilanci esattamente la forza di gravità che attrae le gocce. Nota la differenza di potenziale applicata, a Millikan fu possibile calcolare la carica elettrica della goccia stessa. Le gocce avevano cariche elettriche diverse MA multipli di uno stesso valore, $e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, che Millikan attribuì all'elettrone. Noto, dagli esperimenti di Thompson, il rapporto e/m , fu possibile calcolare la massa m dell'elettrone.

L'Atomo di Thompson



Thompson ipotizzò che un atomo si componesse di elettroni, carichi negativamente, diffusi in una sostanza gelatinosa, carica positivamente, che controbilanciasse la carica negativa complessiva degli elettroni.

La Struttura Atomica: Esperimenti di E. Goldstein (1886)

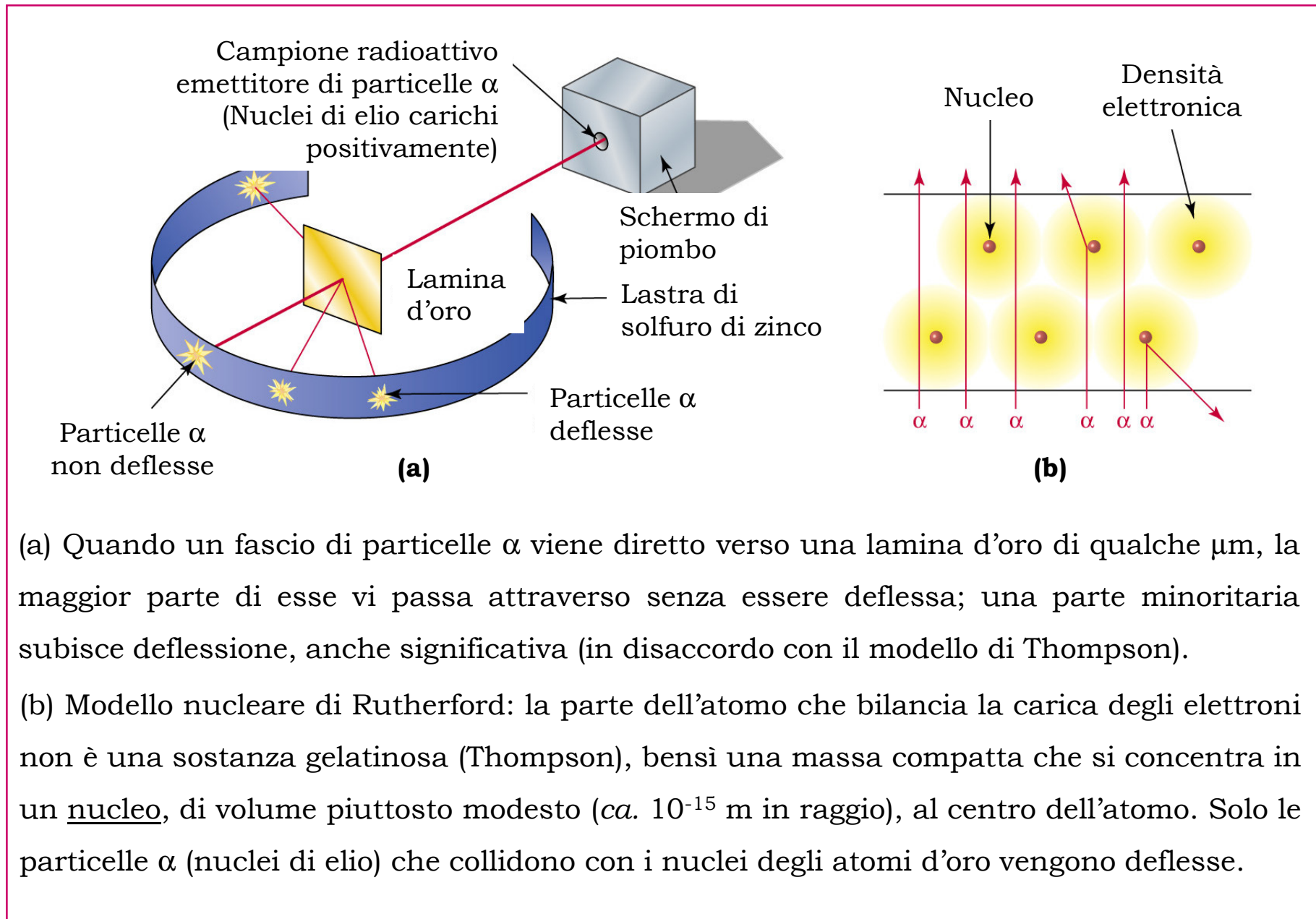


Tubo di Goldstein per raggi canale
XIX secolo

Goldstein scoprì l'esistenza di raggi luminosi (da lui definiti *raggi canale*) costituiti di particelle cariche positivamente, che si muovevano dall'anodo verso il catodo, in direzione opposta rispetto ai raggi catodici. Per poter visualizzare tali raggi indipendentemente da quelli catodici, Goldstein forò il catodo: passando attraverso i fori ('canali'), i raggi giungevano oltre il catodo, in una zona dove fossero chiaramente visibili.

Al contrario di quanto accade per gli elettroni, in presenza di gas diversi, le particelle dei raggi canale hanno un rapporto carica/massa distinto. Quando si impiega idrogeno, si ottiene il rapporto carica/massa più elevato: la particella carica positivamente derivante dall'idrogeno venne considerata l'unità di carica positiva a livello atomico e chiamata protone.

La Struttura Atomica: Esperimenti di E. Rutherford, H. Geiger, E. Madsen (1910)



(a) Quando un fascio di particelle α viene diretto verso una lamina d'oro di qualche μm , la maggior parte di esse vi passa attraverso senza essere deflessa; una parte minoritaria subisce deflessione, anche significativa (in disaccordo con il modello di Thompson).

