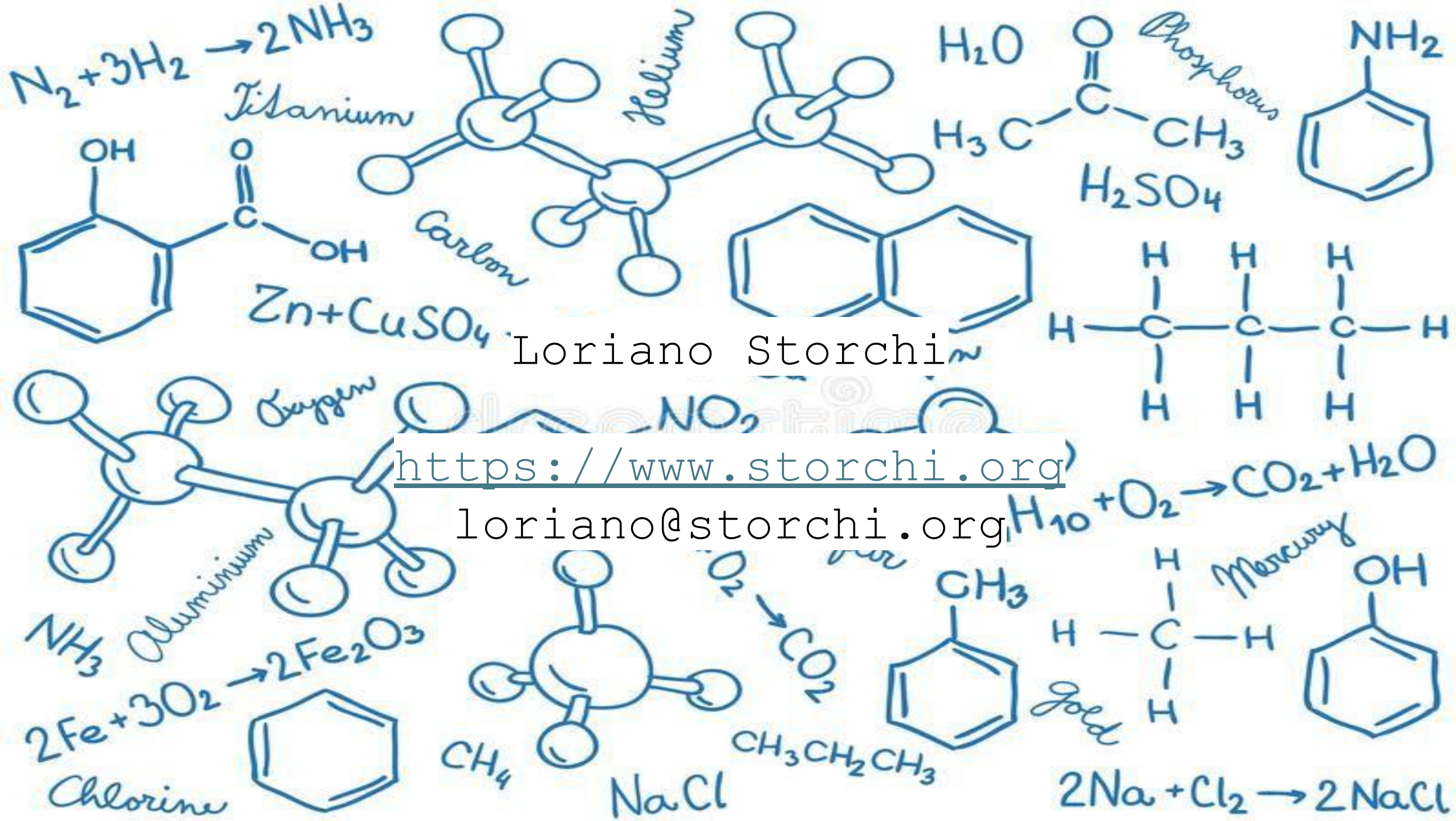




MASSE ATOMICHE

01 · DEFINIZIONE

Sono a volte impropriamente chiamate pesi atomici. All'epoca di Dalton non era possibile pesare i singoli atomi ma solo trovare la massa di un atomo relativa a quella di un altro di riferimento.

ESEMPIO DI REAZIONE



02 · CALCOLO SPERIMENTALE

1,000 g di idrogeno reagiscono con 7,9367 g di ossigeno

$$\text{massa atomica ossigeno} = 2 \times 7,9367 = 15,873 \text{ g}$$

(relativa all'idrogeno)

Difficoltà legate alla formula molecolare:

Se l'acqua fosse HO avremmo la massa dell'ossigeno pari a 7,9367 g.

03 · EVOLUZIONE STORICA

FASE 1 · SCALA IDROGENO

Inizialmente Dalton riferì le masse atomiche all'idrogeno.

FASE 2 · SCALA OSSIGENO

Successivamente (Avogadro, Cannizzaro) si passò ad una scala basata sull'ossigeno (fino al 1925).

Dal 1969 si usa una scala basata sul carbonio-12 ossia sull'isotopo ^{12}C

01 · UNITÀ DI MASSA ATOMICA (U.M.A.)

A tale isotopo è stata arbitrariamente assegnata una massa di **12 unità di massa atomica**.

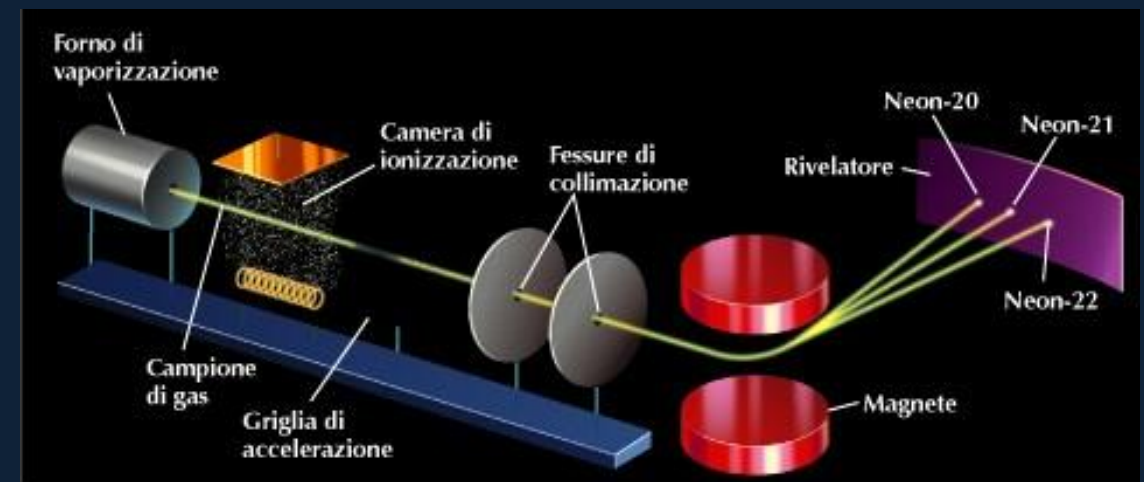
1 u.m.a. = $\frac{1}{12}$ della massa dell'atomo di carbonio-12
 $= 1,661 \times 10^{-27} \text{ Kg}$

02 · PESO ATOMICO

Peso atomico = massa atomica media di un elemento allo stato naturale espresso in unità di massa atomica.

03 · MISURAZIONE SPERIMENTALE

Oggi è possibile misurare accuratamente le masse atomiche tramite uno strumento chiamato **spettrometro di massa**.



Masse atomiche ed abbondanza isotopica

01 · PRINCIPIO GENERALE

La massa atomica media di un elemento si calcola conoscendo le **abbondanze relative** dei suoi isotopi naturali.

DEFINIZIONE

L'abbondanza relativa rappresenta la frazione del numero totale di atomi costituita da un determinato isotopo.

REGOLA FONDAMENTALE

$$\Sigma (\text{Abbondanze}) = 1,00$$

02 · ESEMPIO PRATICO: CLORO (Cl)

ISOTOPO 1: ^{35}Cl

$$34,96885 \text{ uma} \times 0,75771 = \mathbf{26,49625 \text{ uma}}$$

ISOTOPO 2: ^{37}Cl

$$36,96590 \text{ uma} \times 0,24229 = \mathbf{8,95647 \text{ uma}}$$

MASSA ATOMICA MEDIA / SOMMA

$$= \mathbf{35,45272 \text{ uma}}$$

03 · APPLICAZIONE ED ESTENSIONE

Lo stesso identico procedimento matematico si applica a tutti gli elementi costituiti da **tre o più isotopi**.

NOTA SUI VALORI IN TAVOLA

I pesi atomici riportati sulla tavola periodica rappresentano proprio questa media ponderata calcolata sull'abbondanza isotopica naturale.

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

01 · ORIGINE E DEFINIZIONI

STORIA (1869)

Mendeleev (russo) e Meyer (tedesco) ordinarono gli elementi per **peso atomico** in file orizzontali, osservando proprietà simili nelle colonne.

STRUTTURA BASE

- **Periodo:** fila orizzontale
- **Gruppo:** colonna verticale

02 · STRUTTURA DEI PERIODI

1° Periodo: 2 elementi (idrogeno ed elio)

2° e 3° Periodo: 8 elementi ciascuno

4° e 5° Periodo: 18 elementi ciascuno

6° Periodo: 32 elementi (14 a parte)

7° Periodo: era incompleto (oggi si arriva fino al 118 Og)

03 · I GRUPPI E CONVENZIONI

COMPOSIZIONE

18 gruppi + 14 elementi di transizione interna (**lantanidi** e **attinidi**).

NUMERAZIONE

1) Standard Classico:
I A – VIII A e I B – VIII B

2) Standard IUPAC:
1 – 18 nell'ordine

Tavola periodica degli elementi

01 · CHIAVE DI LETTURA

SIMBOLO E NOME

Identifica l'elemento chimico e la sua denominazione ufficiale.

NUMERO ATOMICO (Z)

Indica il numero di protoni presenti nel nucleo dell'atomo.

MASSA ATOMICA

Valore medio ponderato espresso in unità di massa atomica (u).

PROPRIETÀ FISICO-CHIMICHE

Temperature di fusione/ebollizione, elettronegatività e stati di ossidazione.

02 · TAVOLA PERIODICA COMPLETA

Tavola periodica degli elementi																	
GRUPPI																	
I II III IV V VI VII VIII																	
1 idrogeno H 1,008 +1	2 elio He 4,003 +2															17 fluoro F 18,998 +2	18 neon Ne 20,180 +2
3 litio Li 6,941 +1	4 berillio Be 9,012 +2	5 boro B 10,811 +3	6 carbonio C 12,011 +4	7 azoto N 14,007 +5	8 ossigeno O 15,999 +6	9 fluoro F 18,998 +7	10 neon Ne 20,180 +8	11 sodio Na 22,990 +1	12 magnesio Mg 24,305 +2	13 alluminio Al 26,982 +3	14 silicio Si 28,086 +4	15 fosforo P 30,974 +5	16 zolfo S 32,065 +6	17 cloro Cl 35,453 +7	18 argon Ar 39,948 +8	19 potassio K 39,098 +1	20 calcio Ca 40,078 +2
21 scandio Sc 44,956 +3	22 titanio Ti 47,88 +4	23 vanadio V 50,942 +5	24 cromo Cr 51,996 +6	25 manganese Mn 54,938 +7	26 ferro Fe 55,845 +8	27 cobalto Co 58,933 +9	28 nickel Ni 58,69 +10	29 rame Cu 63,546 +1	30 zinco Zn 65,38 +2	31 galio Ga 69,723 +3	32 germanio Ge 72,63 +4	33 arsenico As 74,922 +5	34 selenio Se 78,96 +6	35 bromo Br 79,904 +7	36 cripto Kr 83,80 +8	37 rubidio Rb 85,468 +1	38 stronzio Sr 87,62 +2
39 zirconio Zr 91,224 +4	40 niobio Nb 92,906 +5	41 molibdeno Mo 95,94 +6	42 tecnecio Tc 98,906 +7	43 rutenio Ru 101,07 +8	44 rodio Rh 102,905 +9	45 palladio Pd 106,904 +10	46 argento Ag 107,868 +1	47 cadmio Cd 112,411 +2	48 indio In 114,818 +3	49 stagno Sn 118,710 +4	50 piombo Pb 207,2 +4	51 bismuto Bi 208,980 +5	52 polonio Po 209 +6	53 astato At 210 +7	54 radon Rn 222 +8	55 cesio Cs 132,905 +1	56 bario Ba 137,327 +2
57-71 lantanidi	72 hafnio Hf 178,49 +4	73 tantalio Ta 180,948 +5	74 volframo W 183,84 +6	75 renio Re 186,207 +7	76 osmio Os 190,23 +8	77 iridio Ir 192,22 +9	78 platino Pt 195,084 +10	79 oro Au 196,967 +1	80 mercurio Hg 200,59 +2	81 tallio Tl 204,38 +3	82 piombo Pb 207,2 +4	83 bismuto Bi 208,980 +5	84 polonio Po 209 +6	85 astato At 210 +7	86 radon Rn 222 +8	87 francio Fr [223] +1	88 radio Ra [226] +2
89-103 attinidi	104 rutherfordio Rf [261] +4	105 dubnio Db [262] +5	106 seaborgio Sg [266] +6	107 bohrio Bh [264] +7	108 hessio Hs [277] +8	109 meitnerio Mt [268] +9	110 darmstadtio Ds [271] +10	111 roentgenio Rg [272] +1	112 copernicio Cn [285] +2	113 nihilio Nh [286] +3	114 flerovio Fl [289] +4	115 moscovio Mc [288] +5	116 livermorio Lv [293] +6	117 tennessio Ts [294] +7	118 oganessonio Og [294] +8	119 meitnerio Mt [268] +9	120 darmstadtio Ds [271] +10

Metalli, Non-metalli e Semimetalli

01 · METALLI

STATO FISICO

Solidi (**eccetto il mercurio**)

PROPRIETÀ

Lucentezza, malleabilità e duttilità

CONDUCIBILITÀ

Buoni conduttori di calore ed elettricità

02 · SEMIMETALLI

POSIZIONE

Disposti **attorno alla linea a zigzag** della tavola periodica

CARATTERISTICHE

Proprietà **intermedie** fra metalli e non-metalli

DENOMINAZIONE

Noti anche come **metalloidi**

03 · NON-METALLI

STATO FISICO

Gas o solidi (**eccetto il bromo**)

PROPRIETÀ

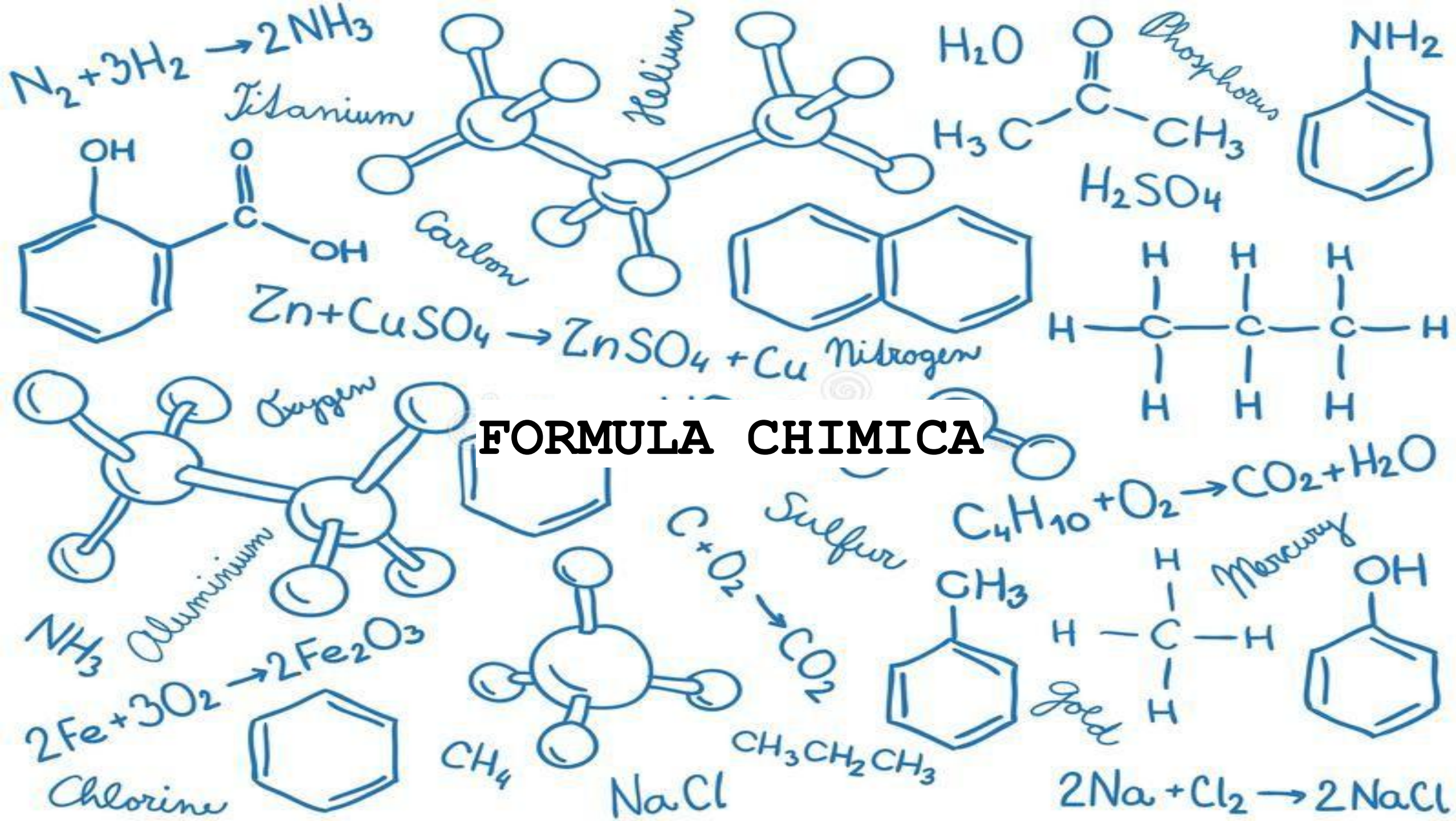
Non presentano caratteristiche metalliche

COMPORTAMENTO

Cattivi conduttori termici ed elettrici

ANDAMENTO PERIODICO DELLA METALLICITÀ

Le caratteristiche metalliche aumentano **da destra verso sinistra** e **dall'alto verso il basso** nella tavola periodica.



