

Chimica

Modulo 5



UNIVERSITÀ
DI TORINO

prof. Angelo Agostino



UNIVERSITÀ
DI TORINO

Stechiometria



Angelo Agostino

Nomenclatura

inorganica

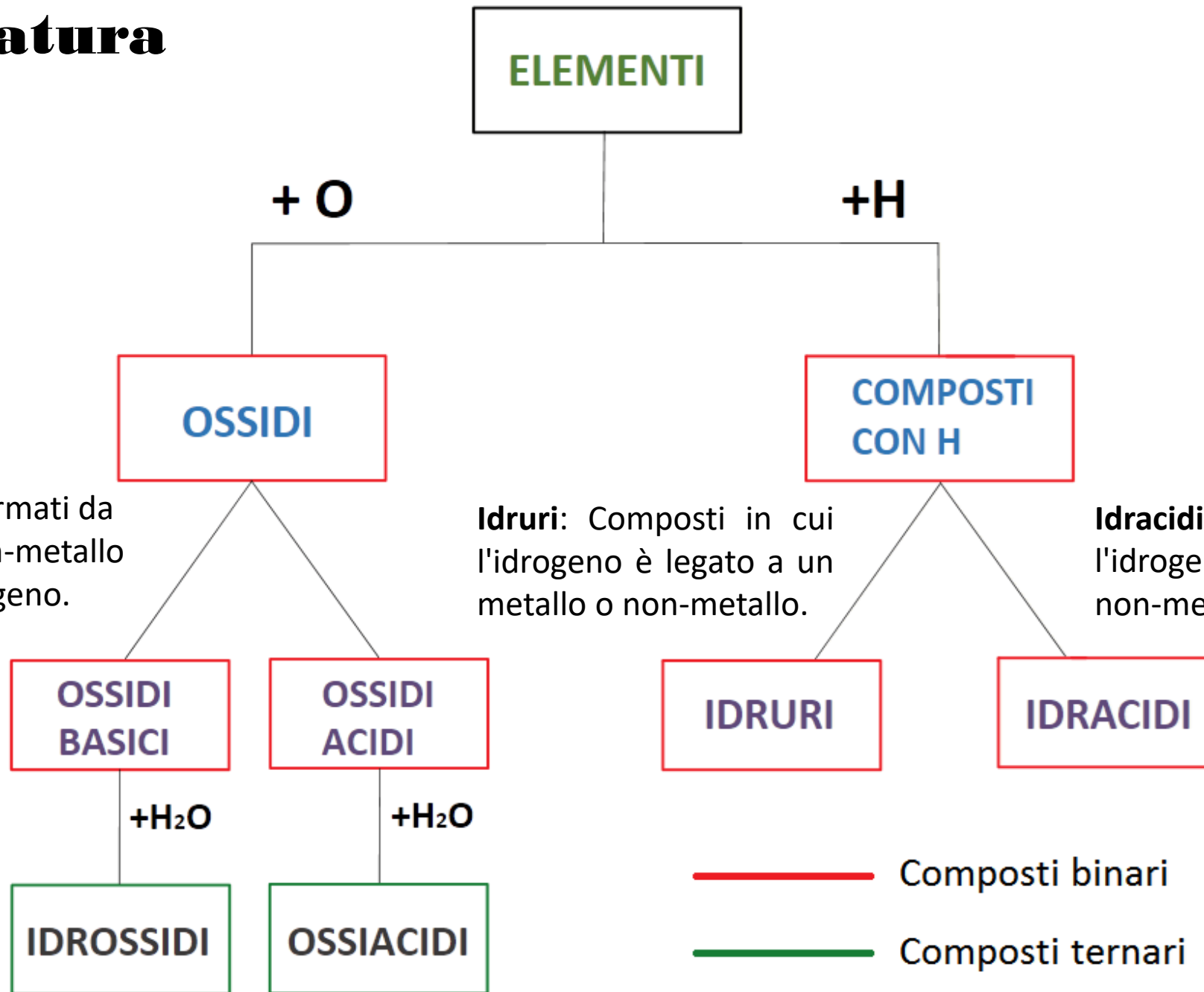


UNIVERSITÀ
DI TORINO

Ossidi: Composti formati da un metallo o un non-metallo combinato con ossigeno.

Idruri: Composti in cui l'idrogeno è legato a un metallo o non-metallo.

Idracidi: Composti in cui l'idrogeno è legato a un non-metallo (g16-17).



Angelo Agostino

Nomenclatura

inorganica

Ossidi di non-metalli (ossidi acidi o anidridi):

Si usa sempre la parola **ossido** seguita dal nome del non-metallo.

La quantità di ossigeno rispetto al non-metallo è indicata tramite prefissi greci, come mono-, di-, tri-, ecc.

Se il non-metallo può assumere più stati di ossidazione, si usano i prefissi per indicare quante molecole di ossigeno sono legate all'elemento.

Ossidi di metalli (ossidi basici):

Si usa la parola **ossido** seguita dal nome del metallo.

Se il metallo può avere più stati di ossidazione, si specifica il numero di ossidazione tra parentesi in numeri romani.

Idruri:

La nomenclatura prevede l'uso della parola **idruro** seguita dal nome del metallo o non-metallo.

Idracidi:

La loro nomenclatura segue la regola secondo cui il nome dell'anione derivante dal non-metallo viene trasformato in un suffisso **-idrico**.

Fuori dalla soluzione acquosa, questi composti vengono invece chiamati **idrogeno + nome del non-metallo**.

Ossiacidi:

Si parte dal nome del non-metallo legato all'ossigeno e all'idrogeno.

A seconda del numero di ossidazione dell'elemento centrale, il suffisso del nome dell'ossiacido cambia.

ipo - - **oso**

- **oso**

- **ico**

per - - **ico**

La parola **acido** viene posta prima del nome dell'elemento e dei suffissi/prefissi.