(b) Modello nucleare di Rutherford: la parte dell'atomo che bilancia la carica degli elettroni non è una sostanza gelatinosa (Thompson), bensì una massa compatta che si concentra in un nucleo, di volume piuttosto modesto (ca. 10^{-15} m in raggio), al centro dell'atomo. Solo le particelle α (nuclei di elio) che collidono con i nuclei degli atomi d'oro vengono deflesse.

La Struttura Atomica: individuazione del neutrone (J. Chadwick, 1932)

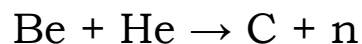


1930: W. Bothe e H. Becker bombardano berillio (Be), boro (B), litio (Li) con particelle α : gli elementi bombardati emettono un fascio neutro molto penetrante.

1932: F. Joliot e I. Curie ripetono l'esperimento e osservano inoltre che il fascio emesso da Be, B, Li è in grado di espellere i protoni dalla paraffina o da altre sostanze organiche contenenti idrogeno.

1932: J. Chadwick ipotizza che tale fascio sia composto di particelle neutre simili ai protoni ma senza carica elettrica, e le chiama 'neutroni' (come già Rutherford, che ne aveva previsto l'esistenza senza scoprirle). L'intuizione gli vale il Premio Nobel per la Fisica nel 1935.

L'osservazione di Bothe e Becker si spiega quindi mediante una reazione nucleare, che prevede l'assorbimento di una particella α (nucleo di He) da parte del berillio che si trasforma in carbonio (C) liberando un neutrone (n):



L'atomo diventa NUCLEARE,

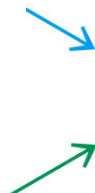
costituito da particelle SUBATOMICHE dotate di masse e cariche diverse

Particella	Simbolo	Carica*	Massa (g)
Protone	p^+	+1	$1,673 \times 10^{-24}$
Neutrone	n^0	0	$1,675 \times 10^{-24}$
Elettrone	e^-	-1	$9,109 \times 10^{-28} = 1/1836 m(p^+)$

* Unità di carica: $1,60 \times 10^{-19}$ C

A = Numero di Massa

(Numero di Protoni + Neutroni)



12
6

C

← Simbolo dell'elemento

Z = Numero Atomico

(Numero di Protoni o Elettroni)

Definizione Rigorosa di Unità di Massa Atomica (u.m.a)

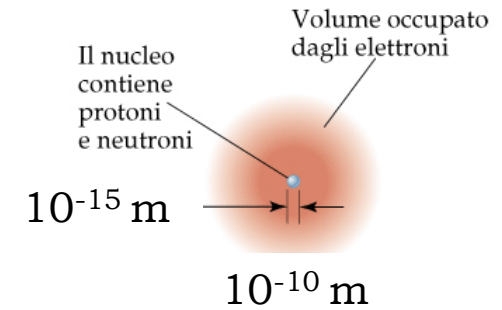
1 u.m.a. = 1 Dalton = 1/12 della massa di un atomo di ^{12}C = $1,6605 \times 10^{-24}$ g

