



**POLITECNICO**  
MILANO 1863

# *Corso di Chimica Generale*

Ing. Informatica/Automazione/Telecomunicazioni

**Esercitazione 1- Stechiometria** A.A. 2024/2025



# Le sette unità di misura fondamentali

Grandezza	Unità di Misura
Lunghezza	Metro (m)
Massa	Kilogrammo (Kg)
Tempo	Secondo (s)
Intensità di corrente elettrica	Ampere (A)
Temperatura	Kelvin (K)
Quantità di materia	Mole (mol)
Intensità di luminosità	Candela (cd)



# MULTIPLI E SOTTOMULTIPLI

## Questione di «sensibilità»

Prefisso	Simbolo	Fattore
tera	T	$10^{12}$
giga	G	$10^9$
mega	M	$10^6$
kilo	k	$10^3$
etto	h	$10^2$
deca	da	$10^1$
deci	d	$10^{-1}$
centi	c	$10^{-2}$
milli	m	$10^{-3}$
micro	$\mu$	$10^{-6}$
nano	n	$10^{-9}$
pico	p	$10^{-12}$
femto	f	$10^{-15}$

*A ognuno la propria scala...*



# Conversioni: esempi

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mm}^3$$

Si ricorda che la *massa volumica* ( $m_V$ ) o *densità* ( $d$ ) è il rapporto tra la massa  $m$  e il volume  $V$  di un solido, di un liquido o di un gas;  $d = m/V$ . L'unità SI è il *kilogrammo al metro cubo* ( $\text{kg/m}^3$ ), impiegata per il legname. Più usati sono il *kilogrammo al decimetro cubo* ( $\text{kg/dm}^3$ ), il *kilogrammo al litro* ( $\text{kg/l}$ ) ed il *grammo al millilitro* ( $\text{g/ml}$ ):  $1 \text{ kg/dm}^3 = 1 \text{ kg/l} = 1 \text{ g/ml}$ .



- **Formula minima o formula empirica:** è una particolare formula molecolare in cui il numero di atomi di ciascun elemento costituente è ridotto al massimo comun divisore relativo; può coincidere con la formula molecolare o essere un suo sottomultiplo.
  - Rappresenta il primo stadio da cui partire per ricostruire la formula molecolare di un composto del quale si conoscono ad esempio solo la percentuale di ogni elemento che contribuisce alla costruzione della molecola.
- **Formula molecolare:** è la formula chimica che rappresenta la costituzione atomica di una molecola in lettere (per indicare gli elementi) e cifre (per indicare il numero di atomi dello stesso elemento nella molecola). Indica il rapporto dei diversi elementi nella molecola.

formula molecolare	formula minima
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	HO
C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	CH <sub>2</sub> O
Si <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	SiH

- **Formula di struttura:** indica come sono legati fra loro gli atomi di una molecola nello spazio.



# ✦ *Masse, moli e formule chimiche*

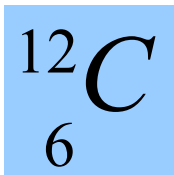
Perchè massa e non peso? La massa è uguale ovunque nell'universo, il peso dipende dalla forza di gravità

Gli **ELEMENTI** possono essere costituiti da singoli atomi o da **MOLECOLE** di atomi uguali  
I **COMPOSTI** sono formati da atomi di elementi diversi e, a seconda del tipo di legame fra questi atomi si parla di **COMPOSTO MOLECOLARE** (legame covalente) o **COMPOSTO IONICO** (legame ionico).

ATOMI	➡	MASSA ATOMICA (uma)
MOLECOLE	➡	MASSA MOLECOLARE (uma)
COMPOSTI IONICI	➡	MASSA FORMULA (uma)

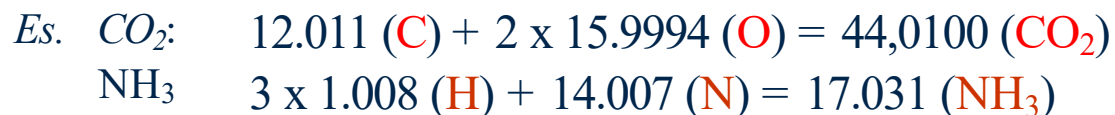
➤ **Unità di massa atomica (u.m.a):** Dodicesima parte della massa dell'atomo di carbonio il cui nucleo contiene 6 neutroni e 6 protoni.