Idrossidi:

seguono una convenzione basata sulla combinazione del termine **idrossido + nome del metallo**



UNIVERSITÀ
DI TORINO



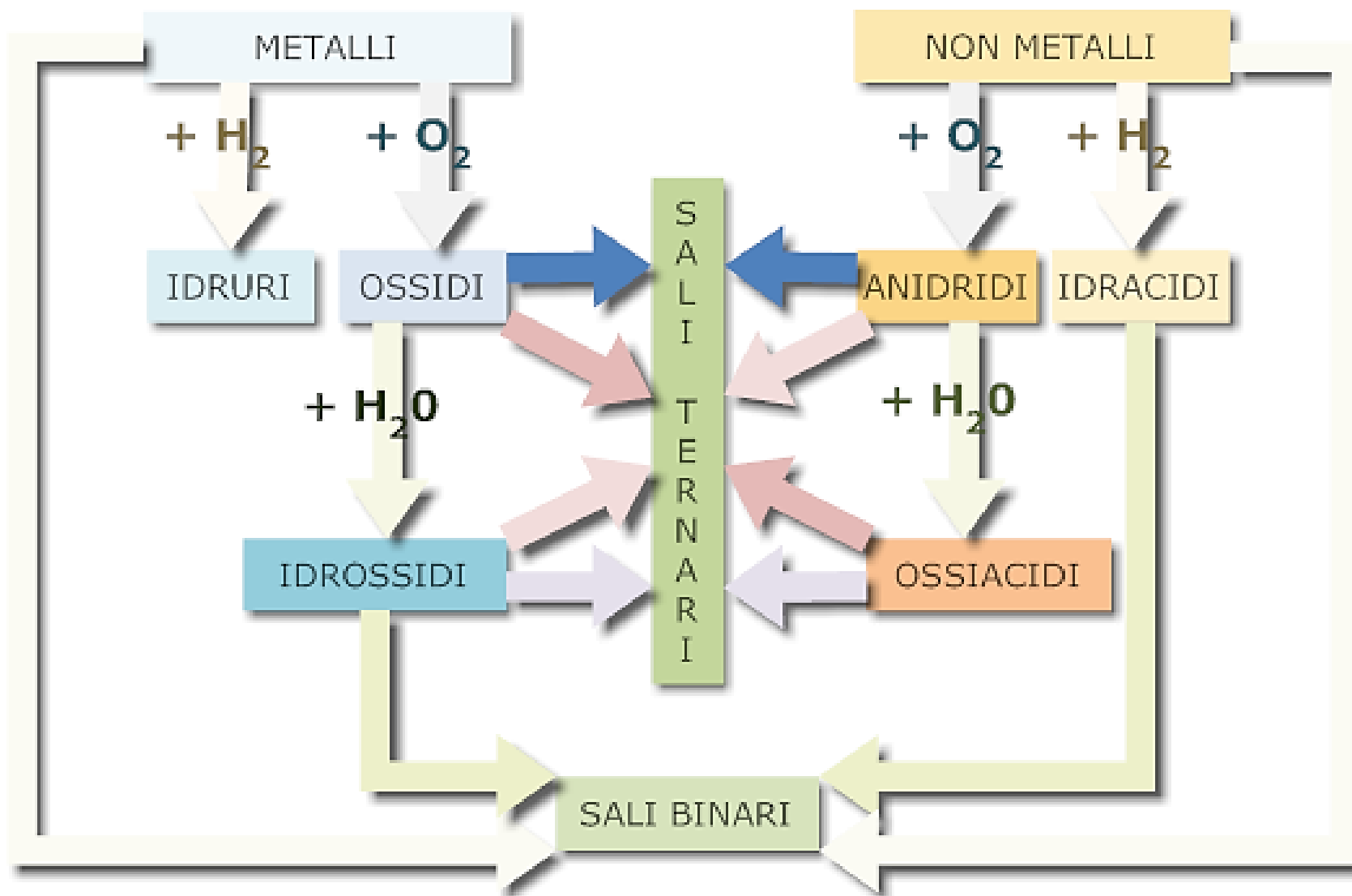
Angelo Agostino

Nomenclatura

inorganica



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Nomenclatura

inorganica



UNIVERSITÀ
DI TORINO

La nomenclatura dei **sali** in chimica segue delle regole specifiche basate sulla composizione del sale, che deriva dalla reazione tra un acido e una base (o ossido) e si divide in sali binari e sali ternari.

Sali binari:

I sali binari sono composti da due elementi: un metallo e un non-metallo.

Il nome del sale deriva dal non-metallo con l'aggiunta del suffisso **-uro**, seguito dal nome del metallo. Se il metallo può avere più stati di ossidazione, si indica il numero di ossidazione del metallo con numeri romani.

non-metallo -uro + metallo

Sali ternari (ossosali):

I sali ternari derivano dagli ossiacidi e sono composti da tre elementi: un metallo, un non-metallo e l'ossigeno.

La loro nomenclatura segue il nome dell'ossiacido di partenza, modificando i suffissi e prefissi in funzione dello stato di ossidazione dell'anione derivato dall'ossiacido.

Il suffisso **-ato** quando l'anione deriva da un acido che ha il suffisso **-ico**.

Il suffisso **-ito** quando l'anione deriva da un acido con suffisso **-oso**.

Prefisso **per-** se l'anione deriva da un acido con numero di ossidazione elevato.

Prefisso **ipo-** se l'anione deriva da un acido con numero di ossidazione basso.

(prefisso-) non-metallo + metallo -suffisso



Angelo Agostino

Stechiometria

La mole

concetti - mole

DEFINIZIONE 1: quantità in grammi, pari al peso molecolare del composto.

DEFINIZIONE 2: quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro di molecole.



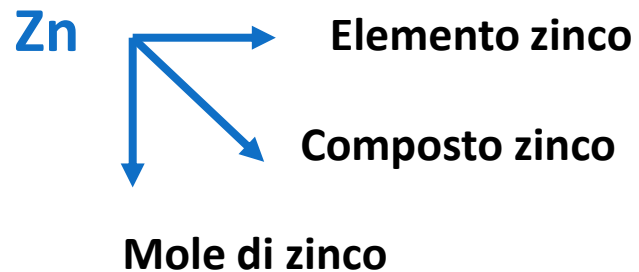
UNIVERSITÀ
DI TORINO

Numero di Avogadro

$$N_A = 6.0225 \cdot 10^{23}$$

concetti – Simboli e Formule

I simboli degli elementi chimici possiedono sia un significato qualitativo che quantitativo



N Elemento azoto

N₂ Composto azoto



Angelo Agostino

Stechiometria

Analisi elementare

L'analisi chimica qualitativa e quantitativa di ciascun elemento in un composto si dice ANALISI ELEMENTARE.
L'analisi elementare porta ad ottenere la composizione di un composto in termini di composizione percentuale di ogni elemento espressa in massa (o per cento in peso)



UNIVERSITÀ
DI TORINO

Esempio per un composto:

Analisi elementare **qualitativa**: C, H, O.