FORMULA CHIMICA

01 · DEFINIZIONE

NOTAZIONE CHIMICA

Usa i simboli atomici con numeri a pedice per indicare le quantità relative degli elementi che costituiscono la sostanza.

DENOMINAZIONE ALTERNATIVA

È anche nota come **formula empirica** o **formula minima**. Rappresenta il tipo più semplice di formula chimica.

02 · ESEMPI PRATICI

NaCl Rapporto 1:1

Al₂O₃ Rapporto 2:3

PROSSIMO PASSO · CLASSIFICAZIONE DELLE SOSTANZE

Prima di passare a formule chimiche più elaborate occorre considerare due tipi principali: **sostanze molecolari** o **sostanze ioniche**.

Sostanze molecolari

01 · MOLECOLA

DEFINIZIONE

Un gruppo di atomi connessi da **legami chimici (forti)**.

CARATTERISTICHE

Rappresenta l'unità fondamentale che conserva le proprietà chimiche della sostanza.

02 · SOSTANZA MOLECOLARE

COMPOSIZIONE

Una sostanza composta da **molecole tutte uguali**.

OMOGENEITÀ

Tutte le molecole presenti nella sostanza condividono la stessa formula chimica e struttura.

RAPPRESENTAZIONE SCHEMATICA · MOLECOLE IDENTICHE

Insieme ordinato di molecole uguali (es. Acqua **H₂O**).



Formule Chimiche: Molecolare e di Struttura

DEFINIZIONI CHIAVE

- **Formula molecolare:** indica l'esatto numero di atomi di ciascun elemento presenti in una molecola.
- **Formula di struttura:** mostra schematicamente come sono legati fra loro gli atomi nella molecola.

Acqua

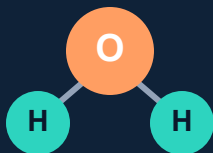
FORMULA EMPIRICA



FORMULA MOLECOLARE



FORMULA DI STRUTTURA



Ammoniaca

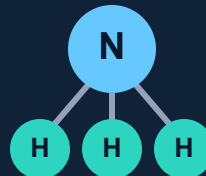
FORMULA EMPIRICA



FORMULA MOLECOLARE



FORMULA DI STRUTTURA



Idrazina

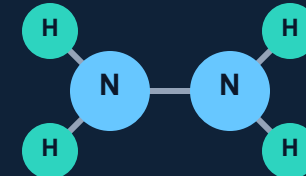
FORMULA EMPIRICA



FORMULA MOLECOLARE



FORMULA DI STRUTTURA



Propene (Propilene)

FORMULA MINIMA

CH₂

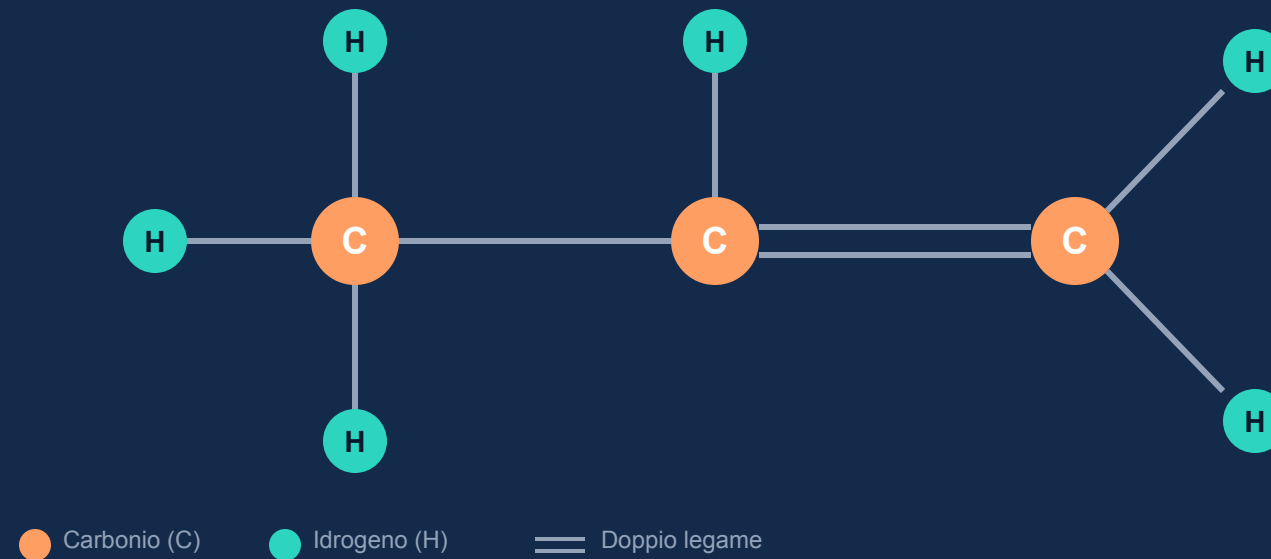
FORMULA MOLECOLARE

C₃H₆

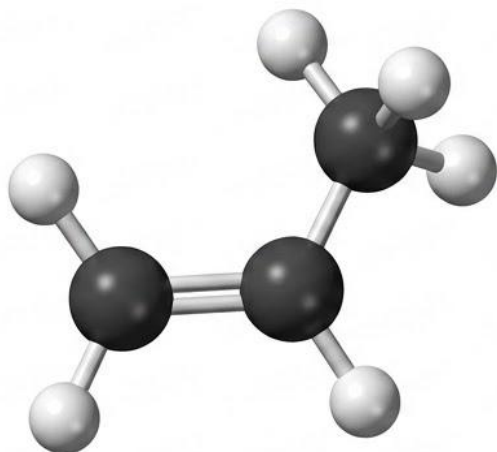
CARATTERISTICHE

Alchene insaturo contenente un doppio legame tra due atomi di carbonio (C=C).

FORMULA DI STRUTTURA

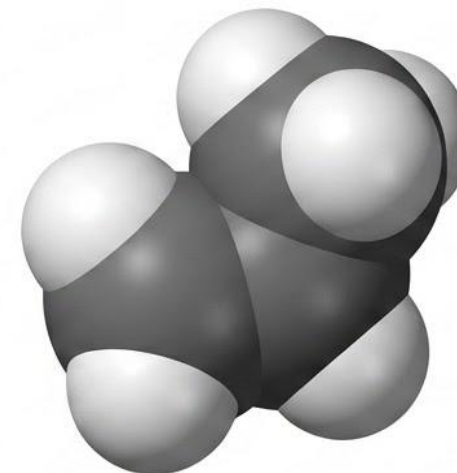


Propene (Propilene) · Rappresentazioni e formule



MODELLO A SFERE
E BASTONCINI

FORMULA EMPIRICA: CH_2
FORMULA MOLECOLARE: C_3H_6



MODELLO SPAZIALE
(SPACE-FILLING)

Sostanze ioniche

LO IONE

Uno ione è una particella carica ottenuta da un atomo o un gruppo di atomi legati chimicamente per addizione o sottrazione di elettroni.

Anione (-)

ione carico negativamente



Catione (+)

ione carico positivamente



COMPOSTI IONICI

Un composto ionico è costituito da cationi ed anioni tenuti assieme da forze elettrostatiche in una disposizione spaziale regolare.

 **Forze elettrostatiche:** determinano la stabilità della struttura reticolare tra cariche opposte.

CONCETTO DI UNITÀ DI FORMULA

In tali casi si parla di **unità di formula** più che di formula chimica e non si può definire una molecola.

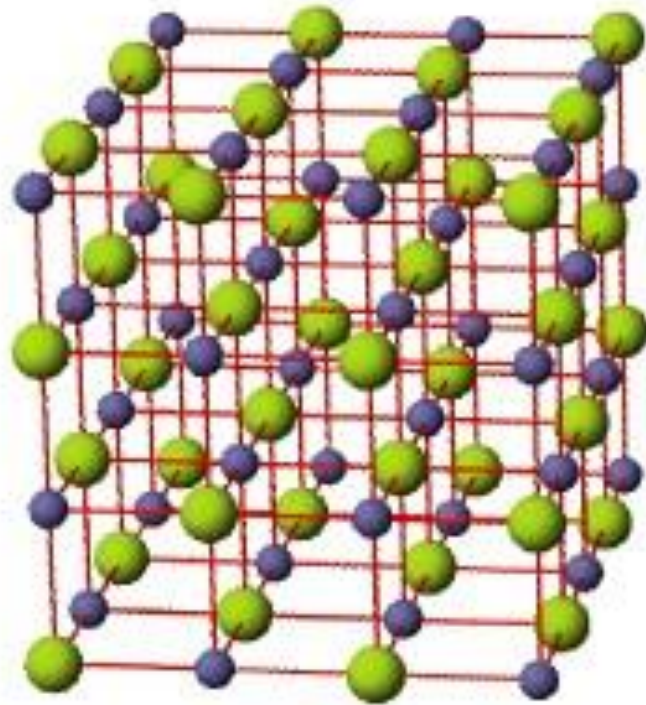


1 ione Na^+ per ogni ione Cl^-

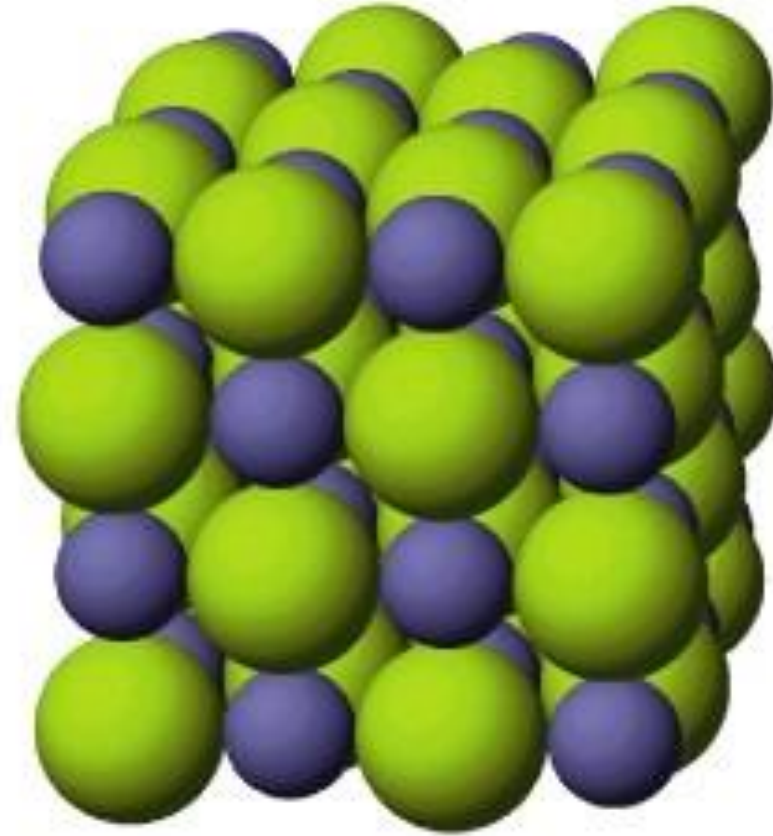


2 ioni Fe^{3+} per ogni 3 ioni SO_4^{2-}

Chimica · contenuti e formule



(a)



(b)

I composti chimici sono suddivisi in:

Composti Organici

Composti del carbonio, considerabili come derivati da idrocarburi.

STRUTTURA BASE

Idrocarburi

Composti costituiti prevalentemente da carbonio e idrogeno.

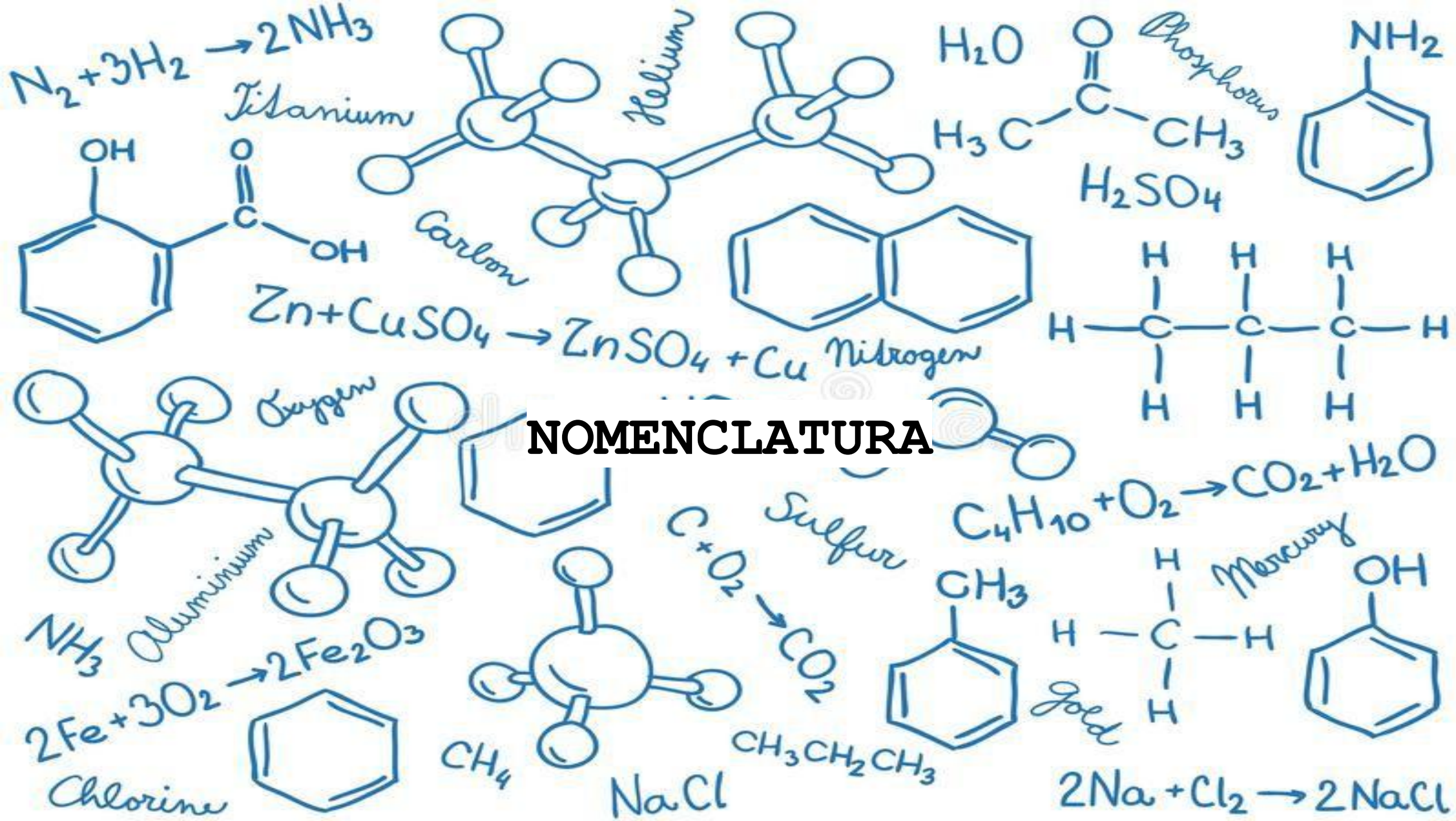
Composti Inorganici

Composti formati da tutti gli altri elementi chimici.