**Scala del Carbonio -12**

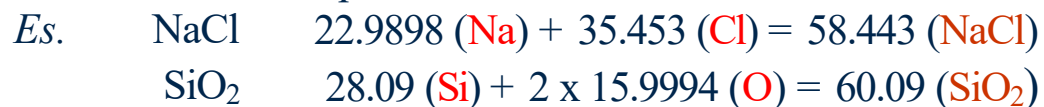


# ★ *Massa Atomica e Molecolare*

➤ Massa molecolare di una sostanza  $\text{=====}$  > somma delle masse atomiche degli elementi che sono contenuti in una molecola della sostanza



**NOTA:** alcuni composti non formano molecole discrete → **massa formula**



➤ La **massa atomica** di ciascun elemento è la media ponderale delle masse relative di tutti gli isotopi che lo costituiscono

$$\text{Massa elemento} = \sum_i A_i p_i$$

$A_i$  = massa isotopo  $i$ ;  
 $p_i$  = abbondanza percentuale isotopo  $i$



## ✦ *Esempio calcolo massa atomica*

Calcolare la massa atomica del cloro se il 75,77% degli atomi ha una massa di 34,97 e il 24,23% ha una massa di 36,97.

### **Strategia:**

Considerare che la **massa atomica** di ciascun elemento è la **media ponderale delle masse relative di tutti gli isotopi**

### **Svolgimento**

**Consideriamo, per semplificare, un campione costituito da 100 atomi di Cloro.**

**Il testo ci dice che in questa miscela di atomi di Cloro 75,77 parti su cento hanno una massa di 34,97 e 24,23 parti su cento hanno una massa di 36,97.**

**Il peso atomico del cloro è quindi:**

$$\text{Massa cloro} = (34,97 \times 75,77/100) + (36,97 \times 24,23/100) = 35,45$$

### **ESERCIZIO**

Il magnesio in natura è costituito da tre isotopi:  $^{24}\text{Mg}$ ,  $^{25}\text{Mg}$  e  $^{26}\text{Mg}$ , con pesi atomici, rispettivamente 23.985042, 24.985837 e 25.982593. Le loro abbondanze naturali sono nell'ordine 78.99%, 10.00% e 11.01%. Calcolare la massa del magnesio.





# ✦ Stechiometria

I rapporti tra atomi indicati dalle formule molecolari variano quando le molecole subiscono una *reazione chimica* → è necessario **BILANCIARE LE REAZIONI** e utilizzare gli **opportuni COEFFICIENTI STECHIOMETRICI**

**REAZIONE CHIMICA:**  $\text{C} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{CH}_4$  → Così espressa ha solo significato qualitativo.

Ma noi sappiamo, per la **Legge di conservazione della massa**, che gli atomi restano inalterati in **numero e qualità**. Quindi: 1° membro = 2° membro → **Bilanciare la reazione con i coefficienti stechiometrici**.

**EQUAZIONE CHIMICA:**  $\text{C} + \textcolor{red}{2} \text{H}_2 \longrightarrow \text{CH}_4$  → Significato quantitativo.  
↙ **COEFFICIENTE STECHIOMETRICO**

**Micro:** 1 atomo C + **2 molecole**  $\text{H}_2$  → 1 molecola  $\text{CH}_4$

**Macro:** N atomi C + **2 x N molecole**  $\text{H}_2$  → N molecole  $\text{CH}_4$

**Moli:** 1 mole C + **2 moli**  $\text{H}_2$  → 1 mole  $\text{CH}_4$

**Massa:** 12 g C + **4 g**  $\text{H}_2$  → 16 g  $\text{CH}_4$

**LEGGE CONSERVAZIONE MASSA**



# ★ *La Mole*

È la quantità di sostanza che contiene un numero di particelle (atomi o molecole o ioni ecc.) pari al numero di atomi contenuti in 12 g di  $^{12}\text{C}$ .