Analisi elementare **quantitativa**: C (26.7%), H (2.24%), O(71.1%)

sono i pesi di ogni elemento contenuti
in 100 grammi di composto

L'analisi elementare permette di determinare la FORMULA MINIMA ma non la FORMULA MOLECOLARE per la quale è richiesto conoscere la massa molecolare.

Nell'esempio la massa molecolare è **90.04 u**



Stechiometria

La composizione percentuale

Esercizio:

Calcolare la composizione percentuale di ciascun elemento nel carbonato di calcio

1. **Determinare la massa molare del composto.** Usare la tavola periodica per trovare le masse atomiche degli elementi:

- Calcio (Ca) = 40,08 g/mol
- Carbonio (C) = 12,01 g/mol
- Ossigeno (O) = 16,00 g/mol

La formula del carbonato di calcio è CaCO_3 , quindi la sua massa molare è:

$$\text{Massa molare} = 40,08 \text{ g/mol} + 12,01 \text{ g/mol} + (3 \times 16,00 \text{ g/mol}) = 100,09 \text{ g/mol}$$

2. **Calcolare la massa percentuale di ciascun elemento.** La percentuale di ciascun elemento si calcola dividendo la massa dell'elemento nella formula per la massa molare del composto, e moltiplicando per 100.

- Calcolare la percentuale di calcio (Ca):

$$\frac{40,08 \text{ g/mol}}{100,09 \text{ g/mol}} \times 100 = 40,05\%$$

- Calcolare la percentuale di carbonio (C):

$$\frac{12,01 \text{ g/mol}}{100,09 \text{ g/mol}} \times 100 = 12,00\%$$

- Calcolare la percentuale di ossigeno (O):

$$\frac{(3 \times 16,00) \text{ g/mol}}{100,09 \text{ g/mol}} \times 100 = 47,95\%$$

Risultato:

La composizione percentuale del carbonato di calcio (CaCO_3) è:

- Calcio: 40,05%
- Carbonio: 12,00%
- Ossigeno: 47,95%



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

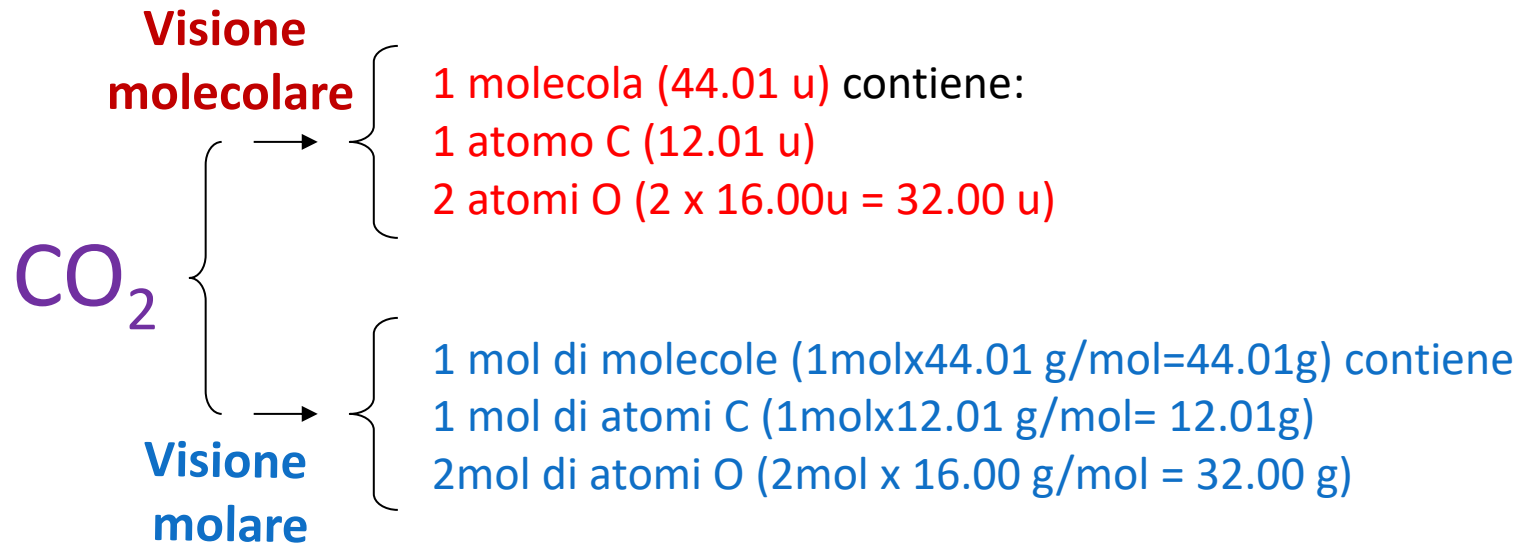
Stechiometria

Le formule chimiche

Le formule chimiche sono scritte simboliche che contengono tutta l'informazione qualitativa (quali tipi di atomo) e quantitativa (quanti atomi) necessaria a descrivere la composizione atomica della sostanza.



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

Le formule chimiche

FORMULA MINIMA (O EMPIRICA): Esprime i rapporti tra gli elementi che formano un composto usando come indici i numeri più piccoli possibile.

Esempio: CH_3O

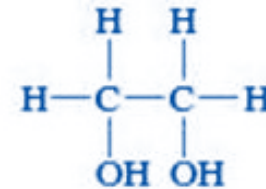
FORMULA MOLECOLARE (O ELEMENTARE): Riporta i rapporti tra gli atomi effettivamente presenti nella molecola della sostanza composta..