Particella	Simbolo	Carica*	Massa (g)	Massa (u.m.a.)
Protone	p^+	+1	$1,673 \times 10^{-24}$	$1,00728 \approx 1$
Neutrone	n^0	0	$1,675 \times 10^{-24}$	$1,00867 \approx 1$
Elettrone	e^-	-1	$9,109 \times 10^{-28} =$ $= 1/1836 m(p^+)$	$1,007/1836 \approx$ $1/1836$

* Unità di carica: $1,60 \times 10^{-19}$ C

Atomo = Nucleo + Elettroni

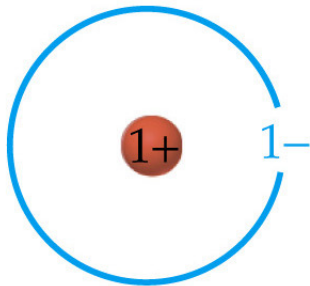
	Nucleo	Elettroni
Massa (u.m.a.)	$\approx m(p^+) + m(n^0) \approx A$	$Z/1836$
'Volume' Occupato	$r \approx 10^{-15} \text{ m}$	$r \approx 10^{-10} \text{ m}$
Carica	Positiva	Negativa



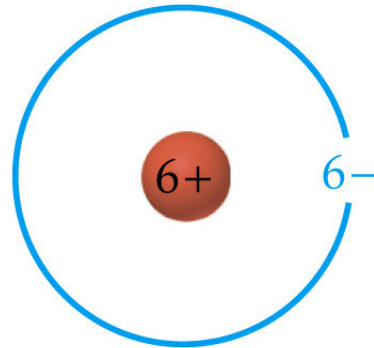
Nucleo = Protoni + Neutroni (definiti, nel complesso, nucleoni)

	Protoni	Neutroni
Massa (u.m.a.)	1,00728	1,00867
Carica	+1	0

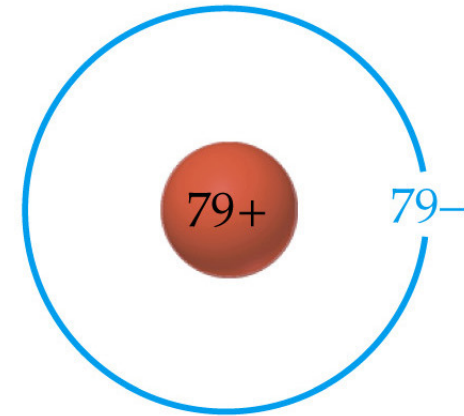
E.g.:



Atomo di idrogeno, H
1 protone; 1 elettrone
 $Z = 1$



Atomo di carbonio, C
6 protoni; 6 elettroni
 $Z = 6$



Atomo di oro, Au
79 protoni; 79 elettroni
 $Z = 79$

Isotopi

Si definiscono **isotopi** quegli atomi aventi lo stesso numero atomico Z ma diverso numero di massa A .

Gli isotopi, dunque:

1) appartengono allo stesso elemento (*i.e.* hanno lo stesso numero di p^+ ed e^-) *

2) Differiscono nel numero di neutroni

(Dalton aveva torto: gli atomi di un elemento *non sono completamente identici*)

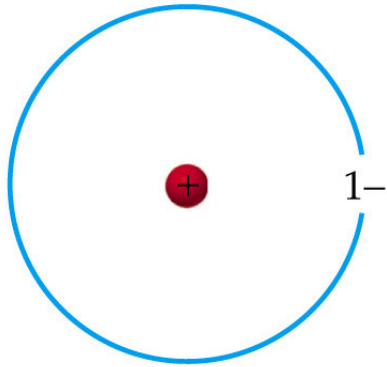
Si definisce **abbondanza isotopica** dell'isotopo X di un elemento A la percentuale di tale isotopo (in termini di atomi, $\%_X$) presente in un dato campione di A :

$$\%_X = (\text{n}^\circ \text{ atomi isotopo } X) / (\text{n}^\circ \text{ totale atomi di tutti gli isotopi di } A \text{ nel campione})$$

Si definisce **abbondanza isotopica naturale** dell'isotopo X di un elemento A la percentuale di tale isotopo in un campione presente in natura.