INCLUSIONI ED ECCEZIONI

Composti semplici del carbonio

Inclusi alcuni composti semplici del carbonio (come CO, CO₂, ecc.).



Nomenclatura composti inorganici

NOMENCLATURA

Composti Ionici

Un composto ionico prende il nome dagli ioni che contiene.

1. Regola Standard

Si scrive prima il catione e poi l'anione.

NaCl sodio cloruro

2. Variante Diffusa

Si inverte l'ordine e si fa precedere il catione da "di".

NaCl cloruro di sodio

CLASSIFICAZIONE

Tipi di Ioni

Gli ioni si dividono in base al numero di atomi che li costituiscono.

Ioni Monoatomici

Formati da un singolo atomo.

Esempi: Na^+ , Cl^-

Ioni Poliatomici

Costituiti da due o più atomi legati chimicamente.

Esempi: NH_4^+ , SO_4^{2-}

Un catione monoatomico prende il nome dall'elemento

REGOLA GENERALE

Nome dall'Elemento

Un catione monoatomico prende direttamente il nome dall'elemento da cui deriva.

Na⁺ ione sodio

Ca²⁺ ione calcio

Al³⁺ ione alluminio

ELEMENTI DI TRANSIZIONE

Cariche Multiple

Molti elementi di transizione formano cationi con diverse cariche, distinti da un numero romano (fra parentesi) pari alla carica:

Fe²⁺ ione ferro (II)

Fe³⁺ ione ferro (III)

VECCHIA NOMENCLATURA

Si usano i suffissi **-oso** e **-ico** per gli ioni con carica minore e maggiore:

Fe²⁺ ione ferroso

Fe³⁺ ione ferrico

Cationi dei Metalli non di Transizione

REGOLA DEL GRUPPO

Carica del Catione

I metalli formano cationi. Per quelli non di transizione (in arancione nella figura), la carica del catione è uguale al numero del gruppo nella nomenclatura non IUPAC.

ESEMPI

Sn⁴⁺ Stagno(IV) — Gruppo 4A

Pb⁴⁺ Piombo(IV) — Gruppo 4A

Bi⁵⁺ Bismuto(V) — Gruppo 5A

RIFERIMENTO

Tavola Periodica

[illegible]

PRINCIPALI CATIONI

ELENCO CATIONI (1/2)

Cr³⁺ — Cromo(III) o cromico

Mn²⁺ — Manganese(II) o manganoso

Fe²⁺ — Ferro(II) o ferroso

Fe³⁺ — Ferro(III) o ferrico

Co²⁺ — Cobalto(II) o cobaltoso

Ni²⁺ — Nichel(II) o nichel

ELENCO CATIONI (2/2)

Cu²⁺ — Rame(II) o rameico

Zn²⁺ — Zinco

Ag⁺ — Argento

Cd²⁺ — Cadmio

Hg²⁺ — Mercurio(II) o mercurico

Nomenclatura e Carica degli Anioni Monoatomici

REGOLE DI NOMENCLATURA

Prende il nome dall'elemento seguito dal suffisso **-uro**

ESEMPI

Cl⁻ — Cloruro

S²⁻ — Solfuro

ECCEZIONE

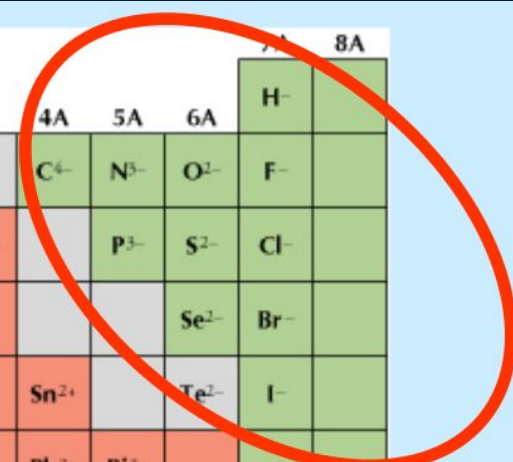
O²⁻ — Ossido (non "ossigenuro")

CALCOLO DELLA CARICA

I non metalli formano anioni con carica pari al **numero del gruppo meno 8**

Cl⁻ Group VII A $\rightarrow 7 - 8 = -1$

S²⁻ Group VI A $\rightarrow 6 - 8 = -2$



1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺																H ⁻	
Li ⁺													C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺											Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺	Bi ³⁺			

Ioni poliatomici

CATIONI POLIATOMICI

L'unico catione poliatomico di rilievo è:

NH_4^+ — ione ammonio



ANIONI POLIATOMICI (OSSIANIONI)

La maggior parte degli ioni poliatomici sono ossianioni, contenenti ossigeno più un altro elemento:

CO_3^{2-} — ione carbonato

SO_4^{2-} — ione solfato



PRINCIPALI IONI POLIATOMICI

NOME	FORMULA
Acetato	CH_3COO^-
Ammonio	NH_4^+
Carbonato	CO_3^{2-}
Clorato	ClO_3^-
Clorito	ClO_2^-
Cromato	CrO_4^{2-}
Cianuro	CN^-
Bicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Diidrogenofosfato	H_2PO_4^-
Fosfato	PO_4^{3-}
Idrogenocarbonato (bicarbonato)	HCO_3^-
Idrogenosolfato (bisolfato)	HSO_4^-
Idrogenosolfito (bisolfito)	HSO_3^-

NOME	FORMULA
Idrossido	OH^-
Ipoclorito	ClO^-
Monoidrogeno fosfato	HPO_4^{2-}
Nitrato	NO_3^-
Nitrito	NO_2^-
Ossalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Perclorato	ClO_4^-
Permanganato	MnO_4^-
Ossido	O^{2-}
Perossido	O_2^{2-}
Solfato	SO_4^{2-}
Solfito	SO_3^{2-}

Esempi

FeSO_4 — Solfato di ferro (II)

AlBr_3 — Bromuro di alluminio

TiO_2 — Ossido di titanio (IV)

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — Solfato di ferro (III)

CuNO_3 — Nitrato di rame (I)

$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ — Nitrato di rame (II)

Mg_3N_2 — Nitrato di magnesio

Scrittura della formula a partire dagli ioni

1. REGOLA DELLA CARICA INCROCIATA

Per raggiungere la neutralità elettrica, si prende un numero di cationi pari alla carica dell'anione e un numero di anioni pari alla carica del catione.

ESEMPIO: Ossido di cromo(III)

Ioni: Cr^{3+} (catione) e O^{2-} (anione)

- Carica dell'anione (2) $\rightarrow$ 2 cationi Cr^{3+}
- Carica del catione (3) $\rightarrow$ 3 anioni O^{2-}

FORMULA FINALE: Cr_2O_3

2. RIDUZIONE AI MINIMI TERMINI

Se è possibile, si riducono i pedici ai numeri interi più piccoli dividendo per il **massimo comune divisore (MCD)**.

ESEMPIO: Ossido di stronzio

Ioni: Sr^{2+} e $\text{O}^{2-} \rightarrow \text{Sr}_2\text{O}_2$

- Pedici (2, 2) hanno MCD = 2
- Si dividono i pedici per 2

FORMULA RIDOTTA: SrO

Scrittura della formula a partire dagli ioni

1. REGOLA DELLA CARICA INCROCIATA

Per raggiungere lo stato di ossidazione zero, si prende un numero uguale all'ordine dell'anione e uguale alla carica del catione.

ESEMPIO: Ossido di cromo(III)

Ioni: Cr^{3+} (catione) e O^{2-} (anione)



TERMINI

...o i pedici ai numeri
...o per il **massimo**

...onizio

Ioni: Sr^{2+} e $\text{O}^{2-} \rightarrow \text{Sr}_2\text{O}_2$



Si dividono i pedici per il
massimo comune divisore=2

IDRATI

Un idrato è un composto (ionico) che contiene nei suoi cristalli molecole di acqua debolmente legate. L'acqua viene persa per riscaldamento dando il composto anidro.

COMPOSTO IDRATO



Solfato di rame (II) pentaidrato

Proprietà Visiva:

Colore **BLU** intenso in presenza di molecole d'acqua di cristallizzazione.

COMPOSTO ANIDRO (Dopo Riscaldamento)



Solfato di rame (II) (anidro)

Proprietà Visiva:

Colore **BIANCO** in seguito alla perdita dell'acqua per riscaldamento.

Composti molecolari binari

DEFINIZIONE GENERALE

Un **composto binario** è formato da due soli elementi.

- Metallo + Non-metallo → Solitamente **ionici**
- Due Non-metalli (o metalloidi) → **Composti molecolari**

ORDINE NELLA FORMULA E NEL NOME

Il primo elemento scritto è quello che compare prima in questa sequenza (gruppi dal III A al VII A, dal basso in alto, con eccezioni H, O, F):

SEQUENZA DEGLI ELEMENTI:

B → **Si**, **C** → **Sb**, **As**, **P**, **N** → **H** → **Te**, **Se**, **S** → **I**, **Br**, **Cl** → **O** → **F**

Gruppi corrispondenti:

III A • IVA • VA • VIA • VIIA

REGOLE DI NOMENCLATURA

Radice del 2° elemento + **-uro** + "di" + nome del 1° elemento.

ESEMPI:

HCl → cloruro di idrogeno

IBr → bromuro di iodio

Quando i due elementi formano più di un composto questi si distinguono

1 mono-

6 esa-

2 bi- / di-

7 epta-

3 tri-

8 octa-

4 tetra-

9 nona-

5 penta-

10 deca-

CO

Monossido di carbonio

CO₂

Biossido di carbonio

NO₂

Biossido di azoto

N₂O₄

Tetrossido di diazoto

ClO₂

Biossido di cloro

Cl₂O₇

Eptossido di dicloro

S₂Cl₂

Dicloruro di dizolfo

P₄S₃

Trisolfuro di tetrafosforo

SF₆

Esafluoruro di zolfo

Acidi ed Anioni

DEFINIZIONE GENERALE DI ACIDO

Un **acido** è un composto che produce ioni **H⁺** ed un **anione** quando viene sciolto in acqua.

• Reazione in acqua: **HNO₃** dà **H⁺** + **NO₃⁻**

GLI OSSIACIDI

Un **ossiacido** è un acido contenente **idrogeno**, **ossigeno** ed un altro elemento (**non-metallo**).

COMPORTAMENTO IN ACQUA:

In acqua un ossiacido produce uno o più ioni **H⁺** ed un **ossianione**.

REGOLE DI NOMENCLATURA

Il nome dell'acido si ottiene dalla **radice del nome dell'elemento centrale** più il suffisso **-ico**.

ESEMPI:

HNO₃ → Acido nitrico

HClO₃ → Acido clorico

Se l'elemento forma due ossiacidi essi sono distinti dai suffissi



Acido nitroso



Acido nitrico



ipo- ... -oso

Acido
ipocloroso



-oso

Acido cloroso



-ico

Acido clorico



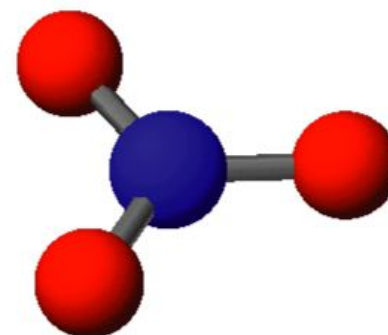
per- ... -ico

Acido
perclorico

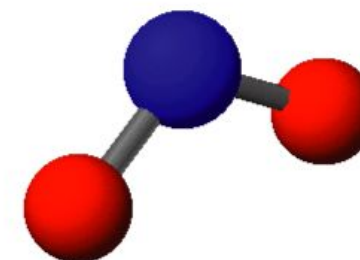
Relazione tra Nomi di Ossiacidi e Ossianioni

ACIDO	NOME ACIDO	ANIONE	NOME ANIONE
HNO_2	Acido nitroso	NO_2^-	ione nitrito
HNO_3	Acido nitrico	NO_3^-	ione nitrato

MODELLO MOLECOLARE DEGLI ANIONI



ione nitrato



ione nitrito

Relazione tra Nomi di Ossiacidi e Ossianioni del Cloro

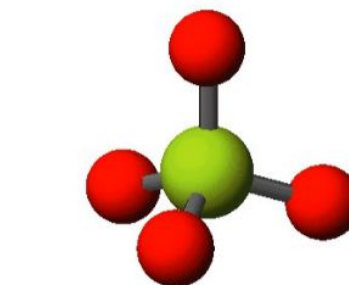
HClO Acido ipocloroso
 ClO^- ione Ipoclorito

HClO_2 Acido cloroso
 ClO_2^- lone clorito

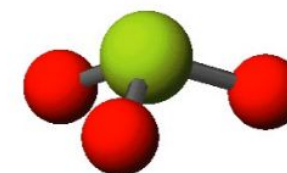
HClO_3 Acido clorico
 ClO_3^- lone clorato

HClO_4 Acido perclorico
 ClO_4^- lone perclorato

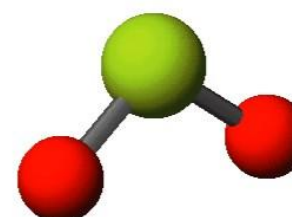
MODELLO MOLECOLARE DEGLI ANIONI



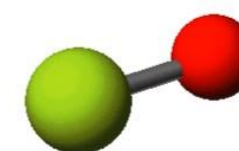
ClO_4^- è lo ione *perclorato*



ClO_3^- è lo ione *clorato*



ClO_2^- è lo ione *clorito*



ClO^- è lo ione *ipoclorito*

Alcuni acidi possono perdere più di uno ione H^+ e dare anioni

ACIDI POLIPROTICI

Possono perdere più di uno ione H^+ formando intermedi di tipo acido e anioni:

H_3PO_4 Acido fosforico

$H_2PO_4^-$

lone diidrogeno fosfato

HPO_4^{2-}

lone monoidrogeno fosfato

PO_4^{3-}

lone fosfato

IDRACIDI

Alcuni composti binari di idrogeno e non metalli producono soluzioni acide in acqua e sono detti idracidi. Tali composti prendono il nome dell'elemento più il suffisso **–idrico** preceduto da acido

ACIDO (-idrico)

ANIONE (-uro)