**Massa del  $^{12}\text{C} = 1.99265 \times 10^{-23} \text{ g}$**

$$\text{Numero di atomi di } ^{12}\text{C} \text{ per mole} = \frac{12 \text{ g}}{1.99265 \times 10^{-23} \text{ g}} = 6.022137 \times 10^{23}$$

Numero di Avogadro ( $N_A$ )

➤ **Relazione moli ( $n$ ) - numero di particelle ( $N$ )**

$$n = N / N_A$$

$N_A$  = numero di Avogadro

**La massa di una mole (Massa Molare) di qualunque sostanza è pari alla sua massa atomica o molecolare espressa in grammi.**

➤ **Relazione moli ( $n$ ) - massa ( $m$ )**

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

MM = massa molare



# ✦ *Esercizio 1 – La Mole*

La popolazione approssimata della Terra è 5,7 miliardi di uomini.

- A) Quante moli di persone abitano il pianeta?
- B) Se tutti gli abitanti della Terra fossero raccoglitori e contatori di fagioli, quanto tempo occorrerebbe loro per contare 1 mole di fagioli alla velocità di 1 fagiolo al secondo, lavorando 24h al giorno per 365 giorni?

## STRATEGIA

- A) Considerare la definizione di mole
- B) Considerare il numero di fagioli contati al secondo e fare la conversione da secondi a anni

## SVOLGIMENTO

- A) Una mole contiene un numero di “oggetti” pari al numero di Avogadro ( $6.022137 \times 10^{23}$  oggetti/mole). Perciò:

$$\text{moli di uomini} = \frac{5,7 \times 10^9 \text{ uomini}}{6.022137 \times 10^{23} \text{ uomini/mol}} = 9.3 \times 10^{-15} \text{ mol}$$

- B) Ogni secondo gli uomini della Terra contano  $5.7 \times 10^9$  fagioli

1 mole di fagioli contiene  $6.022137 \times 10^{23}$  fagioli/mol Tempo per contare 1 mole di fagioli=

$$= \frac{6.022137 \times 10^{23} \text{ fagioli/mol}}{5.7 \times 10^9 \text{ fagioli/s}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \times \frac{1 \text{ h}}{60 \text{ min}} \times \frac{1 \text{ giorno}}{24 \text{ h}} \times \frac{1 \text{ anno}}{365 \text{ giorni}} = 3.33 \times 10^6 \text{ anni/mol}$$



## ✦ *Esercizio 2 – Conversione moli/g*

Calcolare la massa di un campione di ferro metallico che contiene 0,250 moli di ferro.

### Strategia

Effettuare la conversione tra massa e numero di moli sfruttando la massa molare.

### Svolgimento

Indichiamo con:  $n$  il numero di moli

$m$  la massa in grammi del campione

$MM$  la massa molare

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{MM(\text{g mol}^{-1})}$$

Da cui si ricava

$$m(\text{g}) = n(\text{mol}) \times MM(\text{g mol}^{-1})$$

Nella tavola periodica, si trova che la massa atomica molare del ferro è 55,85 g/mole. Dal momento che ho 0,250 moli di ferro è sufficiente moltiplicarle per la MA del Fe per ottenere 13.96 g, soluzione del nostro problema.

### ESERCIZIO

Quante moli di silicio sono contenute in 20.00 g di silicio?





# ✦ *Stechiometria – Relazioni quantitative*

**Stechiometria molecolare** = relazione quantitativa che intercorre tra gli **atomi di una molecola** ▶ **Identità molecolare e formula chimica**

**Informazioni quantitative contenute nella formula chimica del glucosio  $C_6H_{12}O_6$**

Atomi	C	H	O
N°atomi/molecola di composto	6 atomi	12 atomi	6 atomi
Moli di atomi/mole di composto	6 moli	12 moli	6 moli
N°atomi/mole di composto	$6 \times N_A$ atomi/mole	$12 \times N_A$ atomi/mole	$6 \times N_A$ atomi/mole
Massa/molecola di composto	$6 \times 12.011$ =72.06	$12 \times 1.008$ =12.10	$6 \times 15.9994$ =96.00
Massa /mole di composto	72.06 g	12.10g	96.00g



## ✦ *Esercizio 3 – Composizione percentuale*

Il ferro è presente in percentuale maggiore nel solfuro ferroso (FeS) o nell'ossido ferroso (FeO)?

### Strategia:

Determinare la percentuale in peso di **ferro** contenuto in una mole di FeS e in una mole di FeO. Confrontare i risultati ottenuti.