* Isotopo, dal greco nello stesso luogo. In quanto appartenenti allo stesso elemento, occupano infatti la stessa posizione nella *tavola periodica* (sistema di “raggruppamento” degli elementi).

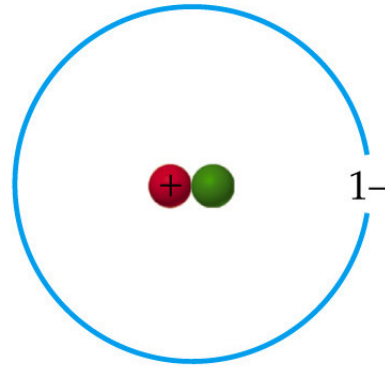
E.g. 1: Isotopi dell'idrogeno



Prozio (H):

1 protone; 0 neutroni

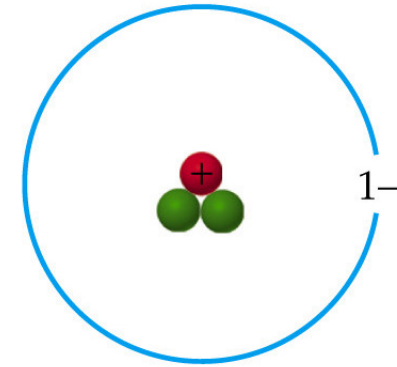
$Z = 1; A = 1$



Deuterio (D):

1 protone; 1 neutrone

$Z = 1; A = 2$



Trizio (T):

1 protone; 2 neutroni

$Z = 1; A = 3$

E.g. 2:

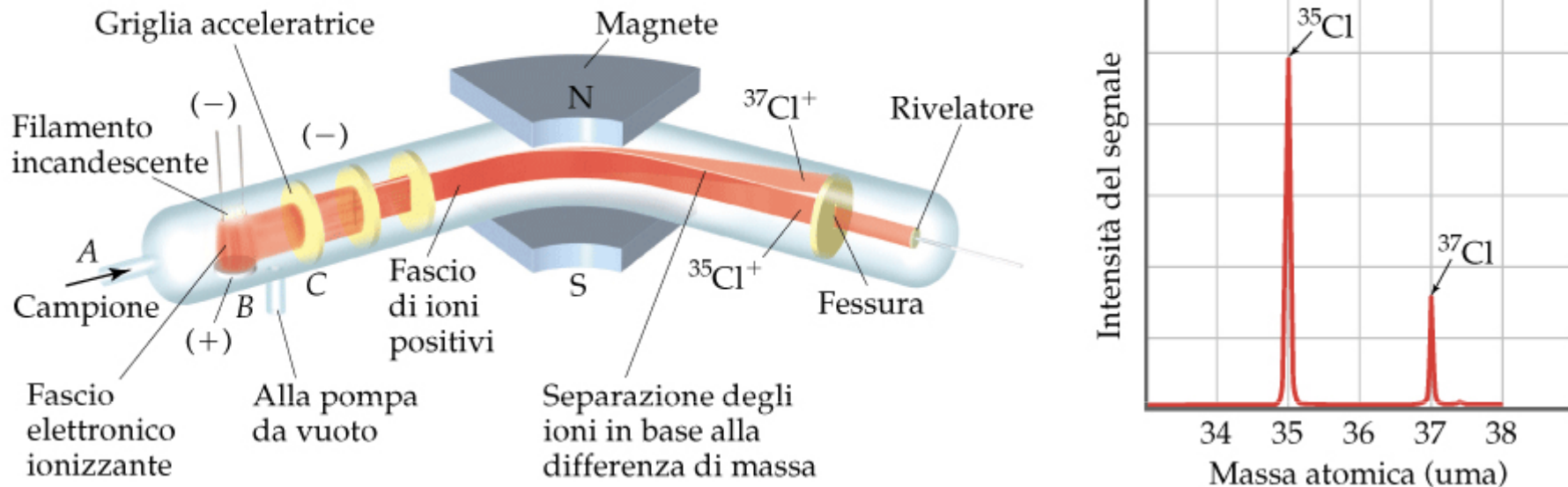
- ❖ Alluminio (Al), fosforo (P) e fluoro (F) hanno un solo isotopo.
- ❖ Lo stagno (Sn) ha 10 isotopi stabili.