HCl

acido cloridrico

Cl^-

cloruro

H_2S

acido solfidrico

S^{2-}

solfuro

PRINCIPALI IONI POLIATOMICI

NOME FORMULA

Acetato CH_3COO^-

Ammonio NH_4^+

Bicromato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

Carbonato CO_3^{2-}

Cianuro CN^-

Clorato ClO_3^-

Clorito ClO_2^-

Cromato CrO_4^{2-}

NOME FORMULA

Diidrogenofosfato H_2PO_4^-

Fosfato PO_4^{3-}

Idrogenocarbonato (bicarbonato) HCO_3^-

Idrogenosolfato (bisolfato) HSO_4^-

Idrogenosolfito (bisolfito) HSO_3^-

Idrossido OH^-

Ipclorito ClO^-

Monoidrogeno fosfato HPO_4^{2-}

NOME FORMULA

Nitrato NO_3^-

Nitrito NO_2^-

Ossalato $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

Ossido O^{2-}

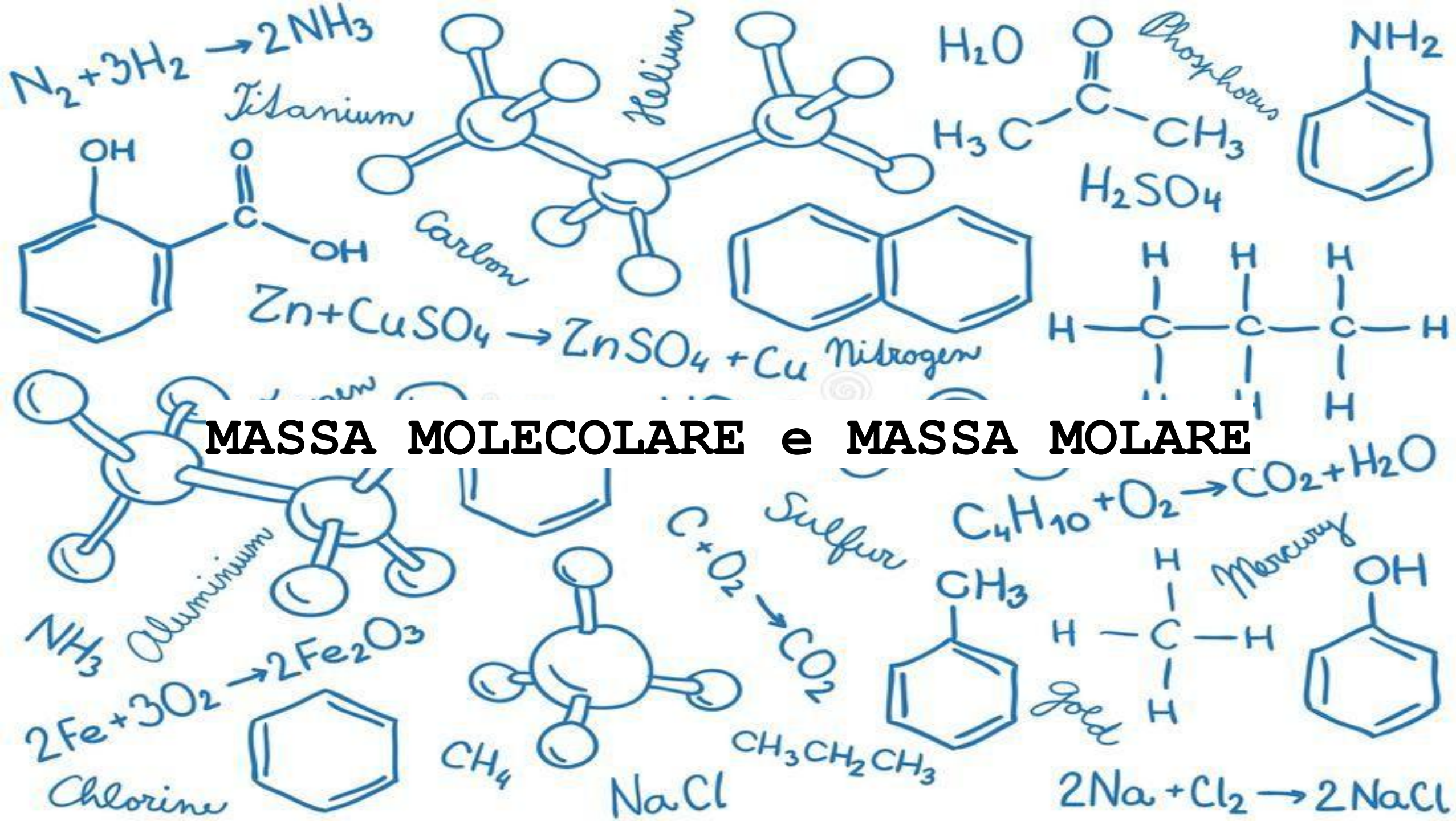
Perclorato ClO_4^-

Permanganato MnO_4^-

Perossido O_2^{2-}

Solfato SO_4^{2-}

Solfito SO_3^{2-}



MASSA MOLECOLARE

MASSA MOLECOLARE o PESO MOLECOLARE (PM) MASSA DA PREFERIRE

Molecole

Il peso molecolare di una sostanza è la somma dei pesi atomici di tutti gli atomi nella molecola della sostanza, è la massa di una singola molecola

H₂O (Acqua)

$PA(H) = 1,0 \text{ u.m.a.}$

$PA(O) = 16,0 \text{ u.m.a.}$

$PM(H_2O) = 2 \times 1,0 + 16,0 = 18,0 \text{ u.m.a.}$

PESO FORMULA (PF)

Composti Ionici

Nel caso di composti ionici si parla di peso formula di quel composto riferendoci ad **unità formula**.

NaCl (Cloruro di sodio)

$PA(Na) = 22,99 \text{ u.m.a.}$

$PA(Cl) = 35,45 \text{ u.m.a.}$

$PF(NaCl) = 22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ u.m.a.}$

Massa molecolare (peso molecolare) =

DEFINIZIONE: La massa molecolare (peso molecolare) è la **somma delle masse atomiche** della molecola.

ESEMPIO 1



Calcolo massa molecolare:

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

$$\text{massa molecolare} = 98,078$$

ESEMPIO 2



Calcolo massa molecolare:

$$6 \times 12,011 + 12 \times 1,008 + 6 \times 15,999$$

$$\text{massa molecolare} = 180,156$$

MOLE E MASSA MOLARE

1. DEFINIZIONE DI MOLE

Quantità di Sostanza

Una mole è definita come la quantità di una data sostanza che contiene tante molecole (o unità formula) quante ve ne sono in **12 g di carbonio-12**.

Standard di Riferimento

Unità di misura fondamentale del Sistema Internazionale per la quantità di sostanza.

2. NUMERO DI AVOGADRO

Costante N_A

Il numero di atomi in un campione di 12 g di carbonio-12 è chiamato **numero di Avogadro**.

$$N_A = 6,022 \times 10^{23}$$

Relazione Fondamentale

$$N_A \text{ particelle} = 1 \text{ mole}$$

(atomi, molecole, unità formula, ecc.)

3. MASSA MOLARE

Proprietà della Massa

Si sceglie il valore di N_A in modo che N_A molecole abbiano una massa in grammi numericamente uguale alla **massa molecolare**.

Ponte Tra Micro e Macro

Collega la massa della singola molecola (u.m.a.) alla quantità misurabile in laboratorio (grammi).

Una mole di particelle =

PRINCIPIO: 1 mole di qualsiasi sostanza contiene esattamente **un numero di Avogadro ($6,022 \times 10^{23}$)** di particelle.

01. ATOMI

1,0 mol di atomi di carbonio

Contiene:

$= 6,022 \times 10^{23}$
atomi di carbonio

02. MOLECOLE

1,0 mol di molecole di ossigeno

Contiene:

$= 6,022 \times 10^{23}$
molecole di ossigeno

03. PARTICELLE SUBATOMICHE

1,0 mol di elettroni

Contiene:

$= 6,022 \times 10^{23}$
elettroni

La massa molare di una sostanza è la massa di una mole.

REGOLA GENERALE: Per tutte le sostanze la massa molare in grammi è uguale al peso molecolare in u.m.a.
Unità di misura della massa molare: **g/mol**

01. ATOMI DEGLI ELEMENTI

Carbonio-12 (C)

Massa atomica = **12,011 u.m.a.**

1,0 mol di atomi di C

= $6,022 \times 10^{23}$ atomi di C

= 12,011 g di carbonio

02. MOLECOLE DI COMPOSTI

Ossigeno (O₂)

Massa molecolare = **31,998 u.m.a.**

1,0 mol di molecole O₂

= $6,022 \times 10^{23}$ molecole O₂

= 31,998 g di O₂

Calcoli di moli

1) **GRAMMI** → **MOLI**: A quante moli corrispondono **10,0 g di C₂H₅OH (ETANOLO)** ?

01. MASSA MOLARE

PM(C₂H₅OH)

Calcolo peso molecolare:

$$= 12,0 \times 2 + 16,0 + 6 \times 1,01$$
$$= \mathbf{46,1 \text{ u.m.a.}}$$

Massa molare = 46,1 g/mol

02. FORMULA

Relazione Moli-Massa

numero di moli (n) =

$$\mathbf{\text{massa (g)} / \text{massa molare (g/mol)}}$$

- m = 10,0 g
- M = 46,1 g/mol

03. CALCOLO

Sostituzione dati

$$n = 10,0 \text{ g} / 46,1 \text{ g/mol}$$

Risultato finale:

$$\mathbf{n = 0,217 \text{ mol}}$$

Calcoli di moli

2) MOLI → GRAMMI: Quanto pesano **0,0654 moli di ZnI_2 (ioduro di zinco(II))** ?

01. MASSA MOLARE

$\text{PM}(\text{ZnI}_2)$

Calcolo peso molecolare:

$$= 65,39 + 126,90 \times 2$$

$$= \mathbf{319,2 \text{ u.m.a.}}$$

Massa molare = 319,2 g/mol

02. FORMULA

**Relazione
Moli-Massa**

massa (g) =

$n \text{ (mol)} \times \text{massa molare (g/mol)}$

- $n = 0,0654 \text{ mol}$
- $M = 319,2 \text{ g/mol}$

03. CALCOLO

Sostituzione dati

$$m = 0,0654 \text{ mol} \times 319,2 \text{ g/mol}$$

Risultato finale:

$$\mathbf{m = 20,9 \text{ g}}$$

Massa di un atomo

QUESITO: Quanto pesa un atomo di cloro (Cl)?

01. DATI DI PARTENZA

Atomo di Cloro

- Massa molare di Cl:

$$M = 35,5 \text{ g/mol}$$

- Costante di Avogadro:

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ atomi/mol}$$

02. FORMULA

Massa del Singolo Atomo

$$\text{massa atomo Cl} =$$

$$\text{Massa molare} / N_A$$

Rapporto tra la massa di una mole e il numero di atomi contenuti.

03. CALCOLO

Sostituzione Dati

$$m = 35,5 / (6,022 \times 10^{23})$$

Risultato finale:

$$5,90 \times 10^{-23} \text{ g/atomo}$$

Numero di molecole per una data massa

QUESITO: Quante molecole ci sono in 3,46 g di HCl?

01. MASSA MOLARE

PM(HCl)

Calcolo peso molecolare:

$$\begin{aligned} &= 1,0 + 35,5 \\ &= \mathbf{36,5 \text{ u.m.a.}} \end{aligned}$$

Massa molare = 36,5 g/mol

02. CALCOLO MOL

Moli di HCl

Rapporto massa / M:

$$n = 3,46 \text{ g} / 36,5 \text{ g/mol}$$

Risultato moli:

$$\mathbf{n = 0,0948 \text{ mol}}$$

03. NUMERO MOLECOLE

N. Molecole

Mol $\times$ NA:

$$= 0,0948 \times 6,02 \times 10^{23}$$

Risultato finale:

$$\mathbf{5,71 \times 10^{22} \text{ molecole}}$$

Numero di atomi per una data massa

QUESITO: Quanti atomi di cloro sono contenuti in 100 g di AlCl_3 ?

01. MASSA E MOL

$\text{PM}(\text{AlCl}_3)$

- Peso molecolare:
 $= 26,98 + 35,45 \times 3$
 $= 133,33 \text{ g/mol}$
- Moli (AlCl_3):
 $n = 100 \text{ g} / 133,33 \text{ g/mol}$
 $n = 0,7500 \text{ mol}$

02. CALCOLO ATOMI

Atomi di Cloro

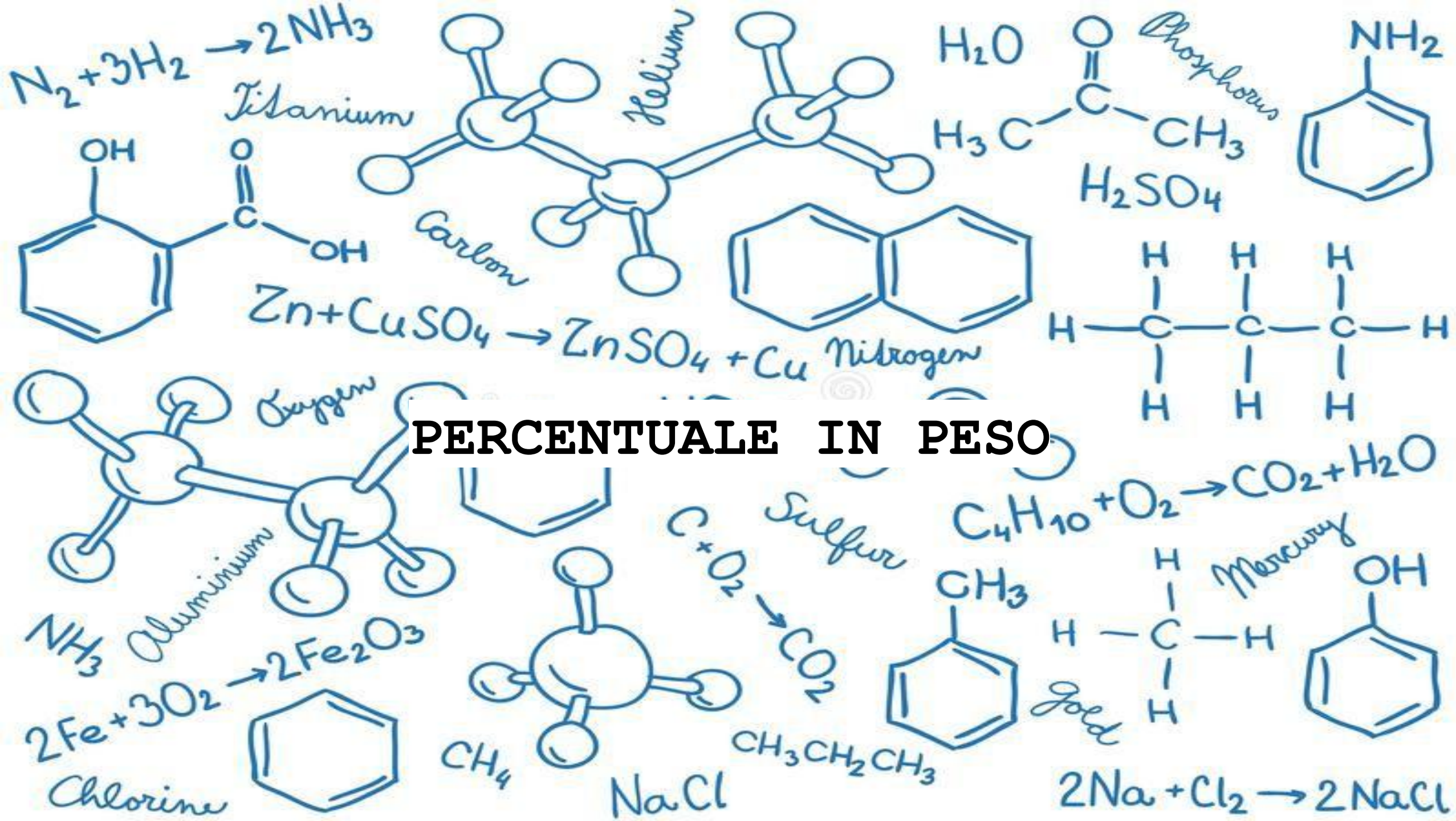
- N. Molecole AlCl_3 :
 $= 0,750 \times 6,022 \times 10^{23}$
 $= 4,517 \times 10^{23} \text{ molecole}$
- Atomi di Cl (3 per mol):
 $= 4,517 \times 10^{23} \times 3$
 $= 1,355 \times 10^{24} \text{ atomi}$

03. RISPOSTA

Opzioni Quiz

- A - $6,02 \times 10^{23}$
✓ B - $1,35 \times 10^{24}$
C - $4,52 \times 10^{23}$
D - $3,74 \times 10^{-24}$

Opzione Corretta: **B**



Percentuali in peso dalla formula

DEFINIZIONE: Calcolo della composizione percentuale in peso di un elemento in una molecola

01. CONCETTO CHIAVE

Massa % di A

Significato quantitativo:

Esprime i grammi dell'elemento A contenuti in 100 g di composto totale.

Per un atomo A in una molecola

02. FORMULA GENERALE

Relazione in Peso

Formula matematica:

$$\text{massa \% A} = \frac{\text{massa di A}}{\text{massa totale}} \times 100$$

03. COMPONENTI

Termini del Calcolo

- Numeratore:
massa di A nel totale
- Denominatore:
massa totale del composto

Totale % miscela = 100%

Percentuali in peso dalla formula

DEFINIZIONE: Calcolo della composizione percentuale in peso di un elemento in una molecola

01. CONCETTO CHIAVE

Mas

Signific

Esprim

A conte
totale.

Per un atomo A in una molecola

02. FORMULA

$$\text{massa \% A} = \frac{\text{massa di A nel totale}}{\text{massa totale}} \times 100$$

(massa di A / massa
totale)
× 100

massa totale del composto

Totale % miscela = 100%

Esercizio

OBIETTIVO: Calcolare le percentuali in peso di C, H ed O in CH₂O (formaldeide)

Dati: PA(C) = 12,0 • PA(H) = 1,01 • PA(O) = 16,0 | **PM(CH₂O)** = 12,0 + 2 × 1,01 + 16,0 = **30,0 g/mol** (1 mole = 30,0 g)

01. CARBONIO (C)

massa % C

Formula:

$$(12,0 \text{ g} / 30,0 \text{ g}) \times 100$$

Risultato

40,0 %

02. IDROGENO (H)

massa % H

Formula:

$$(2 \times 1,01 \text{ g} / 30,0 \text{ g}) \times 100$$

Risultato

6,73 %

03. OSSIGENO (O)

massa % O

Formula:

$$(16,0 \text{ g} / 30,0 \text{ g}) \times 100$$

Risultato

53,3 %

VERIFICA SUL TOTALE (N.B.): % O = 100% - 40,0% - 6,73% = **53,3%**

Esercizio

PROBLEMA: Quanti grammi di carbonio ci sono in 83,5 g di CH₂O (formaldeide)?