Esempio: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$

FORMULA DI STRUTTURA: Esprime graficamente le posizioni relative e le connessioni tra gli atomi, evidenziando cioè i legami chimici

Esempio:

Glicole etilenico



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

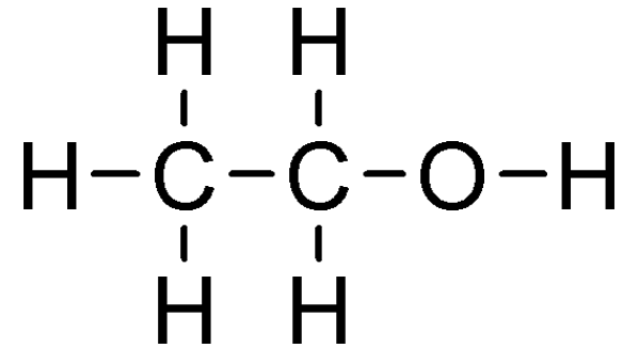
Stechiometria

Isomeri

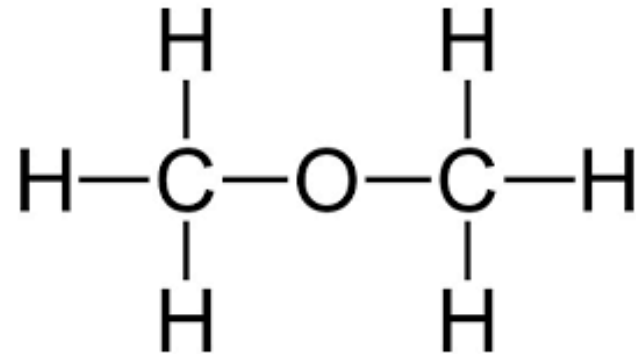
Ad una stessa formula molecolare può corrispondere più di una sostanza.

Due o più sostanze con la stessa formula molecolare ma diversa natura e proprietà hanno diversa formula di struttura.

Esempio: C_2H_6O



etanolo (alcool etilico)



dimetiletere



UNIVERSITÀ
DI TORINO

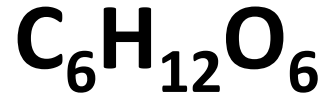


Angelo Agostino

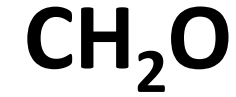
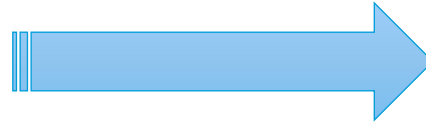
Stechiometria

Le formule chimiche

Glucosio



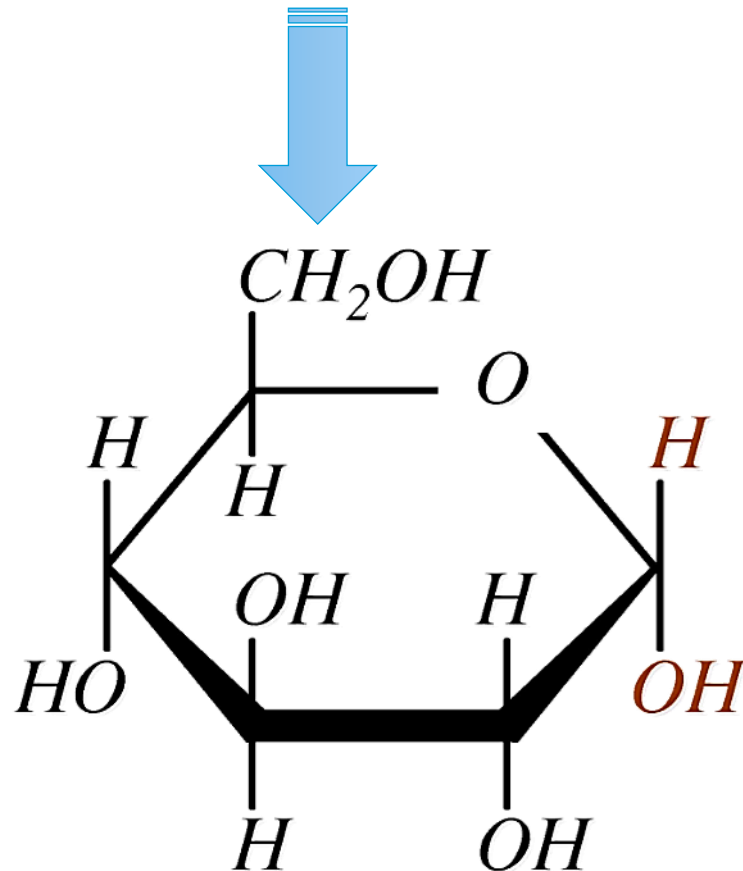
Formula Molecolare



Formula minima (formula empirica, formula bruta)

**Si ottiene dividendo tutti i coefficienti per il
coefficiente più piccolo**

*(in caso di coefficienti frazionari occorre renderli interi
approssimando o moltiplicando per 2)*



Formula di Struttura



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

Determinazione della formula empirica

Esercizio:

Un composto contiene il 32,37% di sodio (Na), il 22,57% di zolfo (S) e il 45,06% di ossigeno (O). Determina la formula empirica del composto.

1. **Considerare le masse in grammi:** Immaginiamo di avere 100 g di composto. Quindi:

- Sodio (Na) = 32,37 g
- Zolfo (S) = 22,57 g
- Ossigeno (O) = 45,06 g

2. **Convertire le masse in moli:** Usa le masse atomiche per convertire le masse degli elementi in moli:

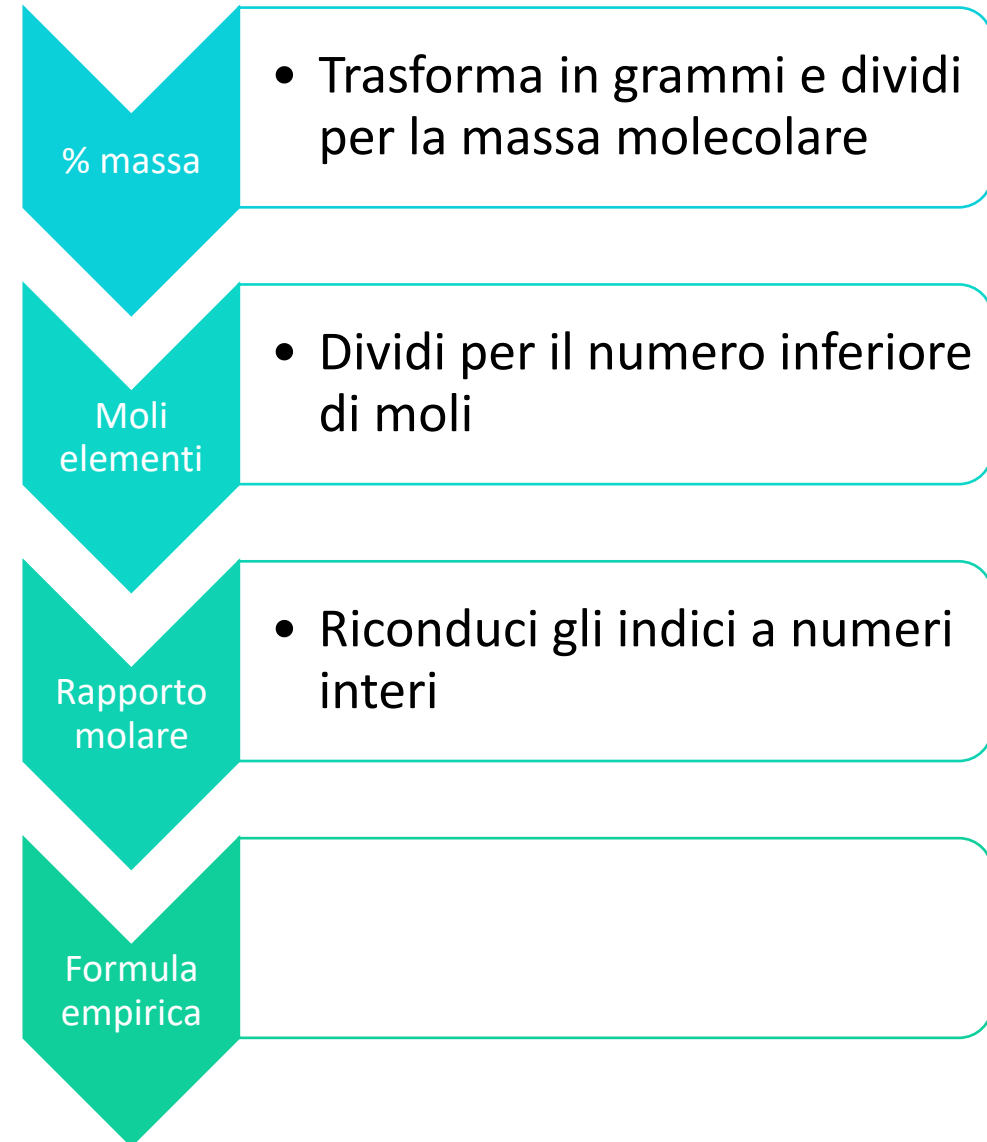
- Massa atomica del sodio (Na) = 22,99 g/mol
- Massa atomica dello zolfo (S) = 32,06 g/mol
- Massa atomica dell'ossigeno (O) = 16,00 g/mol

Moli di Na:

$$\frac{32,37 \text{ g}}{22,99 \text{ g/mol}} = 1,408 \text{ mol}$$

Moli di S:

$$\frac{22,57 \text{ g}}{32,06 \text{ g/mol}} = 0,704 \text{ mol}$$



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

Determinazione della formula empirica

Moli di O:

$$\frac{45,06 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 2,816 \text{ mol}$$

3. **Determinare il rapporto molare:** Dividi ciascun numero di moli per il valore più piccolo di moli, in questo caso 0,704 (moli di S), per ottenere un rapporto molare.

Per Na:

$$\frac{1,408 \text{ mol di Na}}{0,704} = 2$$

Per S:

$$\frac{0,704 \text{ mol di S}}{0,704} = 1$$

Per O:

$$\frac{2,816 \text{ mol di O}}{0,704} = 4$$

4. **Scrivere la formula empirica:** La formula empirica del composto è Na_2SO_4 .

% massa

- Trasforma in grammi e dividi per la massa molecolare

Moli
elementi

- Dividi per il numero inferiore di moli

Rapporto
molare

- Riconduci gli indici a numeri interi

Formula
empirica



UNIVERSITÀ
DI TORINO



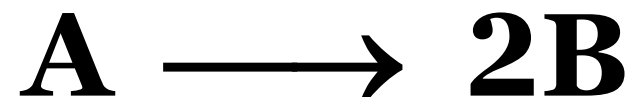
Angelo Agostino

Stechiometria

Quantità di reagente



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Massa di A (g)



Dividere per la
massa molecolare
di A (g/mol)

moli di A (mol)



Usare il rapporto
molare tra A e B

Massa di B (g)



moltiplicare per la
massa molecolare
di B (g/mol)

moli di B (mol)