### SVOLGIMENTO

$$MA(\text{Fe}) = 55.8 \text{ g/mol} \quad MM(\text{FeS}) = 87.9 \text{ g/mol}$$

1 mol di FeS contiene 1 mol di Fe, quindi in 87.9 g di FeS sono presenti 55.8 g di Fe

$$g \text{ Fe} : g \text{ FeS} = x : 100 \quad \% \text{Fe in FeS} = x = (55.8 \text{ g} / 87.9 \text{ g}) * 100 = \underline{63.5 \%}$$

$$MM(\text{FeO}) = 71.8 \text{ g/mol}$$

1 mol di FeO contiene 1 mol di Fe, quindi in 71.8 g di FeO sono presenti 55.8 g di Fe

$$\underline{\% \text{Fe in FeO}} = (55.8 / 71.8) * 100 = \underline{77.7 \%}$$

La percentuale di ferro nell'ossido ferroso (FeO) è maggiore che nel solfuro ferroso (FeS).



## ✦ *Esercizio 4 – Determinazione Formula Empirica*

**ESERCIZIO** Determinare la formula minima e la formula chimica della vitamina C che è composta da: 40,9% C, 54,5% O e 4,58% H in massa.

### Strategia:

Determinare le moli di ciascun elemento contenute in un campione di vitamina C. Calcolare il rapporto fra le moli di ciascun elemento.

### Svolgimento:

1) Iniziamo a calcolare i grammi di ogni elemento in un campione di 100 g vitamina C:

CARBONIO	$100\text{ g} \times 40,9\% \text{ C} = 40,9\text{ g C}$
OSSIGENO	$100\text{ g} \times 54,5\% \text{ O} = 54,5\text{ g O}$
IDROGENO	$100\text{ g} \times 4,58\% \text{ H} = 4,58\text{ g H}$

2) Poi convertiamo i grammi di ogni elemento in moli di quel elemento:

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{MM(\text{g mol}^{-1})}$$

CARBONIO	$40,9\text{ g C} / 12,011\text{ g/mol (MA C)} = 3,41\text{ mol C}$
OSSIGENO	$54,5\text{ g O} / 15,999\text{ g/mol (MA O)} = 3,41\text{ mol O}$
IDROGENO	$4,58\text{ g H} / 1,0079\text{ g/mol (MA H)} = 4,54\text{ mol H}$



## ✦ *Esercizio 4 – Determinazione Formula Empirica*

3) Poichè siamo interessati ad ottenere **rapporti** tra i numeri delle **moli** di questi elementi, che siano **interi e più piccoli possibili**, dividiamo ciascuno numero di moli ottenuto per il numero più piccolo:

$$3.41 \text{ mol O} / 3.41 \text{ mol C} = 1.00$$

$$4.54 \text{ mol H} / 3.41 \text{ mol C} = 1.33$$

4) Il rapporto tra **C, H e O** nella vitamina C è quindi **1: 1.33: 1**. Non ha significato scrivere il rapporto degli atomi come  $\text{CH}_{1.33}\text{O}$ , perchè non ha senso parlare di un numero frazionario di atomo di idrogeno. Quindi moltiplichiamo questi rapporto per piccoli numeri interi fino a che non otteniamo **una formula in cui tutti i coefficienti siano numeri interi**:



5) Moltiplicando il rapporto per tre otteniamo, per la vitamina C, la formula empirica di  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$ .

Sapendo che la massa molecolare della vitamina C è **176 g/mol**, determinare la formula chimica.

Massa molecolare  $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$  : **88 g/mol**

Rapporto tra MM formula minima e MM formula molecolare =  $176/88 = 2$ . Moltiplico quindi i pedici per 2. La formula molecolare della vitamina C è pertanto  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ .





# ✦ *Stechiometria – Relazioni quantitative - Reazioni*

**Stechiometria di reazione** = relazione quantitativa che intercorre tra le molecole coinvolte in una reazione



Informazioni **qualitative** su natura dei reagenti e dei prodotti Stato di aggregazione

(s) solido

(l) liquido

(g) gassoso

(aq) acquoso

Informazioni **quantitative**: coefficienti stechiometrici:  $a, b, c, d$

## **Bilanciamento di equazioni chimiche:**

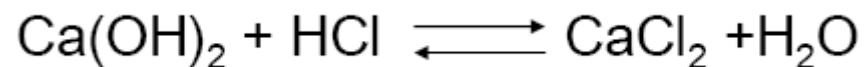
In una reazione chimica gli atomi non possono essere nè creati, nè distrutti, ma soltanto riarrangiati, ovvero distribuiti diversamente => Principio di conservazione della massa