Dati: Massa % C = 40,0% (dal problema precedente) • Massa totale di CH₂O = **83,5 g**

01. FORMULA GENERALE

Relazione Massa %

Definizione:

$$\text{massa \% C} = (\text{massa C} / \text{massa totale}) \times 100$$

02. IMPOSTAZIONE

Sostituzione Dati

Equazione:

$$40,0 = (\text{massa C} / 83,5 \text{ g}) \times 100$$

03. CALCOLO

Massa di C

Esplicitando la massa di C:

$$\text{massa di C} = 40,0 \times (83,5 \text{ g} / 100)$$

Risultato Finale

33,4 g

SOLUZIONE: In 83,5 g di CH₂O sono contenuti **33,4 g di Carbonio**

Determinazione della formula empirica

PROBLEMA: Un composto di azoto ed ossigeno contiene 0,483 g di N e 1,104 g di O. Quale è la formula empirica?

Dati: $m(\text{N}) = 0,483 \text{ g}$ • $PA(\text{N}) = 14,0 \text{ g/mol}$ | $m(\text{O}) = 1,104 \text{ g}$ • $PA(\text{O}) = 16,0 \text{ g/mol}$

01. CALCOLO MOL

Moli degli Elementi

$n = \text{massa} / \text{massa molare}$

$$n(\text{N}) = 0,483 / 14,0 = 0,0345 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = 1,104 / 16,0 = 0,0690 \text{ mol}$$

Rapporto provvisorio: $\text{N}_{0,0345}\text{O}_{0,0690}$

02. RAPPORTI RELATIVI

Divisione Moli

Divide per il più piccolo (0,0345):

$$\text{N} = 0,0345 / 0,0345 = 1,00$$

$$\text{O} = 0,0690 / 0,0345 = 2,00$$

Numeri interi più piccoli ottenuti

03. RISULTATO

Formula Empirica

Rapporto N : O = 1 : 2

La formula empirica è:



NOTA SULLA FORMULA MOLECOLARE (N.B.): Non è determinabile direttamente. Formule possibili: NO_2 , N_2O_4 , N_3O_6 ...

Esercizio

PROBLEMA: Un composto è costituito da 17,5% Na, 39,7% Cr e 42,8% O. Quale è la sua formula empirica?

Dati (su 100 g): $m(\text{Na}) = 17,5 \text{ g}$ • $m(\text{Cr}) = 39,7 \text{ g}$ • $m(\text{O}) = 42,8 \text{ g}$

01. CALCOLO MOL

Moli degli Elementi

$n = m / P_A$ (massa / massa molare)

$$n(\text{Na}) = 17,5 / 23,0 = \mathbf{0,761 \text{ mol}}$$

$$n(\text{Cr}) = 39,7 / 52,0 = \mathbf{0,763 \text{ mol}}$$

$$n(\text{O}) = 42,8 / 16,0 = \mathbf{2,68 \text{ mol}}$$

Valore più piccolo: 0,761 mol

02. RAPPORTI RELATIVI

Divisione e Moltiplicazione

Divide per 0,761 e moltiplica $\times 2$:

$$\text{Na} = (0,761 / 0,761) \times 2 = \mathbf{2,00}$$

$$\text{Cr} = (0,763 / 0,761) \times 2 = \mathbf{2,00}$$

$$\text{O} = (2,68 / 0,761) \times 2 = \mathbf{7,04 \approx 7}$$

Numeri interi ottenuti: 2 : 2 : 7

03. RISULTATO

Formula Empirica

Rapporto Na : Cr : O = 2 : 2 : 7

La formula empirica è:



SOLUZIONE: La formula empirica del composto è $\mathbf{Na_2Cr_2O_7}$ (Bicromato di sodio)

Esercizio

PROBLEMA: Determinare la formula empirica del 2-desossiribosio (C, H, O) conoscendo le % in massa: 44,77% C, 7,52% H.

Dati (su 100 g): $m(\text{C}) = 44,77 \text{ g}$ • $m(\text{H}) = 7,52 \text{ g}$ • $m(\text{O}) = 100 - 44,77 - 7,52 = 47,71 \text{ g}$

01. CALCOLO MOL

Moli degli Elementi

$n = m / P_A$ (massa / massa molare)

$$n(\text{C}) = 44,77 / 12,01 = 3,727 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = 7,52 / 1,01 = 7,46 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}) = 47,71 / 16,0 = 2,982 \text{ mol}$$

Valore più piccolo: 2,982 mol

02. RAPPORTI RELATIVI

Divisione e Moltiplicazione

Divide per 2,982 e moltiplica $\times 4$:

$$\text{C} = (3,727 / 2,982) \times 4 = 5,00$$

$$\text{H} = (7,46 / 2,982) \times 4 = 10,0$$

$$\text{O} = (2,982 / 2,982) \times 4 = 4,00$$

Numeri interi ottenuti: 5 : 10 : 4

03. RISULTATO

Formula Empirica

Rapporto C : H : O = 5 : 10 : 4

La formula empirica è:



SOLUZIONE: La formula empirica del 2-desossiribosio è $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$

FORMULA MOLECOLARE

CONCETTO FONDAMENTALE

La **formula molecolare** di un composto è un **multiplo intero (n)** della sua formula empirica.

01. ESEMPIO PRATICO

Formula Empirica vs Molecolare

Formula Empirica: **NO₂**

Possibili Formule Molecolari (NO₂)_n :

- $n = 1 \rightarrow \text{NO}_2$
- $n = 2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$
- $n = 3 \rightarrow \text{N}_3\text{O}_6$

02. RELAZIONI DI PESO

Calcolo del Moltiplicatore (n)

Relazione fondamentale tra i pesi:

Peso molecolare = n × peso formula empirica

Determinazione sperimentale di n:

n = peso molecolare / peso formula empirica

FORMULA FINALE: Formula Molecolare = (Formula Empirica)_n

FORMULA MOLECOLARE

CONCETTO FONDAMENTALE

La **formula molecolare** di un composto è un **multiplo intero (n)** della sua formula empirica.

01. ESEMPIO PRATICO

Formula Empirica vs

Formula Empirica: **NO₂**

Possibili Formule Molecolari (NC)

- $n = 1 \rightarrow \text{NO}_2$
- $n = 2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$
- $n = 3 \rightarrow \text{N}_3\text{O}_6$

$$n = \frac{\text{peso molecolare}}{\text{peso formula empirica}}$$

e (n)

a empirica

a empirica

FORMULA FINALE: Formula Molecolare = (Formula Empirica)ⁿ

CALCOLO FORMULA MOLECOLARE DI NO₂

CONTESTO DEL PROBLEMA

Nel problema del calcolo della formula empirica di NO₂, si conosca che il **peso molecolare** del composto vale **92,0** u.m.a.

01. CALCOLO DEL MOLTIPLICATORE (n)

Determinazione di n

Formula del rapporto:

$$n = 92,0 / (14,0 + 2 \times 16,0)$$

Risultato:

$$n = 92,0 / 46,0 = 2,00$$

02. FORMULA MOLECOLARE

Applicazione del Moltiplicatore

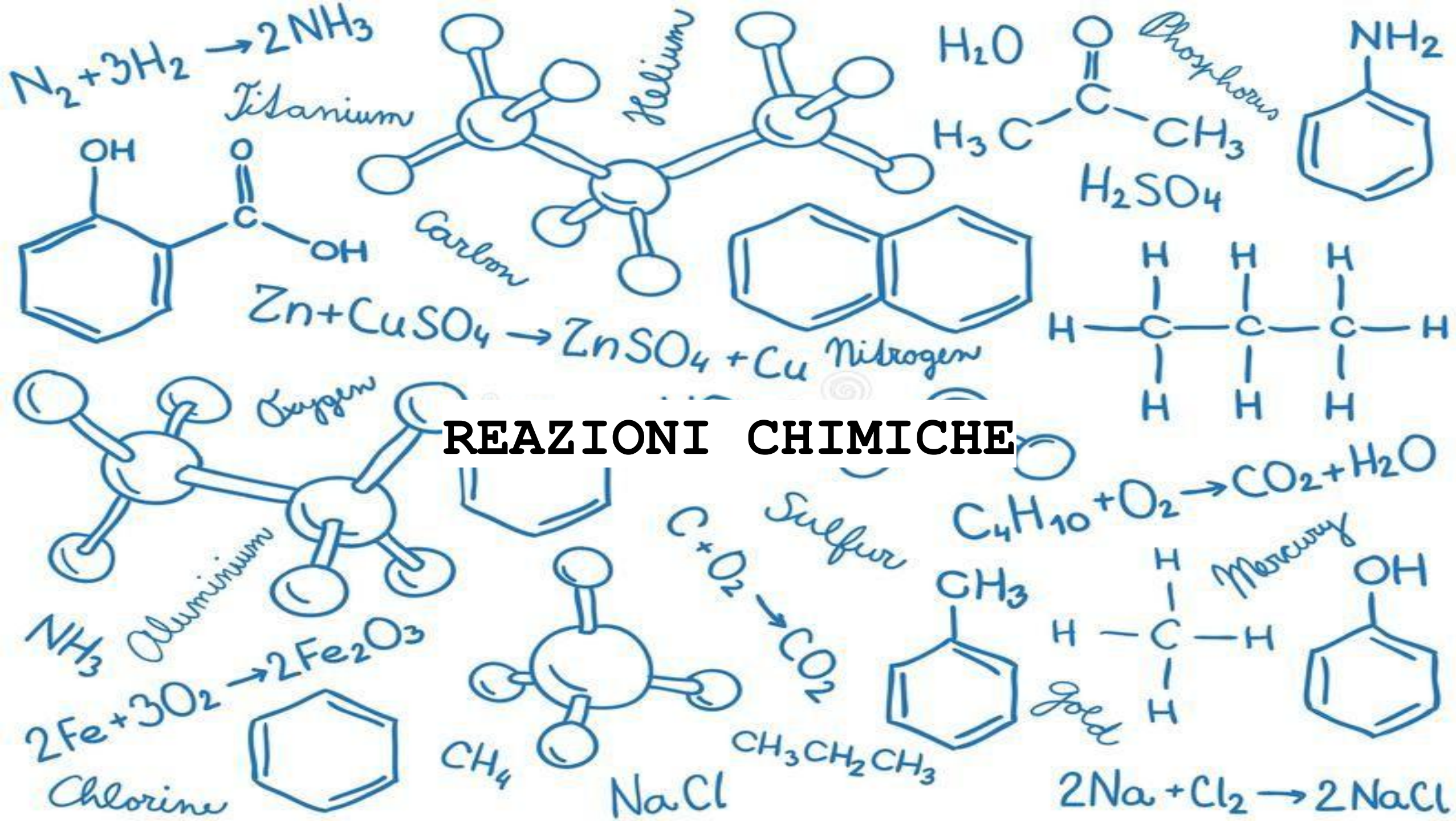
Moltiplicazione della formula empirica:



Forma molecolare finale:



FORMULA MOLECOLARE FINALE: (NO₂)₂ → N₂O₄



REAZIONI CHIMICHE

Definizione Fondamentale

Una **equazione chimica** è la rappresentazione simbolica di una reazione chimica espressa in termini di formule chimiche.

01. ANATOMIA DELLA REAZIONE

Componenti dell'Equazione



- **Reagenti:** sostanze di partenza (Na , Cl_2)
- **Prodotti:** sostanze formate (NaCl)
- **Coefficiente stechiometrico:** indica il numero di moli/molecole (2)

02. STATI E FASI FISICHE

Simboli fra parentesi dopo le formule

Indicazione dello stato di aggregazione delle sostanze:

(g) = gas

(l) = liquido

(s) = solido

(aq) = soluzione acquosa

EQUAZIONE COMPLETA CON STATI: $2 \text{Na(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{NaCl(s)}$

REAZIONI CHIMICHE

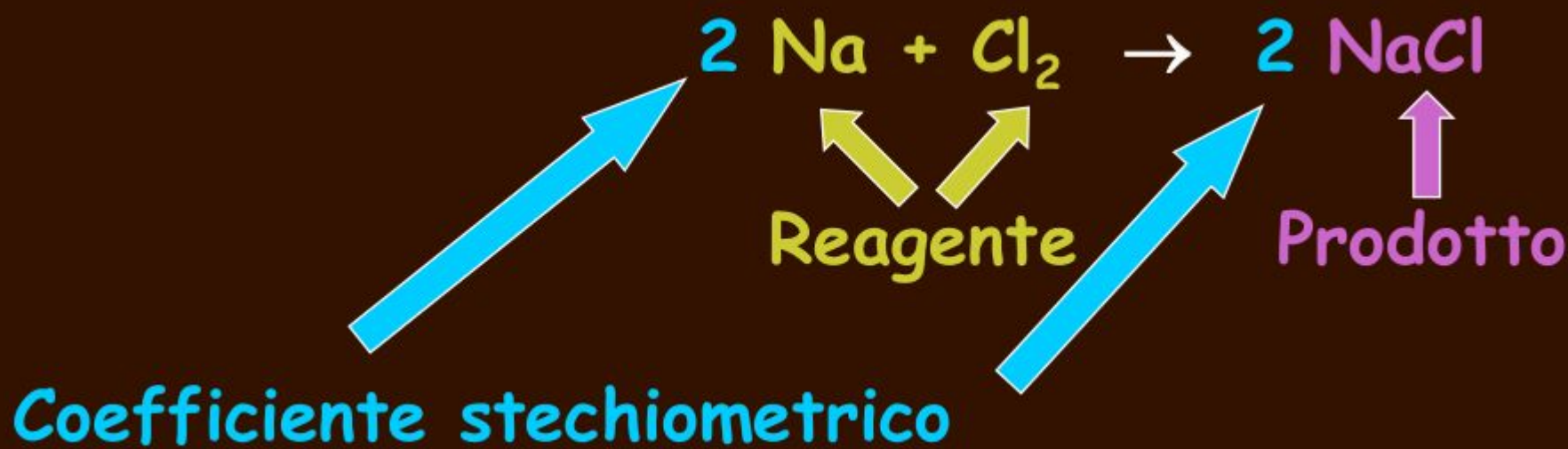
Definizione Fondamentale

Una **equazione chimica** è la rappresentazione simbolica di una reazione chimica espressa in termini di formule chimiche.

01. ANALISI

Componenti

- Reagenti
- Prodotti
- Coefficienti stechiometrici



formule
sostanze:

EQUAZIONE COMPLETA CON STATI: $2 \text{Na(s)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{NaCl(s)}$

CONDIZIONI DI REAZIONE

Informazioni Aggiuntive nell'Equazione

Oltre a reagenti e prodotti, in un'equazione si possono indicare le **condizioni particolari** in cui avviene la reazione chimica.

01. SOMMINISTRAZIONE DI CALORE

Simbolo Delta (Δ)

Se i reagenti devono essere riscaldati per avviare la reazione, si indica la lettera greca Δ sopra la freccia di reazione.

ESEMPIO DI REAZIONE



02. PRESENZA DI CATALIZZATORI

Aumento di Velocità

I catalizzatori aumentano la velocità della reazione senza subire modifiche permanenti. Si scrivono **sopra o sotto** la freccia.

ESEMPIO CON PLATINO (Pt)



BILANCIAMENTO DI REAZIONI CHIMICHE

PRINCIPIO FONDAMENTALE

Quando in un'equazione chimica i coefficienti stechiometrici sono scritti correttamente, il **totale degli atomi** di ogni elemento è uguale in entrambi i membri.

01. VERIFICA STECHIOMETRICA

Conteggio degli Atomi

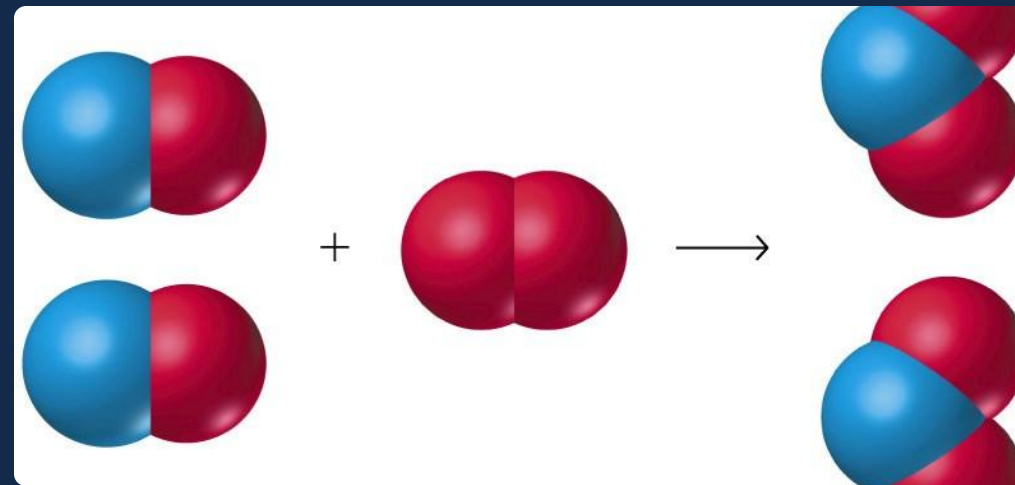


- Atomi di N: 2 (reagenti) → 2 (prodotti)
- Atomi di O: 4 (reagenti) → 4 (prodotti)

EQUAZIONE BILANCIATA (OK!) ✓

02. MODELLO MOLECOLARE

Rappresentazione Visiva



BILANCIAMENTO PER TENTATIVI

COEFFICIENTI STECHIOMETRICI

Un'equazione chimica va bilanciata scegliendo opportunamente i **coefficienti stechiometrici**.