Angelo Agostino

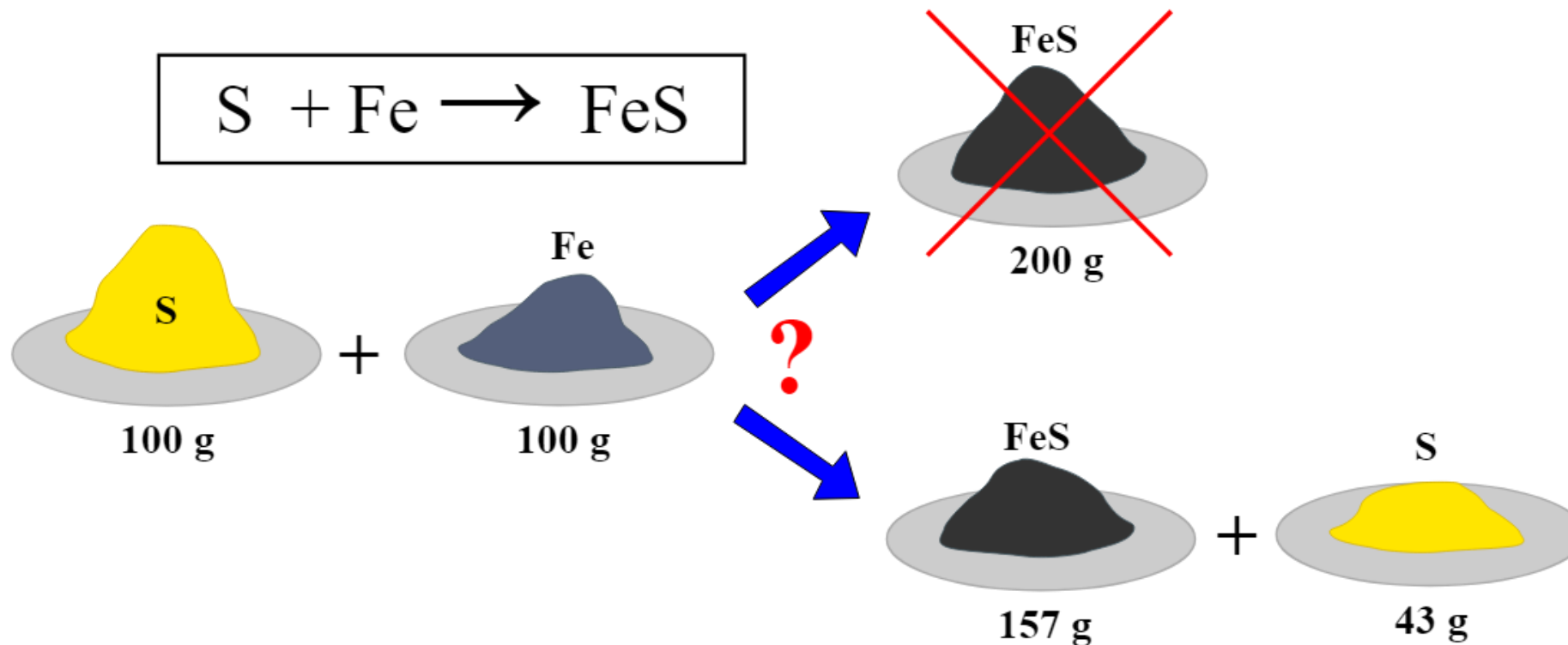
Stechiometria

Il reagente limitante

Il reagente limitante è il reagente che si consuma completamente per primo in una reazione chimica, limitando la quantità di prodotto che può essere formata. Questo accade perché, una volta esaurito il reagente limitante, la reazione non può continuare, anche se gli altri reagenti sono ancora presenti in eccesso. Pertanto, il reagente limitante determina la quantità massima di prodotto che può essere ottenuta dalla reazione.



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

La resa

la resa di una reazione rappresenta la quantità di prodotto effettivamente ottenuta da una reazione rispetto alla quantità teoricamente prevista.

Resa teorica: È la quantità massima di prodotto che può essere ottenuta in base ai rapporti stechiometrici della reazione chimica. Si calcola ipotizzando che tutto il reagente limitante venga trasformato in prodotto, senza perdite o inefficienze.

Resa effettiva: È la quantità reale di prodotto ottenuta dall'esperimento o dalla reazione chimica.

Spesso, la resa effettiva è minore della resa teorica a causa di vari fattori come reazioni collaterali, perdite durante la separazione o purificazione, o errori sperimentali.

Resa percentuale: È il rapporto tra la resa effettiva e la resa teorica, espresso in percentuale.

$$\text{Resa percentuale} = \left(\frac{\text{Resa effettiva}}{\text{Resa teorica}} \right) \times 100$$

La resa percentuale misura l'efficienza di una reazione e può variare da 0% (nessun prodotto ottenuto) a oltre il 100% (in caso di impurezze o errori nella misurazione).



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

la composizione percentuale

In una reazione chimica tra il rame (Cu) e l'ossigeno (O₂), si forma ossido di rame (CuO) secondo la seguente equazione bilanciata: $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$

Un chimico ha iniziato la reazione con 50,0 g di rame e ha ottenuto 57,0 g di CuO come prodotto. Qual è la resa percentuale della reazione?

1. Calcolare la massa teorica di CuO (resa teorica):

- Determinare le moli di Cu usate:

$$\text{Moli di Cu} = \frac{\text{massa di Cu}}{\text{massa molare di Cu}} = \frac{50,0 \text{ g}}{63,55 \text{ g/mol}} = 0,787 \text{ mol}$$

- Secondo l'equazione bilanciata, **2 moli di Cu** reagiscono con l'ossigeno per formare **2 moli di CuO**. Quindi, il numero di moli di CuO prodotto sarà lo stesso (0,787 mol).
- Calcolare la massa teorica di CuO prodotto:

$$\text{Massa teorica di CuO} = \text{moli di CuO} \times \text{massa molare di CuO}$$

La massa molare di CuO è:

$$\text{Massa molare di CuO} = 63,55 \text{ g/mol}(\text{Cu}) + 16,00 \text{ g/mol}(\text{O}) = 79,55 \text{ g/mol}$$

Quindi:

$$\text{Massa teorica di CuO} = 0,787 \text{ mol} \times 79,55 \text{ g/mol} = 62,6 \text{ g}$$



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

La resa



UNIVERSITÀ
DI TORINO

2. Calcolare la resa percentuale:

- La massa effettiva di CuO ottenuta è 57,0 g.
- La resa percentuale si calcola con la formula:

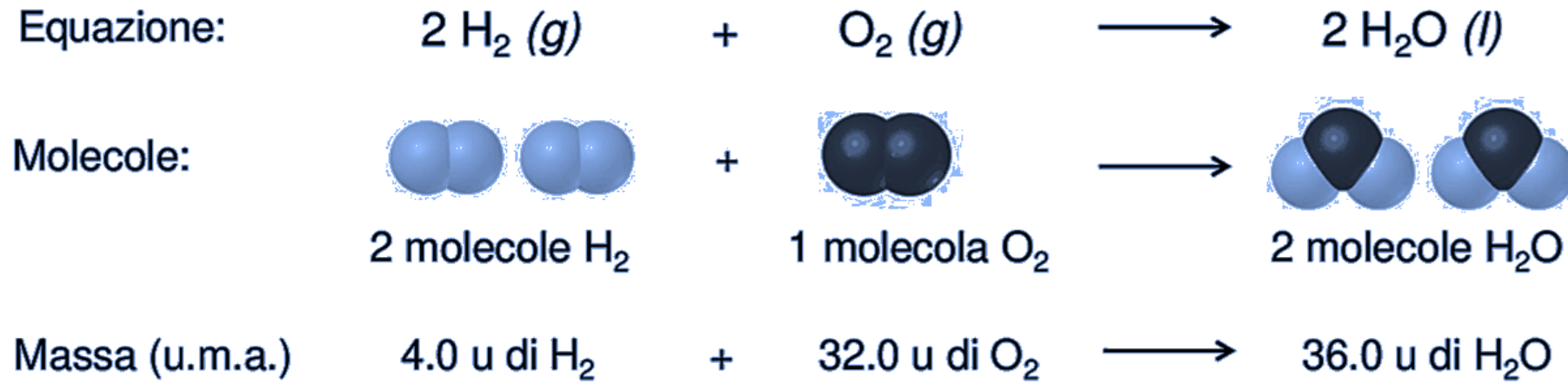
$$\text{Resa percentuale} = \left(\frac{\text{Massa effettiva}}{\text{Massa teorica}} \right) \times 100 = \left(\frac{57,0 \text{ g}}{62,6 \text{ g}} \right) \times 100 = 91,1\%$$



