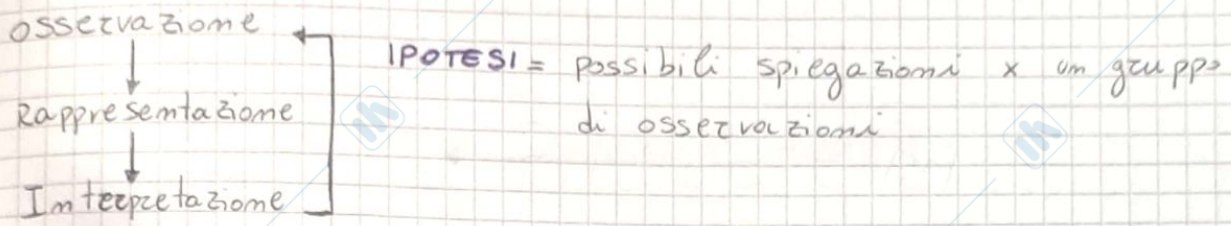


INTRODUZIONE ALLA CHIMICA

Compito: descrivere a livello microscopico ciò che osserviamo macroscopicamente riguardo la trasformazione della materia

METODO SCIENTIFICO = approccio sistematico alla ricerca



LEGGE = dichiarazione sintetica di relazione tra fenomeni sempre uguali nelle medesime condizioni

TEORIA = principio unificante che spiega un insieme di fatti e/o le leggi su cui questi si basano

↳ Teoria atomica → tutta la chimica si basa su questa

CHIMICA = studio della materia e dei cambiamenti che essa subisce

- * **MATERIA** → qualsiasi cosa che occupi spazio e che abbia massa
- * **SOSTANZA** → una forma di materia che ha una composizione definita e proprietà distinte
- * **MISCELE** → combinazione di 1 o + sostanze in cui le singole sostanze mantengono identità distinte

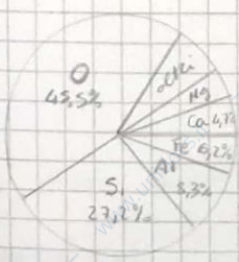
- **OMOGENEE**
- **ETEROGENEE**

X Separare una miscela:

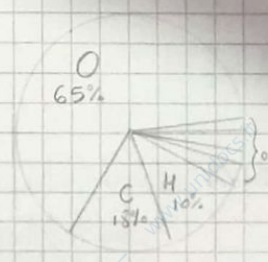
- DISTILLAZIONE
 - CALAMITA
- } Mezzi fisici

* **ELEMENTO** → sostanza che non può essere separata in sostanze + semplici attraverso mezzi chimici

118 ELEMENTI 82 presenti in natura
 36 preparati artificialmente

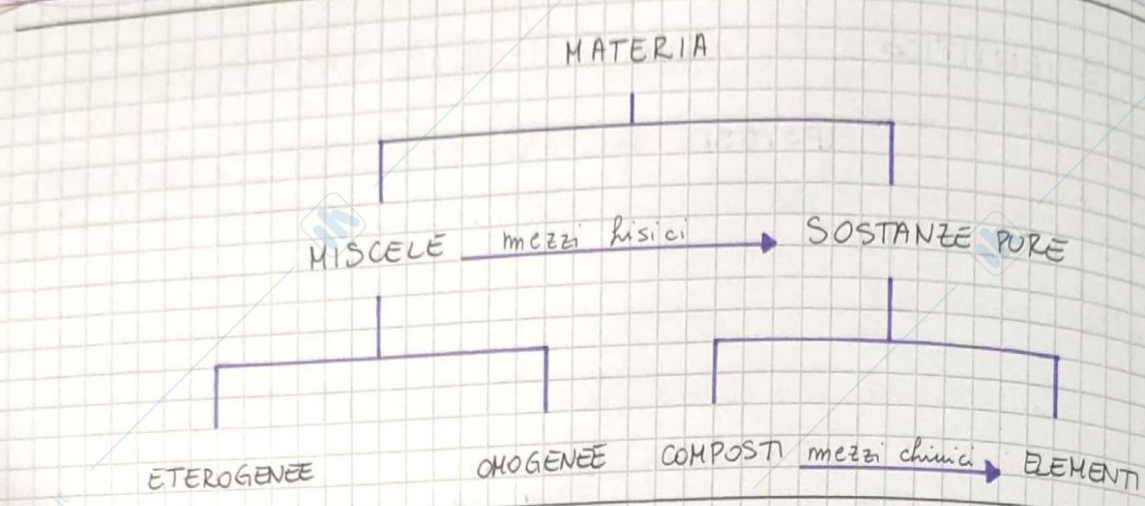


5 elementi costituiscono il 90% della crosta terrestre
O, Si, Al, Fe, Ca



3 elementi costituiscono il 90% del corpo umano
O, C, H

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari
 chimicamente in separazioni separate
 separati nei loro componenti puri (elementi) solo con mezzi chimici