01. STATO INIZIALE

Equazione Non Bilanciata



NON BILANCIATA

Prima del bilanciamento, il numero di atomi di ciascun elemento nei reagenti non corrisponde a quello nei prodotti.

02. PROCEDIMENTO PER TENTATIVI

Bilanciamento Progressivo

atomi di C: $1 \text{ C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

atomi di H: $1 \text{ C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$

atomi di O: $1 \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$



REGOLE E PROPRIETÀ DEI COEFFICIENTI

SELEZIONE DEI COEFFICIENTI

I coefficienti possono essere moltiplicati per una costante qualsiasi, ma in genere sono scelti in modo da essere **i più piccoli numeri interi**.

Esempio: $4 \text{ Na} + 2 \text{ Cl}_2 \rightarrow 4 \text{ NaCl}$ (si divide per due) $\rightarrow 2 \text{ Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ NaCl}$

01. CRITERI DI PRECEDENZA

Ordine di Bilanciamento

- **Sostanze uniche:** Bilanciare prima gli atomi contenuti in una sola sostanza ai reagenti e ai prodotti.
- **Elementi liberi:** Quando uno dei reagenti o dei prodotti esiste come elemento libero, bilanciare questo elemento per ultimo.

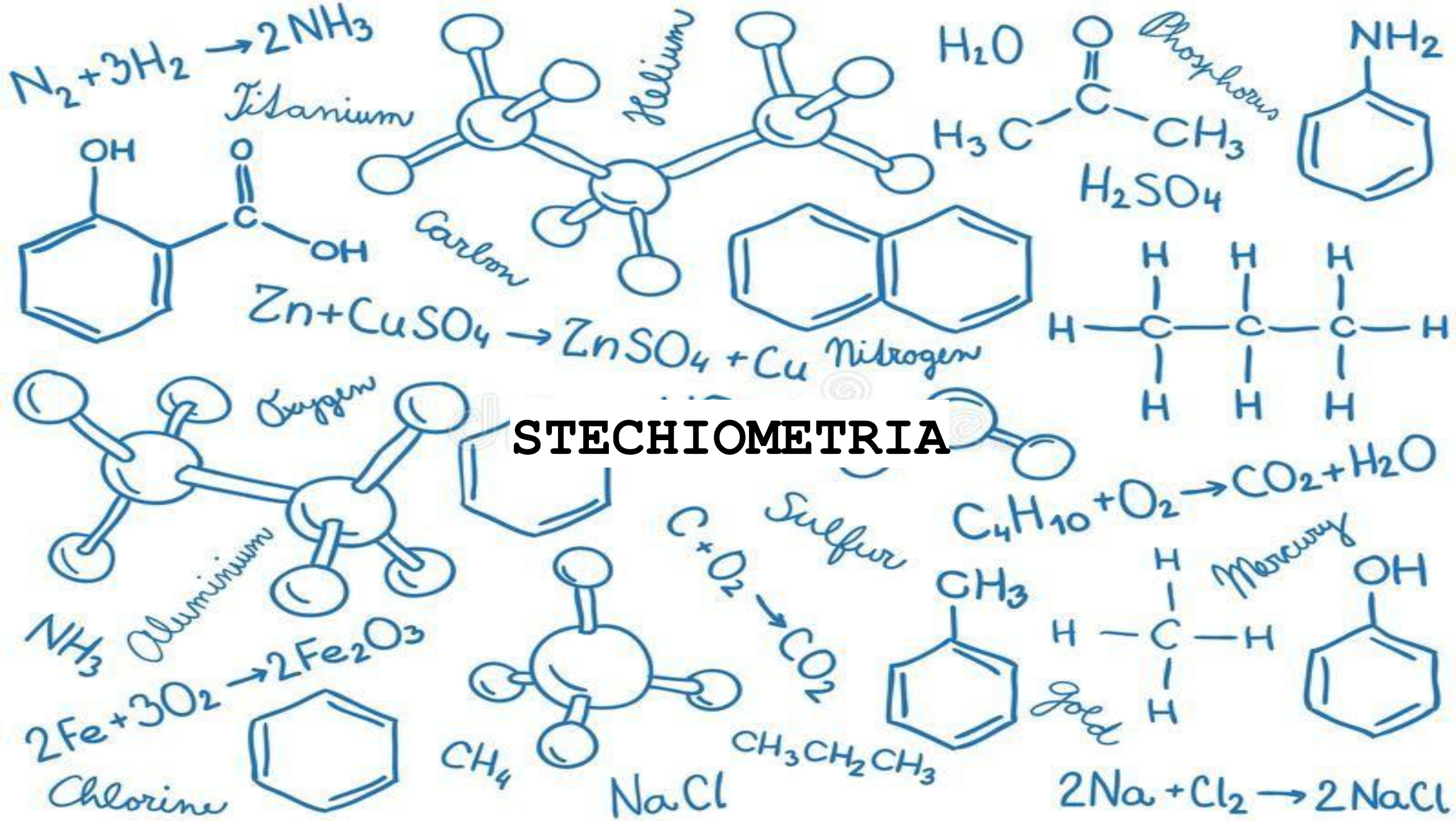
02. CONTEGGIO DEGLI ATOMI

Attenzione ai Pedici e Parentesi

Moltiplicare i pedici interni per l'indice esterno della parentesi per calcolare il totale degli atomi.

Esempio: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

- Atomi di Fe: **2**
- Atomi di S: **3**
- Atomi di O: **$4 \times 3 = 12$ atomi**



Stechiometria

DEFINIZIONE DI STECHIOMETRIA

La stechiometria è il calcolo delle quantità dei reagenti e dei prodotti implicati in una reazione chimica. Essa si basa sull'equazione chimica e sulla relazione tra massa e moli.

01. REAZIONE CHIMICA

Esempio



L'equazione bilanciata stabilisce le proporzioni quantitative tra i reagenti e i prodotti coinvolti.

02. APPLICAZIONI PRATICHE

Tipici problemi della stechiometria sono:

1. Quanto idrogeno è necessario per produrre 100 Kg di NH_3 ?
2. Quanta NH_3 si ottiene da 100 Kg di N_2 ?

Per rispondere ai problemi precedenti è utile la seguente



Reagente

N₂ (g)

1 molecola N₂

100 molecole N₂

NA molecole N₂

1 mole di N₂

28,0 g di N₂

Reagente

+ 3 H₂ (g)

3 molecole H₂

3 × 100 molecole H₂

3 × NA molecole H₂

3 moli di H₂

3 × 2,02 g (6,06 g)

Prodotto

→ 2 NH₃ (g)

2 molecole NH₃

2 × 100 molecole NH₃

2 × NA molecole NH₃

2 moli di NH₃

2 × 17,0 g (34,0 g)

Nota: Una **mole** rappresenta un numero fisso di molecole: $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ (concetto analogo a quello di “dozzina”).

N.B.: Sono possibili anche coefficienti stechiometrici frazionari,



Reagente



Moli: $\frac{1}{2}$ mole N_2

Massa: 28,0/2 g N_2 (14,0 g)

Reagente



Moli: $\frac{1}{2}$ moli H_2

Massa: $\frac{1}{2} \times 2,02 \text{ g H}_2$ (3,03 g)

Prodotto



Moli: 1 mole NH_3

Massa: 17 g NH_3

MA NON MOLECOLE

✗ Non significa: $\frac{1}{2}$ molecola N_2 + $\frac{1}{2}$ molecole $\text{H}_2 \rightarrow$ 1 molecola NH_3 (le molecole non si possono dividere)

Esercizio



Quesito: Qual è la massa di idrogeno (H_2) necessaria per produrre **907 kg** di ammoniaca (NH_3)?

PASSO 1

Calcolo delle moli di NH_3

Conversione della massa data ($907 \text{ kg} = 9,07 \times 10^5 \text{ g}$) in moli dividendo per la massa molare ($17,0 \text{ g/mol}$):

$$n(\text{NH}_3) = m / \text{PM}$$

$$n(\text{NH}_3) = (9,07 \times 10^5 \text{ g}) / (17,0 \text{ g/mol})$$

$$= 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3$$

PASSO 2

Calcolo delle moli di H_2

Dall'equazione stechiometrica: per ogni **2 moli di NH_3** occorrono **3 moli di H_2** .

Rapporto Stechiometrico: $3 \text{ mol H}_2 / 2 \text{ mol NH}_3$

$$n(\text{H}_2) = 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3 \times (3 \text{ mol H}_2 / 2 \text{ mol NH}_3)$$

$$= 8,01 \times 10^4 \text{ mol H}_2$$

Esempio



Quesito: Qual è la massa di idrogeno (H_2) necessaria per produrre **907 kg** di ammoniaca (NH_3)?

$$n_{\text{H}_2} = 5,34 \times 10^4 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{3 \text{ mol } \text{H}_2}{2 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}} = 8,01 \times 10^4 \text{ mol } \text{H}_2$$

$$n(\text{NH}_3) = m / \text{PM}$$

$$n(\text{NH}_3) = (9,07 \times 10^5 \text{ g}) / (17,0 \text{ g/mol})$$

$$= 5,34 \times 10^4 \text{ mol } \text{NH}_3$$



$$n(\text{H}_2) = 5,34 \times 10^4 \text{ mol } \text{NH}_3 \times (3 \text{ mol } \text{H}_2 / 2 \text{ mol } \text{NH}_3)$$

$$= 8,01 \times 10^4 \text{ mol } \text{H}_2$$

Fattori di Conversione Stechiometrici



I coefficienti dell'equazione chimica bilanciata danno i fattori di conversione tra le quantità chimiche consumate e prodotte.

RAPPORTO 1



Converte da moli di NH_3 a H_2

RAPPORTO 2



Converte da moli di H_2 a NH_3

CONVERSIONE FINALE (ANALISI DIMENSIONALE)

Infine si convertono le moli di H_2 in grammi di H_2 :

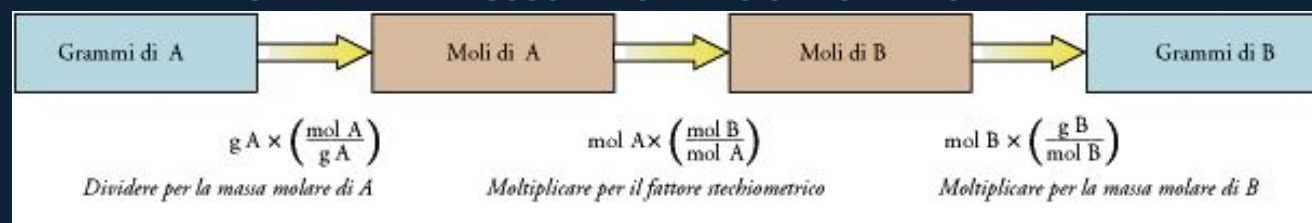
$$\text{massa H}_2 = 8,01 \times 10^4 \text{ mol H}_2 \times 2,02 \text{ g H}_2 / \text{mol H}_2 = 1,62 \times 10^5 \text{ g H}_2$$

Riepilogando: bisogna passare necessariamente attraverso le moli,

Convertire direttamente tra le masse non è possibile: occorre sempre passare attraverso le moli.

Equazione di riferimento: $n_A A + \dots \rightarrow n_B B + \dots$

SCHEMA DEL FLUSSO DI CONVERSIONE STECHIOMETRICA



PASSO 1

Grammi A → Moli A

Dividere la massa di A per la sua massa molare (PM A):

$$\text{Moli}_A = g_A / \text{PM}_A$$

PASSO 2

Moli A → Moli B

Moltiplicare per il rapporto stechiometrico dell'equazione:

$$\text{Moli}_B = \text{Moli}_A \times (n_B / n_A)$$

PASSO 3

Moli B → Grammi B

Moltiplicare le moli di B per la sua massa molare (PM B):

$$g_B = \text{Moli}_B \times \text{PM}_B$$

Esercizio



Calcolare quanti grammi di ferro (Fe) si possono produrre a partire da 1,00 kg di ossido di ferro (III) (Fe_2O_3).

PASSO 1

Moli di Fe_2O_3

Calcolo delle moli del reagente a disposizione:

$$m = 1,00 \text{ kg} = 1,00 \times 10^3 \text{ g}$$

$$\text{PM}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159,6 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m / \text{PM}$$

$$\mathbf{6,25 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}$$

PASSO 2

Moli di Fe Prodotte

Applicazione del rapporto stechiometrico dall'equazione chimica (2 mol Fe / 1 mol Fe_2O_3):

$$n(\text{Fe}) = 6,25 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \times (2 \text{ mol Fe} / 1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3)$$

$$n(\text{Fe}) = 6,25 \times 2$$

$$\mathbf{12,5 \text{ mol Fe}}$$

PASSO 3

Massa Finale di Fe

Conversione da moli a massa in grammi:

$$\text{PA}(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa} = 12,5 \text{ mol} \times 55,85 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa Fe} = 6,98 \times 10^2 \text{ g}$$

$$\mathbf{698 \text{ g Fe}}$$

Esercizio



Calcolare quanti grammi di acqua (H_2O) si producono da 4,16 g di H_2 in eccesso di ossigeno.

PASSO 1

Moli di H_2

Calcolo delle moli del reagente a disposizione:

$$m(\text{H}_2) = 4,16 \text{ g}$$

$$\text{PM}(\text{H}_2) = 2,02 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{H}_2) = m / \text{PM} = 4,16 / 2,02$$

$$\mathbf{2,06 \text{ mol H}_2}$$

PASSO 2

Moli di H_2O Prodotte

Rapporto stechiometrico dall'equazione chimica ($2 \text{ mol H}_2\text{O} / 2 \text{ mol H}_2$):

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2,06 \text{ mol H}_2 \times (2 \text{ mol H}_2\text{O} / 2 \text{ mol H}_2)$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2,06 \times 1$$

$$\mathbf{2,06 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

PASSO 3

Massa Finale di H_2O

Conversione da moli a massa in grammi:

$$\text{PM}(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa} = 2,06 \text{ mol} \times 18,02 \text{ g/mol}$$

$$\text{Massa H}_2\text{O} = 37,1 \text{ g}$$

$$\mathbf{37,1 \text{ g H}_2\text{O}}$$

REAGENTE LIMITANTE

CONDIZIONE DI REAZIONE

Può capitare che i reagenti siano combinati in quantità diverse dalle proporzioni molari date dall'equazione chimica.

CONCETTO CHIAVE 01

Reagente Limitante

Si consuma completamente

In tal caso solo uno dei reagenti – il reagente limitante – si consuma completamente.

CONCETTO CHIAVE 02

Reagente in Eccesso

Rimane inalterato

Mentre parte dell'altro reagente – il reagente in eccesso – rimane inalterato.

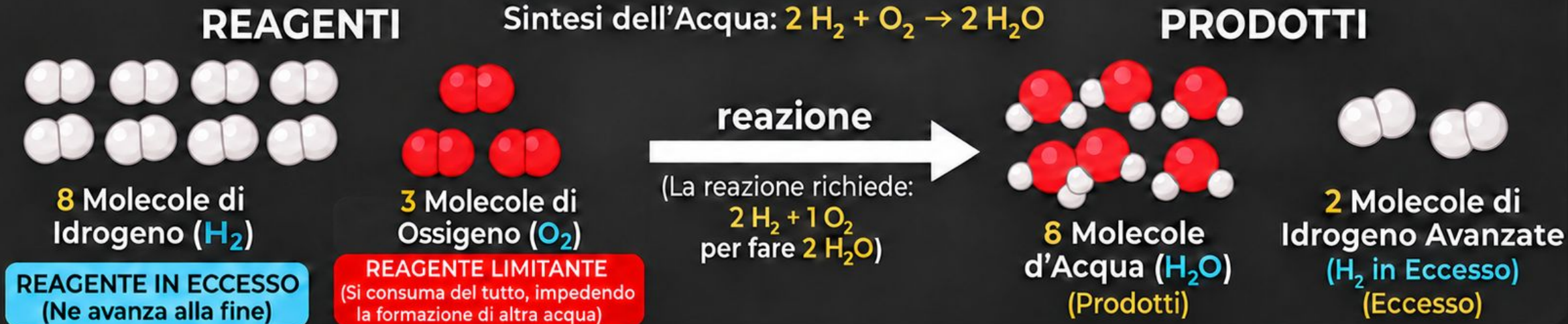
IL REAGENTE LIMITANTE

Il reagente che si **consuma per primo** e determina la quantità massima di prodotto



LA REAZIONE CHIMICA

Sintesi dell'Acqua: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$



Consideriamo la reazione

Equazione Chimica & Reagenti Iniziali

$2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$ | Reagenti: 1,5 mol H_2 e 1,0 mol O_2 . Domanda: quanti grammi di acqua vengono prodotti ?