E.g. 3:

Isotopo	Z	n⁰	A	m (u.m.a.)	%_x	Simbolo
Idrogeno	1	0	1	1,008	99,985	¹ H
Deuterio	1	1	2	2,014	0,015	² H, D
Trizio	1	2	3	3,016	Instabile, radioattivo	³ H, T
Carbonio 12	6	6	12	12 esatte	98,90	¹² C
Carbonio 13	6	7	13	13,00	1,10	¹³ C
Cloro 35	17	18	35	34,97	75,77	³⁵ Cl
Cloro 37	17	20	37	36,97	24,33	³⁷ Cl
Uranio 235	92	143	235	235	0,72	²³⁵ U
Uranio 238	92	146	238	238,05	99,27	²³⁸ U

La massa media di un atomo un elemento, detta **massa atomica** (o, nel linguaggio corrente, **peso atomico**), viene calcolata in ragione delle masse degli isotopi dell'elemento, pesate rispetto all'abbondanza isotopica naturale.

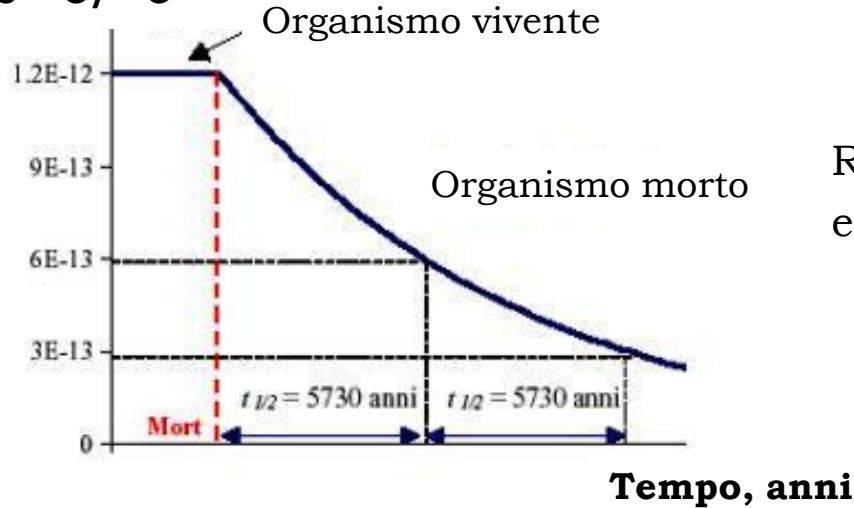
E.g. 4: rivelazione di isotopi mediante spettrometro di massa



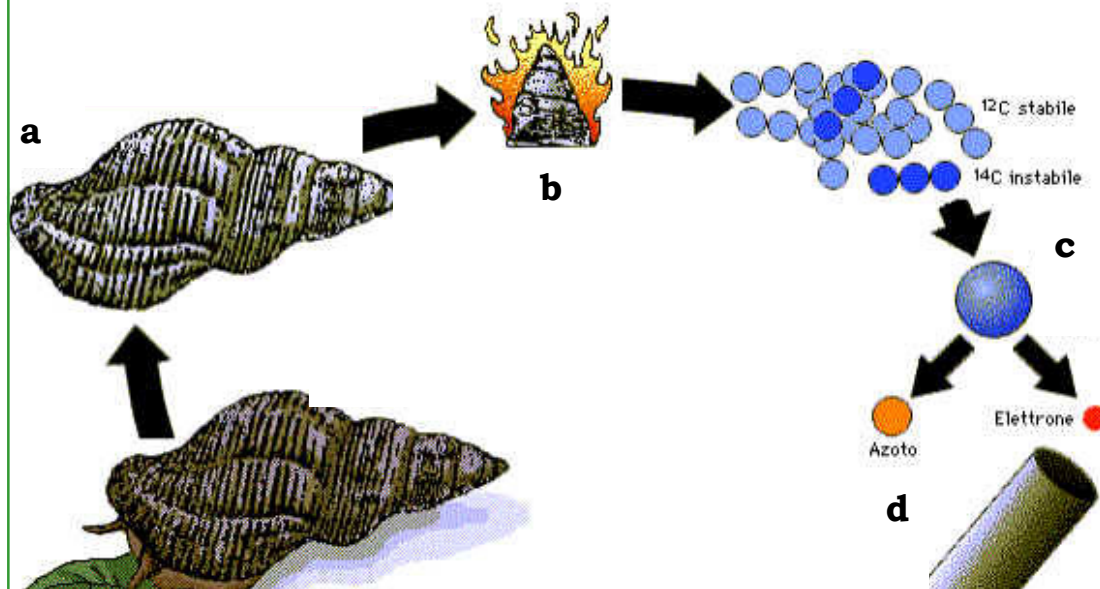
- Gli atomi di cloro vengono introdotti nello strumento e trasformati in particelle aventi carica elettrica positiva. Tali particelle passano attraverso un campo magnetico, procedendo lungo traiettorie che dipendono dalla loro massa.
- Il rivelatore può dunque distinguere qualitativamente e quantitativamente tra ^{35}Cl e ^{37}Cl .