3 stati della materia

- * GAS → NO VOLUME, NO FORMA
molecole libere di muoversi (dipende dalla temperatura)
- * LIQUIDO → SI VOLUME, NO FORMA
- * SOLIDO → SI VOLUME, SI FORMA

TRASFORMAZIONE FISICA = non altera la composizione o l'identità di una sostanza

TRASFORMAZIONE CHIMICA = fa variare la composizione o l'identità delle sostanze coinvolte

PROPRIETÀ FISICA = misurata senza cambiare la composizione o l'identità di una sostanza

PROPRIETÀ CHIMICA = variazione della composizione o l'identità delle sostanze coinvolte

PROPRIETÀ ESTENSIVA = dipende da quanta materia viene presa in considerazione

- Massa
- Lunghezza
- Volume

PROPRIETÀ INTENSIVA = non dipende da quanta materia viene presa in considerazione

- Densità
- Temperatura
- Calore

MASSA \rightarrow mi, sicca, quantità di materia \Rightarrow kg
PESO \rightarrow la forza che la gravità esercita su di un oggetto \Rightarrow N

SI \rightarrow SISTEMA INTERNAZIONALE DI UNITA' DI MISURA
 + **PREFISSI**

LUNGHEZZA	metro	m
MASSA	Kilogrammi	kg
TEMPO	secondo	s
CORRENTE ELETTRICA	ampere	A
TEMPERATURA	Kelvin	K
QUANTITA' DI UNA SOSTANZA	mole	mol
INTENSITA' LUMINOSA	candela	cd

TERA-	T	$1 \cdot 10^{12}$
GIGA-	G	$1 \cdot 10^9$
MEGA-	M	$1 \cdot 10^6$
KILO-	k	$1 \cdot 10^3$
DECI-	d	$1 \cdot 10^{-1}$
CENTI-	c	$1 \cdot 10^{-2}$
MILLI-	m	$1 \cdot 10^{-3}$
MICRO-	μ	$1 \cdot 10^{-6}$
NANO-	n	$1 \cdot 10^{-9}$
PICO-	p	$1 \cdot 10^{-12}$

VOLUME \rightarrow unità di misura \rightarrow m³ [1L = 1 dm³]

DENSITA' \rightarrow " " " \Rightarrow kg/m³
 densità = $\frac{\text{massa}}{\text{volume}} \rightarrow \rho = \frac{m}{V}$

TEMPERATURA \rightarrow Kelvin (K), Celsius (°C) [K = °C + 273,15]

NOTAZIONE SCIENTIFICA = $N \cdot 10^m$, $1 \leq N < 10$ e m = numero intero + o -

CIFRE SIGNIFICATIVE \Rightarrow

- qualsunque cifra diversa da 0 è significativa
- gli 0 compresi tra cifre diverse da 0 sono significativi
- gli 0 alla sinistra della 1^a cifra diversa da 0 non è significativo
- se un numero è > 1 , tutti gli zeri a destra del punto decimale sono significativi
- se un numero è < 1 , solo gli zeri che si trovano alla fine e nel mezzo del numero sono significativi

ACCURATEZZA = quanto una misura è vicina al valore 0

PRECISIONE = quanto un gruppo di misure sono vicine tra loro

ATOMI, MOLECOLE, IONI

LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA (1789)

IONI
↓

« In una reazione chimica la massa totale si conserva »
 la somma delle masse dei reagenti è sempre = alla somma delle masse dei prodotti

LEGGE DELLE PROPORZIONI DEFINITE E COSTANTI (1799)

« Campioni differenti dello stesso composto contengono sempre gli stessi elementi costituenti, sempre nelle medesime proporzioni di massa »

In ogni campione di ossidride carbonica il rapporto tra le quantità di Ossigeno e Carbonio (in massa) è sempre lo stesso $\Rightarrow \frac{m_o}{m_c} = 2,664$
 Collocazione composizione % di ossidride carbonica

$$\frac{m_o}{m_c} = 2,664 \Rightarrow m_o = 2,664 m_c$$

$$100g = m_c + m_o = m_c + (1 + 2,664) = 3,664 m_c \Rightarrow m_c = \frac{100g}{3,664} = 27,29g$$

$$C_c = 27,29\%$$

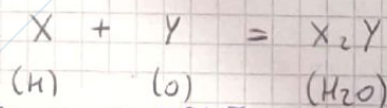
$$C_o = 100 - 27,29 = 72,71\%$$

TEORIA ATOMICA DI DALTON (1808)

- * Gli elementi sono composti da particelle estremamente piccole \Rightarrow ATOMI
- * Tutti gli atomi di un dato elemento sono identici e possiedono le stesse dimensioni, la stessa massa e le stesse proprietà chimiche, ma differiscono dagli atomi di qualsiasi altro elemento
- * I composti sono formati da atomi di almeno 2 elementi diversi.