Ipotesi 1 · Reagente H_2

1,5 mol H_2O (Minore)

Moli di H_2O ottenibili considerando H_2 come reagente limitante:

$$1,5 \text{ mol } \text{H}_2 \times (2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} / 2 \text{ mol } \text{H}_2) = 1,5 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

Ipotesi 2 · Reagente O_2

2,0 mol H_2O (Maggiore)

Moli di H_2O ottenibili considerando O_2 come reagente limitante:

$$1,0 \text{ mol } \text{O}_2 \times (2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} / 1 \text{ mol } \text{O}_2) = 2,0 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

Risultato & Conclusione

H_2 è il reagente limitante: una volta prodotte 1,5 moli di H_2O la reazione si ferma e rimane ossigeno in eccesso.

La quantità di ossigeno che rimane è ?

1. Ossigeno Rimanente (In Eccesso)

0,25 mol O₂

Differenza tra moli di H₂O ipotetiche e reali:

$$2,0 \text{ mol H}_2\text{O} - 1,5 \text{ mol H}_2\text{O} = 0,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Conversione con coefficienti stechiometrici:

$$0,5 \text{ mol H}_2\text{O} \times (1 \text{ mol O}_2 / 2 \text{ mol H}_2\text{O}) \\ = 0,25 \text{ mol O}_2$$

2. Ossigeno Reagito

0,75 mol O₂

Moli di H₂O realmente formate:

1,5 mol H₂O formate

Conversione con coefficienti stechiometrici:

$$1,5 \text{ mol H}_2\text{O} \times (1 \text{ mol O}_2 / 2 \text{ mol H}_2\text{O}) \\ = 0,75 \text{ mol O}_2$$

Esercizio

Reazione & Quesito

$\text{Zn (s)} + \text{S (s)} \rightarrow \text{ZnS (s)}$ | Reagenti: 7,36 g di Zn e 6,45 g di S. Calcolare quanti grammi di solfuro di zinco (II) si ottengono

1. Calcolo Moli Iniziali

$$n_{\text{Zn}} = 7,36 \text{ g} / 65,39 \text{ g/mol} = 0,113 \text{ mol} \rightarrow \text{(Limitante)}$$

$$n_{\text{S}} = 6,45 \text{ g} / 32,06 \text{ g/mol} = 0,201 \text{ mol}$$

Lo zinco produce meno moli di ZnS rispetto allo zolfo, quindi il reagente limitante è **Zn**.

2. Massa di ZnS Prodotta

Moli di ZnS ottenibili: 0,113 mol

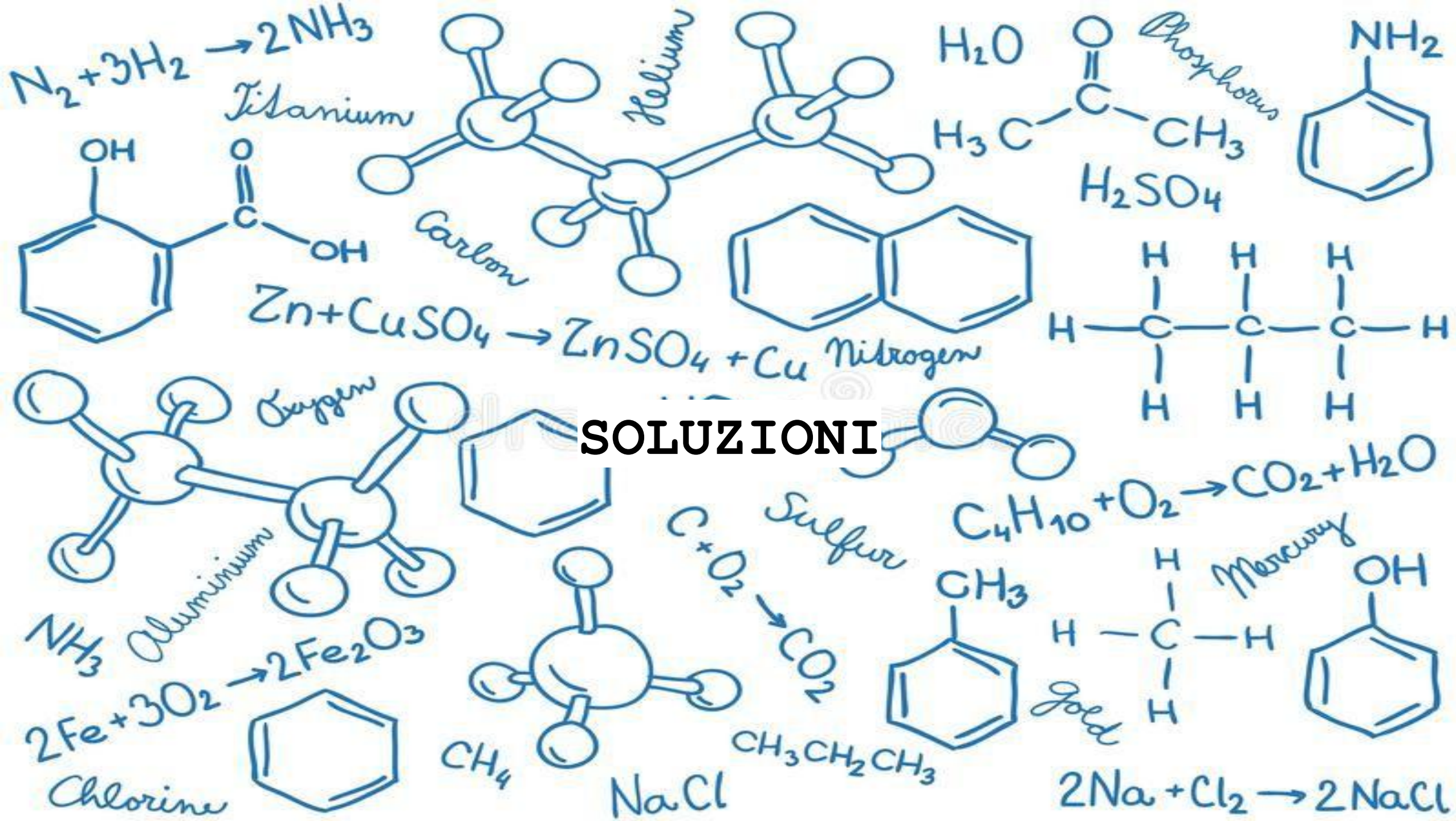
$$\text{Massa} = 0,113 \text{ mol} \times 97,45 \text{ g/mol}$$

Massa ZnS = 11,0 g

3. Zolfo (S) in Eccesso Rimanente

$$n_{\text{S(rimanente)}} = 0,201 \text{ mol} - 0,113 \text{ mol} = 0,088 \text{ mol}$$

$$\text{massa}_{\text{S}} = 0,088 \text{ mol} \times 32,06 \text{ g/mol} = 2,82 \text{ g di S in eccesso}$$



LAVORARE CON LE SOLUZIONI

DEFINIZIONE & FORMULA DELLA DENSITÀ

La densità (**d**) di un oggetto è la sua massa (**m**) per unità di volume (**V**): $d = m / V = \text{massa} / \text{volume}$

1. Unità nel Sistema Internazionale (SI)

- **Massa:** L'unità base è il **chilogrammo (kg)**.
In chimica si usano spesso sottomultipli come il grammo (g).
- **Volume:** L'unità nel SI è il **metro cubo (m³)**, molto scomodo per l'uso pratico di laboratorio.

Unità pratica da laboratorio: Il Litro (L)

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$$

2. Sottomultipli del Volume

In laboratorio si utilizzano regolarmente frazioni del litro per misurare piccoli volumi di soluzione:

$$1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$

RELAZIONI UTILI IN LABORATORIO

- $1 \text{ L} = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ dm}^3$
- $1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$ (o cc)

DENSITÀ, MASSA E VOLUME

DEFINIZIONE & PROPRIETÀ

Mentre **massa (m)** e **volume (V)** sono **proprietà estensive** (dipendono dalla quantità di materia), la **densità ($d = m / V$)** è una **proprietà intensiva** (indipendente dalla quantità di materia).

1. Problema

In un esperimento occorrono **43,7 g** di alcool isopropilico.

Sapendo che la densità dell'alcool isopropilico è **0,785 g/mL**, quale volume di alcool bisogna usare?

DATI DEL PROBLEMA

Massa (m) = 43,7 g

Densità (d) = 0,785 g/mL

2. Calcolo del Volume

Dalla definizione di densità ($d = m / V$), ricaviamo la formula inversa per il volume:

$$V = m / d$$

Sostituendo i valori numerici:

$$V = 43,7 \text{ g} / 0,785 \text{ g/mL}$$

$$V = 55,7 \text{ mL}$$

SOLUZIONI E CONCENTRAZIONE MOLARE

CONCETTI FONDAMENTALI

Soluto: Sostanza sciolta | **Solvente:** Liquido disperdente | **Soluzione:** Miscela omogenea risultante

Concentrazione: Quantità di soluto sciolta in una quantità standard di soluzione o solvente.

1. Concentrazione Molare (Molarità)

È definita come il numero di **moli di soluto** contenute in **un litro di soluzione**.

FORMULA MATEMATICA

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}}$$

Unità di misura: mol / L

2. Esempi Pratici

• Soluzione 0,15 M di NH_3

Contiene **0,15 moli di NH_3** in un litro di soluzione.

• Preparazione soluzione 0,5 M di NaCl

1. Porre **0,5 moli di NaCl** in un pallone tarato da un litro.
2. Aggiungere acqua fino a raggiungere il volume finale di **un litro**.

SOLUZIONI E CONCENTRAZIONE MOLARE

CONCETTI FONDAMENTALI

Soluto: Sostanza sciolta | **Solvente:** Liquido disperdente | **Soluzione:** Miscela omogenea risultante

Concentrazione: Quantità di soluto sciolta in una quantità standard di soluzione o solvente.

1. Concentrazione

È definita come la quantità di soluto contenuta in un litro di soluzione.

FORMULA MARE

Molarità (M) = moli soluto / litri soluzione

Unità di misura: mol / L

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}} \equiv \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

di soluzione.

li NaCl

1. Porre **0,5 moli di NaCl** in un pallone tarato da un litro.
2. Aggiungere acqua fino a raggiungere il volume finale di **un litro**.

PREPARAZIONE DI UNA SOLUZIONE 0,5 M DI K_2CrO_4

FASE 1: AGGIUNTA DEL SOLUTO

Porre **0,5 moli di K_2CrO_4** in un pallone tarato da un litro.

FASE 2: PORTATA A VOLUME

Aggiungere **acqua** fino a raggiungere il volume finale di **un litro**.



Rappresentazione visiva delle fasi della preparazione in laboratorio

Esercizio

TESTO DEL PROBLEMA

Quale è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo **0,38 g di NaNO₃** fino ad un volume di **50 ml**?

Dati noti: Mass Molar (MM) NaNO₃ = 85,0 g/mol | Volume (V) = 50 ml = 50 × 10⁻³ L

PASSO 1: CALCOLO DELLE MOLI (n)

Convertire la massa del soluto (g) in moli dividendo per la massa molare (g/mol):

$$\text{moli} = \text{massa} / \text{massa molare}$$

$$\text{mol NaNO}_3 = 0,38 \text{ g} / 85,0 \text{ g/mol}$$

Risultato Moli:

$$4,47 \times 10^{-3} \text{ mol NaNO}_3$$

PASSO 2: CALCOLO DELLA MOLARITÀ (M)

Dividere le moli di soluto per il volume totale della soluzione espresso in litri (L):

$$\text{Molarità} = \text{moli soluto} / \text{litri soluzione}$$

$$M = 4,47 \times 10^{-3} \text{ mol} / 50 \times 10^{-3} \text{ L}$$

Risultato Finale Molarità:

$$0,089 \text{ mol/L}$$

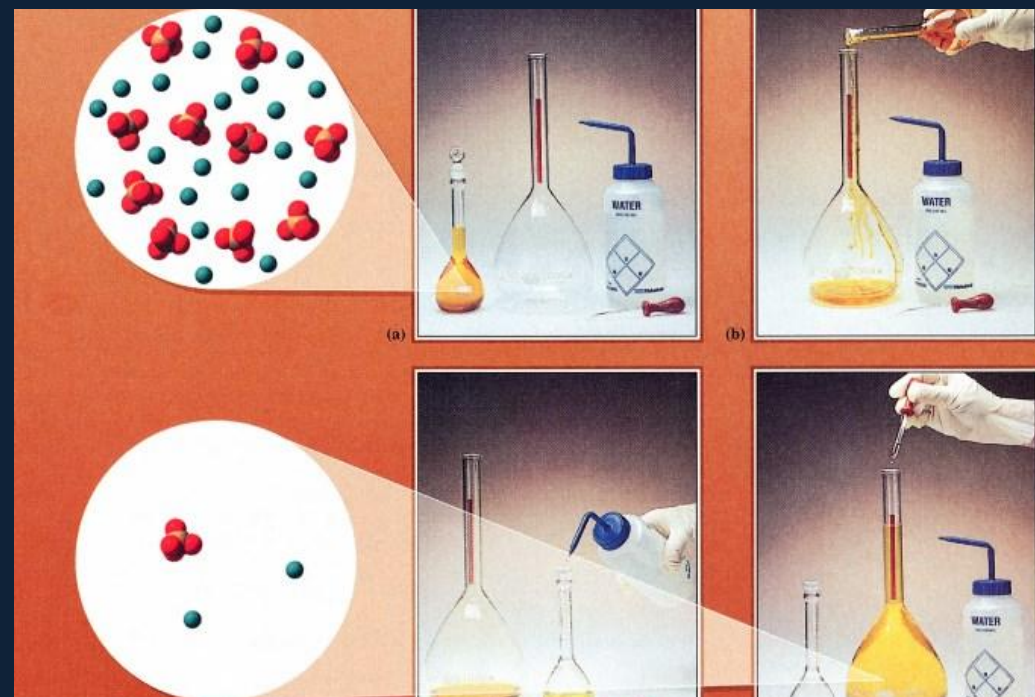
DILUIZIONE

CONCETTO FONDAMENTALE

Si incontra spesso il problema di dover preparare una soluzione **diluita** a concentrazione data partendo da una soluzione più **concentrata**.

ESEMPIO PRATICO

Preparazione e diluizione progressiva di una soluzione di K_2CrO_4 (Cromato di potassio).



Rappresentazione microscopica e macroscopica della diluizione

DILUIZIONE: CONSERVAZIONE DELLE MOLIE

CONCETTO FONDAMENTALE

Nella diluizione varia solo il **volume del solvente**, mentre le **moli del soluto rimangono invariate**.

RICAVO DELLE MOLIE DAL SOLUTO

Dalla definizione di Molarità (M):

Molarità (M) = moli soluto / litri soluzione

Possiamo ricavare la quantità di moli del soluto da:

moli soluto = Molarità × litri soluzione

EQUAZIONE DI DILUIZIONE

Poiché anche diluendo le moli di soluto rimangono costanti:

M_i = molarità iniziale | **V_i** = volume iniziale

M_f = molarità finale | **V_f** = volume finale

Relazione fondamentale:

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

Esercizio

TESTO DEL QUESITO

Si abbia una soluzione **0,8 M** di NaCl. Quanti ml di tale soluzione devono essere usati per diluizione per preparare **100 ml** di soluzione **0,2 M**?