E.g. 5: Datazioni radiometriche

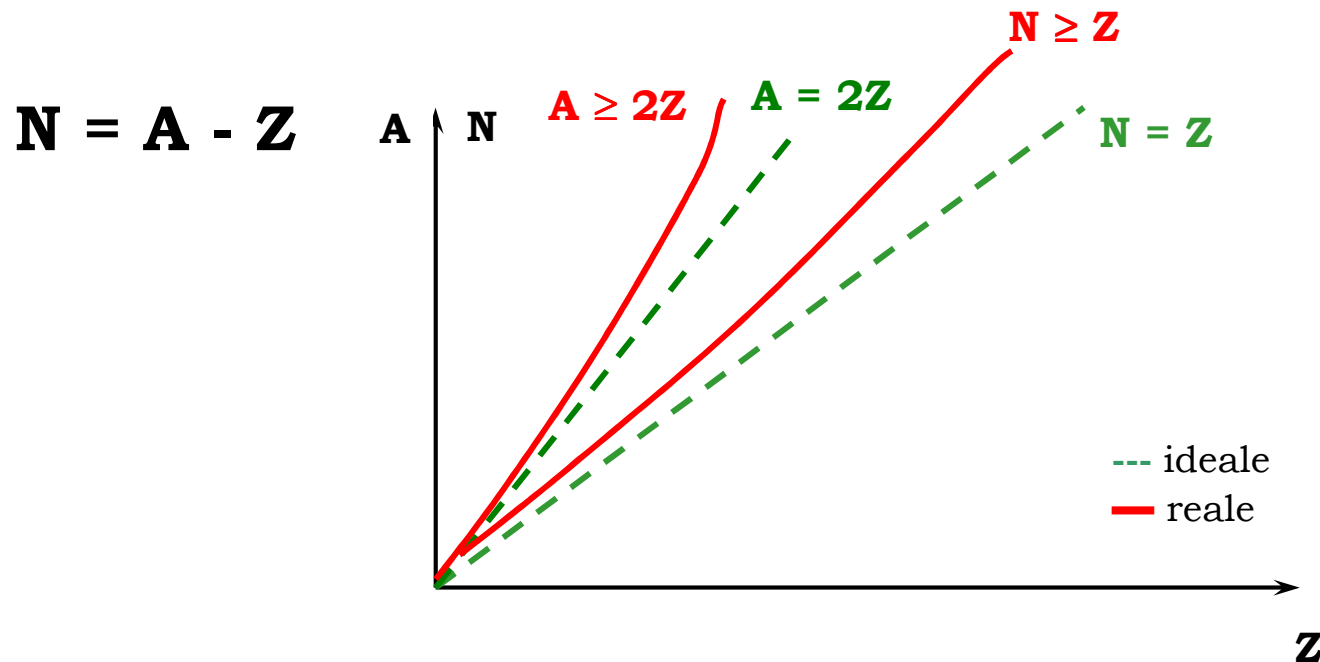
Rapporto $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$



Rapporto tra ^{14}C e ^{12}C durante la vita e dopo la morte di un organismo



- a. Fossile
- b. Combustione del fossile a dare CO_2
- c. Decadimento di ^{14}C , instabile, con emissione di elettroni
- d. Rivelazione degli elettroni emessi da ^{14}C



Il numero N di neutroni che partecipa con Z protoni alla formazione del nucleo non dipende da Z in modo rigido: nella maggior parte dei casi, a parità di Z , possono essere stabili nuclei con distinti N (isotopi dell'elemento Z).

Le proprietà chimiche non dipendono dal numero di massa, bensì dal numero atomico (nello specifico dagli elettroni energeticamente più accessibili): per questo motivo isotopi di uno stesso elemento hanno lo stesso comportamento chimico.

Riassumendo...