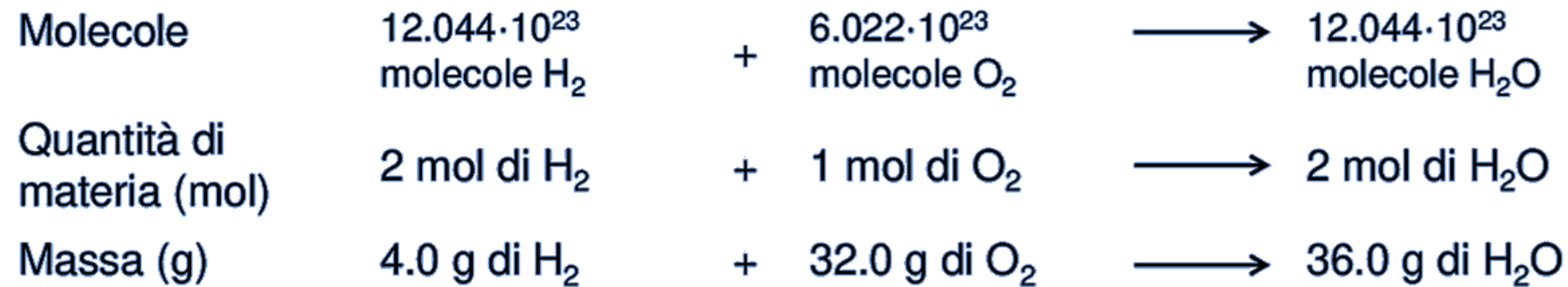
Angelo Agostino

Stechiometria

Schema



multiplichiamo
per N_A



i coefficienti stechiometrici, in un'equazione chimica bilanciata, esprimono il rapporto quantitativo tra le molecole e tra le moli di reagenti e prodotti (non il rapporto tra le loro masse!!!)



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

Reazioni chimiche

Nelle reazioni chimiche, per definire le grandezze ponderali, occorre passare sempre dal concetto di *mole*



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Coefficienti
Stechiometrici

Rappresentano la quantità di un determinato composto in MOLI

Convenzionalmente si esprimono con numeri interi

N° di atomi

Rappresentano la quantità di quel determinato atomo all'interno della molecola e si esprimono sempre in MOLI (per essere più precisi, grammo atomi)

Si tratta di una reazione che avviene completamente (una freccia)
Tutti i reagenti vengono trasformati in prodotti.

Per determinare un valore ponderale (grammi) di un dato composto, in una data reazione chimica, occorre sempre passare attraverso un processo di calcolo che preveda l'impiego delle MOLI e del PM (peso molecolare)



Angelo Agostino

Stechiometria

Bilanciamento di reazioni chimiche

Scrivere la reazione non bilanciata: Trascrivere la reazione chimica con le formule chimiche corrette dei reagenti e dei prodotti.

Contare il numero di atomi per ogni elemento: Determinare il numero di atomi di ogni elemento chimico sia nei reagenti che nei prodotti.

Bilanciare gli elementi uno alla volta: Iniziare con gli elementi che compaiono in un solo composto per lato della reazione.

Non modificare mai i pedici (numeri che indicano il numero di atomi in una molecola), ma solo i coefficienti stechiometrici (numeri che vengono posti davanti alle formule chimiche) per bilanciare gli atomi.

Bilanciare per ultimo l'idrogeno (H) e l'ossigeno (O): Questi elementi spesso compaiono in più composti. Si raccomanda di bilanciare prima gli altri elementi e lasciare questi per ultimi.

Verifica del bilanciamento:

Controllare che il numero di atomi di ciascun elemento sia uguale su entrambi i lati della reazione.

Assicurarsi che i coefficienti siano i numeri interi più piccoli possibili.



UNIVERSITÀ
DI TORINO

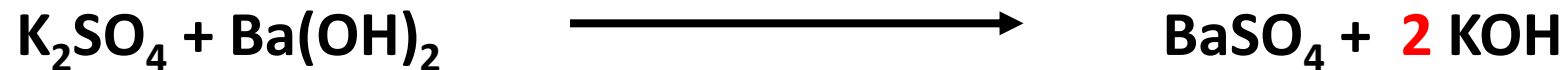


Angelo Agostino

Stechiometria

Bilanciamento

Bilanciamento di equazioni chimiche NON di ossido-riduzione



Occorre bilanciare la quantità di materia.

Il numero di atomi che costituiscono i reagenti devono ritrovarsi tra i prodotti.

Devo modificare i coefficienti stechiometrici



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

Bilanciamento

Bilanciamento di equazioni chimiche NON di ossido-riduzione - IONICHE



Occorre bilanciare la quantità di materia.

Il numero di atomi che costituiscono i reagenti devono ritrovarsi tra i prodotti.

Devo modificare i coefficienti stechiometrici



Occorre bilanciare le cariche.

Occorre che la somma delle cariche dei reagenti corrisponda a quello dei prodotti.