DATI DEL PROBLEMA

$M_i = 0,8 \text{ M}$ Molarità iniziale

$M_f = 0,2 \text{ M}$ Molarità finale

$V_f = 100 \text{ ml}$ Volume finale

$V_i = ?$ Volume iniziale (incognita)

RISOLUZIONE

1. Equazione di diluizione:

$$M_i V_i = M_f V_f$$

2. Formula inversa per ricavare V_i :

$$V_i = (M_f V_f) / M_i$$

3. Sostituzione dei valori numici e calcolo:

$$V_i = (0,2 \text{ M } 100 \text{ ml}) / 0,8 \text{ M} = 25 \text{ ml}$$

Stechiometria e volumi di soluzione

PROCEDIMENTO GENERALE

Nei problemi di stechiometria con soluzioni a concentrazione molare nota:

(1) Quantità nota (massa o volume) → moli | (2) Moli reagente → moli prodotto (o viceversa) | (3) Moli ottenute → quantità richiesta

CONVERSIONE MASSA □ MOLI

Per passare da massa a moli:

$$\text{moli} = \text{massa} / \text{massa molare}$$

Per passare da moli a massa:

$$\text{massa} = \text{moli} \times \text{massa molare}$$

CONVERSIONE VOLUME □ MOLI

Per passare da volume a moli:

$$\text{moli} = \text{molarità} \times \text{volume}$$

Per passare da moli a volume:

$$\text{volume} = \text{moli} / \text{molarità}$$

Stechiometria e volumi di soluzione

CALCOLO STECHIOMETRICO

Per convertire le moli di una sostanza A nelle moli di una sostanza B si utilizza il fattore stechiometrico:

$$\text{Moli B} = \text{Moli A} \times (n_B / n_A)$$

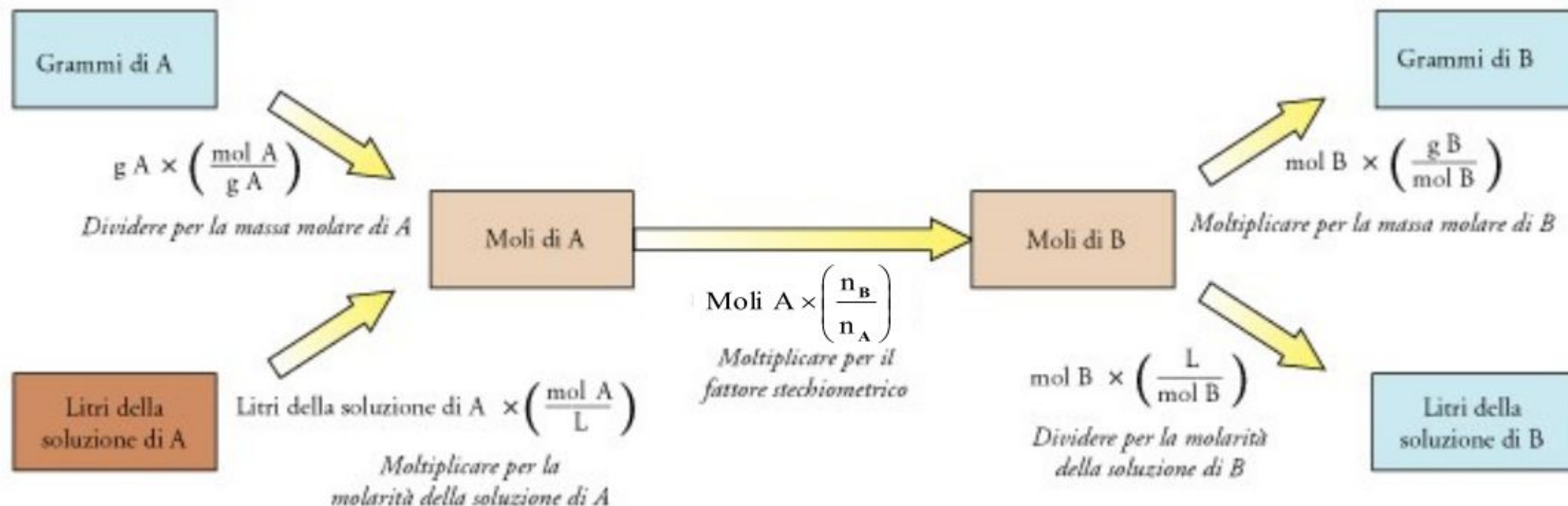
Legenda dei termini:

- n_A, n_B : Coefficienti stechiometrici della reazione bilanciata
- (n_B / n_A) : Fattore stechiometrico di conversione

Fasi principali del procedimento:

1. Convertire la quantità nota (massa o volume) in **Moli di A**
2. Calcolare le **Moli di B** mediante il rapporto stechiometrico
3. Convertire le moli di B nella grandezza richiesta (grammi o litri)

Stechiometria e volumi di soluzione



Esercizio

REAZIONE DI NEUTRALIZZAZIONE



Un recipiente contiene **35,0 ml** di una soluzione **0,175 M** di H_2SO_4 . Quanti ml di una soluzione **0,250 M** di NaOH devono essere aggiunti per reagire completamente?

1. Moli di Acido (H_2SO_4)

Calcolo del numero di moli dal volume e dalla molarità data:

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{SO}_4) &= M \cdot V \\ &= 0,175 \text{ mol/L} \cdot 0,0350 \text{ L} \\ &= \mathbf{6,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol}} \end{aligned}$$

Conversione volume: $35,0 \text{ ml} = 35,0 \cdot 10^{-3} \text{ L}$

2. Rapporto Stechiometrico

Dalla reazione: 2 mol NaOH per 1 mol H_2SO_4 (rapporto 2:1)

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot (2/1) \\ &= 6,125 \cdot 10^{-3} \cdot 2 \\ &= \mathbf{1,225 \cdot 10^{-2} \text{ mol}} \end{aligned}$$

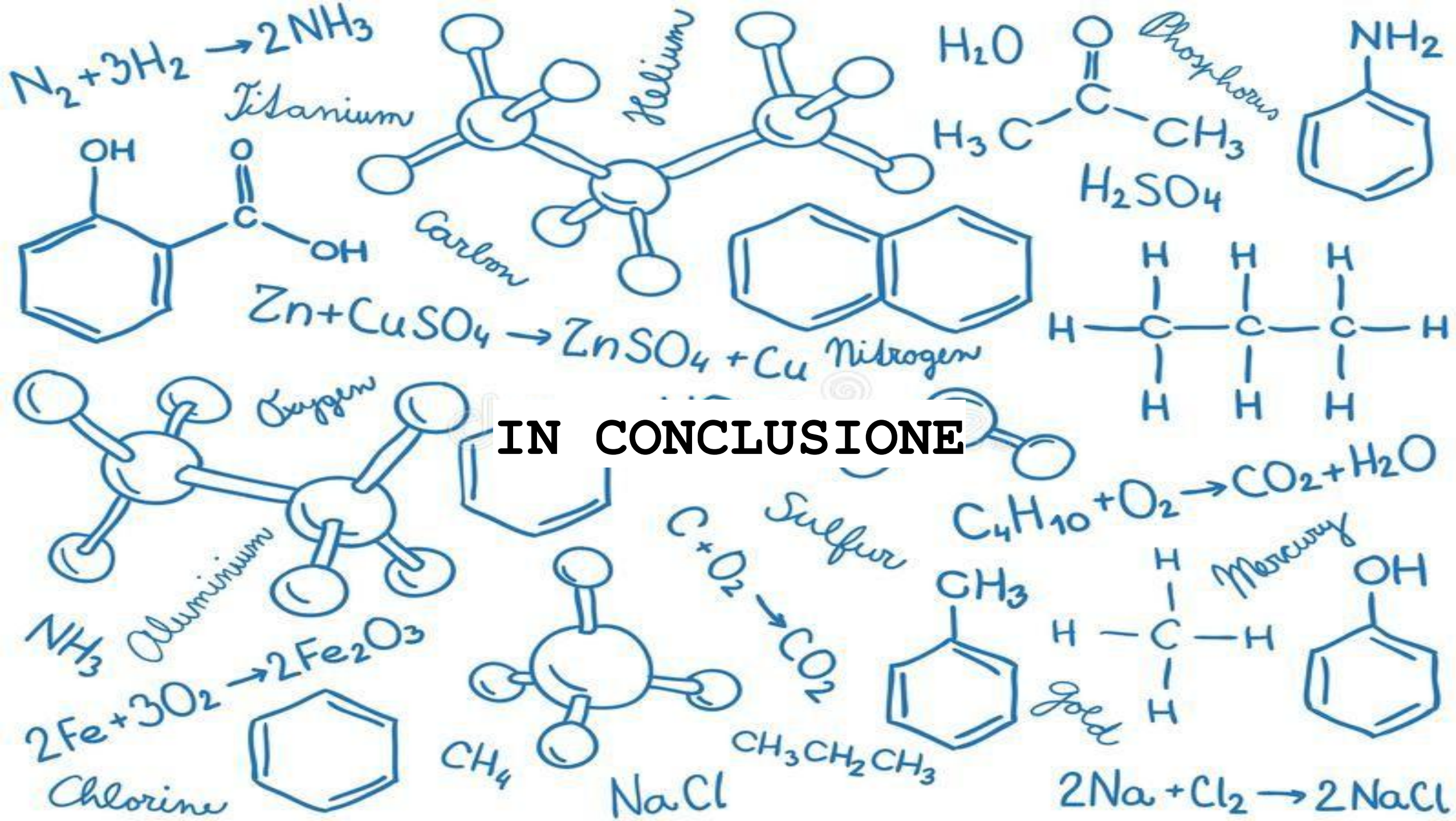
Moli necessarie di NaOH per la neutralizzazione completa.

3. Volume di NaOH

Calcolo del volume di soluzione 0,250 M necessario:

$$\begin{aligned} V(\text{NaOH}) &= n / M \\ &= (1,225 \cdot 10^{-2}) / 0,250 \\ &= \mathbf{4,90 \cdot 10^{-2} \text{ L}} \end{aligned}$$

Risultato: 49,0 ml



La Struttura dell'Atomo

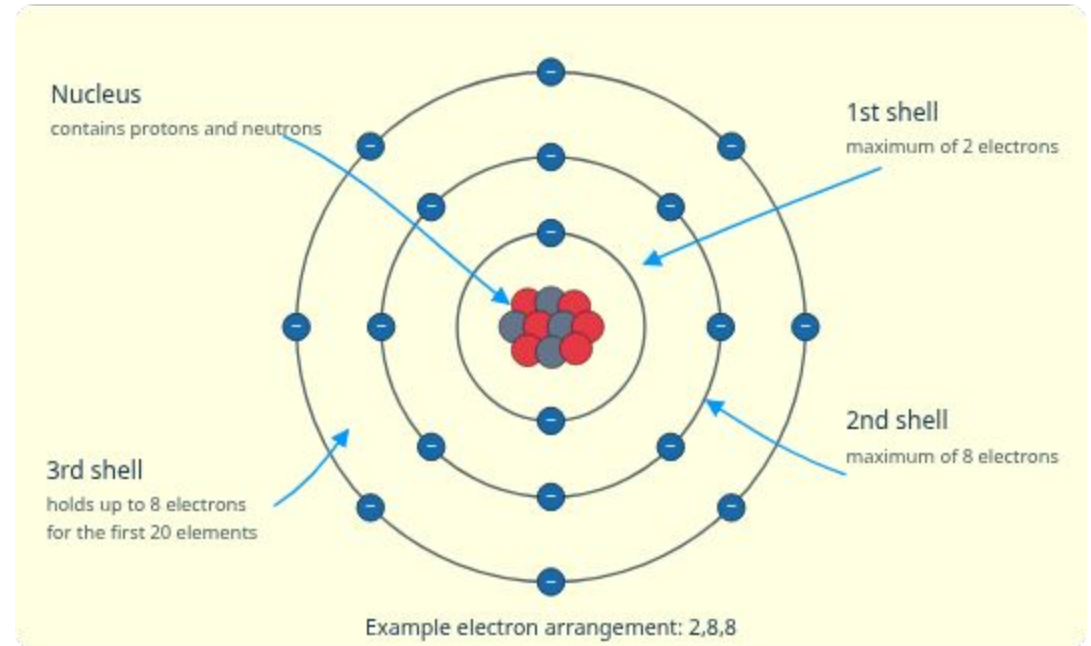
Nucleo Centrale

Protoni: Carica elettrica positiva.

Neutroni: Particelle prive di carica.

Orbitali Esterni

Elettroni: Carica negativa in moto orbitale.



Elementi Chimici e Simboli



Unità Fondamentale

Minima entità rappresentativa di ciascun elemento.



Sigla Internazionale

Notazione universale a una o due lettere.



Esempio: Zinco (Zn)

Identificazione univoca per ogni sostanza pura.

Identità Atomica e Isotopi

COSTANTE

Numero di Protoni

Definizione: Determina la specie chimica.
Immutabile per atomi del medesimo elemento.

VARIABILE

Isotopi dell'Elemento

Variazione: Diverso numero di neutroni.
Proprietà chimiche uguali con massa differente.

Numero Atomico e Numero di Massa

$$N = A - Z$$

Numero di Neutroni = Numero di Massa (A) – Numero Atomico (Z)

Z

Numero Atomico

Totale dei protoni.

A

Numero di Massa

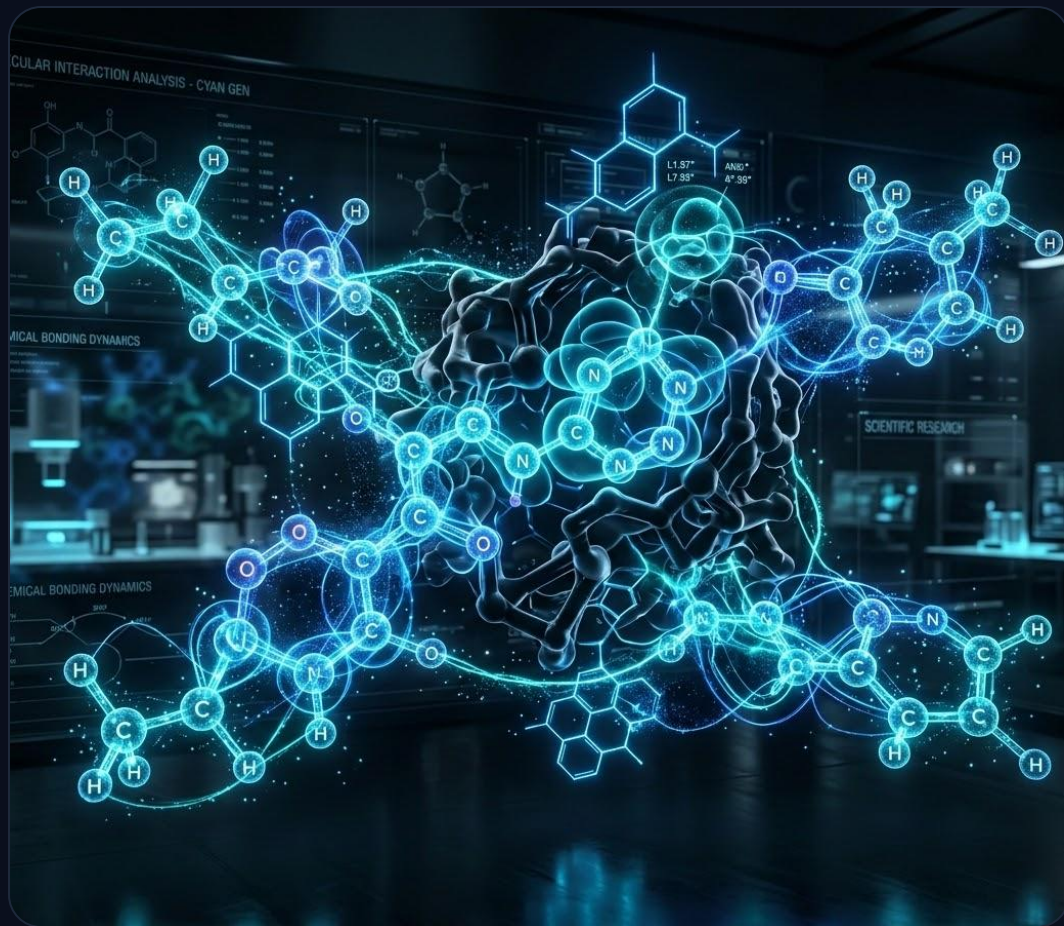
Somma protoni + neutroni.

N

Neutroni Totali

Calcolati per sottrazione.

Composti e Legami Chimici



Legame Chimico

Unione stabile tra atomi differenti.



Nuove Proprietà

Caratteristiche distinte dai singoli elementi.

La Tavola Periodica e i Gruppi

Periodic Table of the Elements

The periodic table is organized into groups (columns) and periods (rows). The groups are numbered 1 through 18. The elements are color-coded by group: Group 1 (Alkali Metals) is pink, Group 2 (Alkaline Earths) is orange, Groups 3-10 (Transition Metals) are yellow, Group 11 (Coinage Metals) is light green, Group 12 (Zinc Group) is light blue, Groups 13-16 (Main Group Elements) are light green, Group 17 (Halogens) is light blue, and Group 18 (Noble Gases) is light purple.

Legend:

- Alkali Metals
- Alkaline Earths
- Transition Metals
- Lanthanides
- Actinides
- Other Metals
- Other Nonmetals
- Other Gases
- Other Solids

Ordine per File

Crescente per numero di protoni.

Colonne e Gruppi

Indicano gli elettroni del guscio esterno.

Proprietà Analoghe

Reattività simile nello stesso gruppo.

Metalli vs Non-Metalli

Metalli (Sinistra)

Fusione: Punti di fusione elevati.

Posizione: Settore sinistro della tavola.

Conduzione: Ottimi conduttori termoelettrici.

Non-Metalli (Destra)

Fusione: Punti di fusione bassi.

Posizione: Settore destro della tavola.

Isolamento: Scarsi conduttori.