In qualsiasi composto, il rapporto tra il numero di atomi di qualsiasi coppia di elementi in esso contenuti è o un numero intero o una frazione semplice

- * Una reazione chimica comporta solo la separazione, la combinazione, o il riarrangiamento di atomi; non è mai il risultato della loro creazione dal nulla o della loro distruzione



LEGGE DELLE PROPORZIONI MULTIPLE

« Quando 2 elementi formano più di 1 composto, le masse di un elemento in un elemento in questi composti rispetto a una massa definita dell'altro elemento sono in proporzioni espresse da piccoli numeri interi »

La massa di un elemento di un composto è proporzionale al numero di atomi dell'elemento di esso presente

L'etano e l'acetilene sono 2 idrocarburi gassosi.

Le analisi chimiche mostrano che in un campione di etano 2,65g di carbonio si combinano con 0,665g di idrogeno mentre in un campione di acetilene 4,56g di carbonio si combinano con 0,383g di H.

(a) Questi risultati sono consistenti con la legge delle proporzioni multiple?

(b) Proporre delle ragionevolmente formule molecolari per i 2 composti.
 2,65g C : 0,665g H = 1g C ? 4,56g C : 0,383g H = 1g C ?

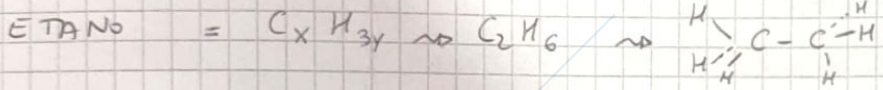
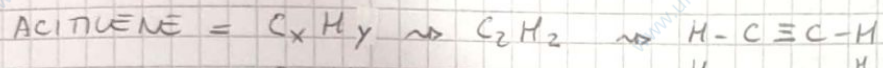
ETANO

ACETILENE

$$\frac{0,665gH \cdot 1gC}{2,65gC} = 0,25094... gH$$

$$\frac{0,383gH \cdot 1gC}{4,56gC} = 0,083991... gH$$

$$\frac{0,25094... gH}{0,083991... gH} = 2,9877 = 2,99 \approx 3$$

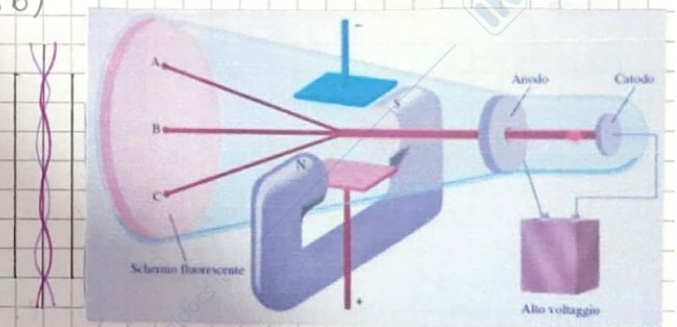


ESPERIMENTO DI THOMSON

TUBO A RAGGI CATHODICI (1896)

Scoperta dell'elettrone e misura del rapporto tra la sua massa e la sua carica

si scopre che gli elettroni hanno carica negativa



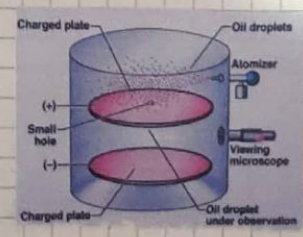
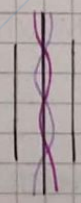
ESPERIMENTO DI MILLIKAN

LA MISURA DELLA CARICA DELL'ELETTRONE (1926)

$$q = -1,60 \cdot 10^{-19} C$$

$$m/q = -1,76 \cdot 10^8 C/g$$

$$m = 9,10 \cdot 10^{-28} g$$



3 TIPI DI RADIAZIONI (particelle) EMESSE DAGLI ELEMENTI RADIOATTIVI

Esistono delle sostanze in natura che sono in grado di emettere radiazioni simili a particelle o radiazioni elettromagnetiche.

Ci sono 3 particelle che sottoposte a un campo elettrico reagiscono in 3 modi diversi

- ★ ALFA \rightarrow emette da piastre - , ha carica + \Rightarrow quindi ricche di protoni
- ★ BETA \rightarrow " " " + , " " - \Rightarrow " " " elettroni
- ★ GAMMA \rightarrow radiazioni senza carica e massa, radiazioni elettromagnetiche come raggi X

NUMERO ATOMICO (Z) = numero di protoni nel nucleo
(definisce l'elemento)

NUMERO DI MASSA (A) = numero di elettroni + numero di neutroni

numero di massa $\rightarrow A$

\rightarrow atomico $\rightarrow Z$ X = simbolo dell'elemento

ISOTOPi \rightarrow atomi di uno stesso elemento (X)
con diverso numero di neutroni