Devo modificare i coefficienti stechiometrici



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

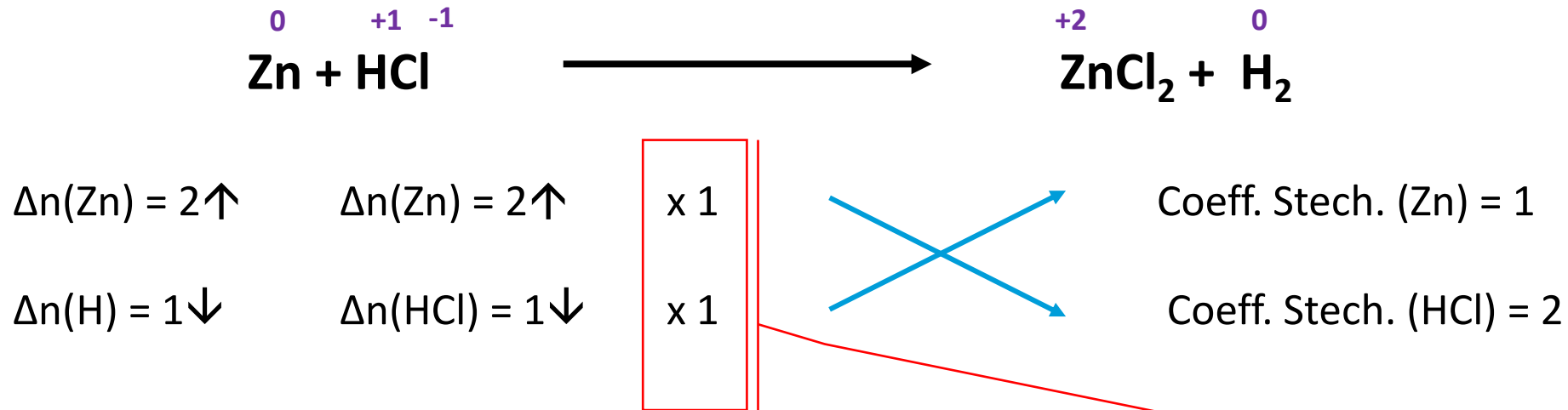
Bilanciamenti

Bilanciamento di equazioni chimiche REDOX

Si dicono ossido-riduzioni (REDOX) quei processi che avvengono con trasferimento di elettroni dalla sostanza che si ossida (riducente) a quella che si riduce (ossidante)



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Numero di atomi che subiscono ossidoriduzione presenti nella molecola

Metodo dei numeri di ossidazione



Angelo Agostino

Stechiometria

Quantità di reagente

Bilanciamento di equazioni chimiche REDOX

Si dicono ossido-riduzioni (REDOX) quei processi che avvengono con trasferimento di elettroni dalla sostanza che si ossida (riducente) a quella che si riduce (ossidante)



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Semireazione di Ossidazione



Semireazione di Riduzione



Metodo delle semi reazioni

Si scompone la REDOX in due semireazioni in cui si esplicita lo scambio elettronico.

Le semireazioni vanno poi bilanciate su materia e carica. Infine si uniscono a descrivere la reazione complessiva.



chimica

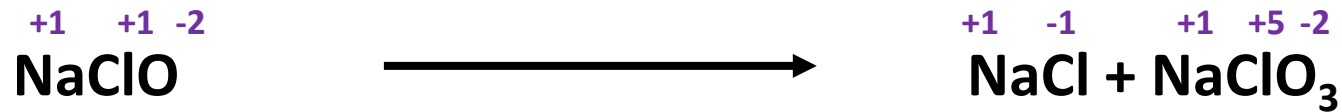
Angelo Agostino

Stechiometria

Reazioni di dismutazione (disproporzione)

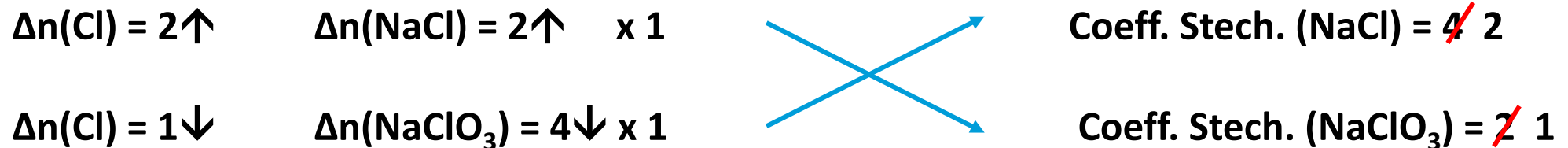
Bilanciamento di equazioni chimiche REDOX

Le **reazioni di dismutazione** (o **disproporzione**) sono un tipo particolare di reazioni redox (ossidoriduzione) in cui una stessa specie chimica agisce sia come riducente sia come ossidante. Questo significa che la stessa sostanza subisce contemporaneamente un'**ossidazione** e una **riduzione**, generando due prodotti con stati di ossidazione diversi.



In questo caso il medesimo elemento (Cl) subisce sia un processo di riduzione che di ossidazione

Il bilanciamento viene effettuato considerando la reazione in senso inverso



UNIVERSITÀ
DI TORINO



Angelo Agostino

Stechiometria

Concentrazioni

Una soluzione è un sistema omogeneo di due o più componenti che possono essere solidi, liquidi o gassosi.

Verranno prese in considerazione solo SOLUZIONI in cui, in un liquido in eccesso [SOLVENTE], sono sciolte una o più sostanze liquide o solide [SOLUTI]



UNIVERSITÀ
DI TORINO

Molarità [M]: esprime il numero di moli di SOLUTO contenute in 1 litro di SOLUZIONE

$$\frac{n^{\circ} \text{ mol}_{\text{soluto}}}{1 \text{ l}_{\text{soluzione}}}$$

Molalità [m]: esprime il numero di moli di SOLUTO contenute in 1 chilogrammo di SOLVENTE

$$\frac{n^{\circ} \text{ mol}_{\text{soluto}}}{1 \text{ Kg}_{\text{solvente}}}$$

Normalità [N]: esprime il numero di equivalenti di SOLUTO contenute in 1 litro di SOLUZIONE

$$\frac{n^{\circ} \text{ eq}_{\text{soluto}}}{1 \text{ l}_{\text{soluzione}}}$$

Frazione molare [X]: rapporto tra le moli di un componente e la somma delle moli di tutti i componenti della SOLUZIONE

$$\frac{\text{mol}_{\text{soluto}}}{\sum \text{mol}_{\text{soluzione}}}$$

Percentuale [%] in peso: massa SOLUTO diviso massa SOLUZIONE per 100

$$\frac{g_{\text{soluto}}}{g_{\text{soluzione}}} * 100$$

Percentuale [%] in volume: volume SOLUTO diviso volume SOLUZIONE per 100

$$\frac{l_{\text{soluto}}}{l_{\text{soluzione}}} * 100$$

ppm: grammi di SOLUTO contenute in un milione di grammi di SOLUZIONE

$$\frac{g_{\text{soluto}}}{1 * 10^6 g_{\text{soluzione}}}$$



Angelo Agostino



UNIVERSITÀ
DI TORINO