**Il numero di atomi di ciascun elemento coinvolto deve essere uguale nei reagenti e nei prodotti.**



## ✦ *Esercizio 5 – Bilanciamento Reazioni*

**Bilanciare la seguente reazione:**

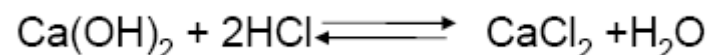


**Strategia:**

Usare la legge di conservazione di massa

In generale bilanciare nell'ordine: 1) metalli 2) non metalli 3) idrogeno 4) ossigeno

**1) Bilanciare gli atomi di Cl**



**2) Bilanciare gli atomi di H:**



**3) Bilanciare gli atomi di O:**



## ✦ *Esercizio 6 – Bilanciamento Reazioni*

**Calcolare il numero di moli e i grammi di  $\text{NH}_3$  necessari per preparare 3,00g di ossido di azoto (NO) tramite la seguente reazione.**



### **Strategia:**

Determinare il numero di moli di NO da produrre.

Usare l'equazione bilanciata della reazione per determinare il numero di moli di  $\text{NH}_3$  Calcolare la massa di  $\text{NH}_3$  consumata nella reazione.

### **Svolgimento**

**1) Calcoliamo le moli di NO corrispondenti a 3,00 g del composto. Per fare questo, dobbiamo calcolare la massa molecolare di NO, che è 30,006 g/mole. Il numero di moli di NO formate in questa reazione può quindi essere calcolato come segue.**

$$3.00 \text{ g NO} / (30.006 \text{ g/mol}) = 0.100 \text{ mol NO}$$

**2) Ora usiamo l'equazione bilanciata della reazione per determinare il rapporto molare che ci permette di calcolare il numero di moli di  $\text{NH}_3$  necessario per produrre 0,100 moli di NO.**

$$\text{Moli di NH}_3 = 0.100 \text{ mol NO} \times (4 \text{ mol NH}_3 / 4 \text{ mol NO}) = 0.100 \text{ mol NH}_3$$

**3) Poi, dalla massa molecolare di  $\text{NH}_3$  (17,031 g/mol), calcoliamo la massa di ammoniaca consumata nella reazione.**

$$\text{Massa di NH}_3 = 0.100 \text{ mol NH}_3 \times (17.031 \text{ g / mol}) = 1.70 \text{ g NH}_3$$

**Abbiamo bisogno di 1,70 grammi di ammoniaca per formare 3,00 grammi di ossido di azoto**



# ✦ *Equazione chimica bilanciata*



	<b>Reagenti</b>	→	<b>Prodotti</b>
<b>molecole</b>	4 molecole NH <sub>3</sub> + 5 molecole O <sub>2</sub>	→	4 molecole NO + 6 molecole H <sub>2</sub> O
<b>Massa</b>	68,12 NH <sub>3</sub> + 159,99 O <sub>2</sub>	→	120,02 NO + 108,09 H <sub>2</sub> O
<b>Moli</b>	4 moli NH <sub>3</sub> + 5 moli O <sub>2</sub>	→	4 moli NO + 6 moli H <sub>2</sub> O
<b>Massa (g)</b>	68,12 g NH <sub>3</sub> + 159,99 g O <sub>2</sub>	→	120,02 g NO + 108,09 g H <sub>2</sub> O
<b>Totale massa (g)</b>	<b>228,11 g</b>	→	<b>228,11 g</b>

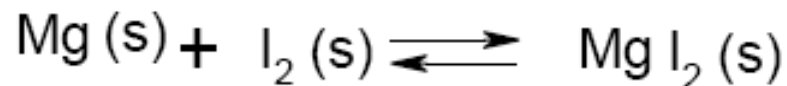
## CONSERVAZIONE DELLA MASSA





## ✦ *Esercizio 7 – Reagente limitante*

Se 4 molecole di  $I_2(s)$  sono fatte reagire con 8 atomi di  $Mg(s)$ , qual è il reagente limitante per la seguente reazione?



### Strategia:

Usare l'equazione bilanciata della reazione per determinare in che rapporti i reagenti si combinano per dare i prodotti.

### Soluzione

Poichè ogni molecola di  $I_2$  reagisce con un atomo di  $Mg$ , quando tutto lo iodio si sarà consumato rimarranno ancora 4 atomi di  $Mg$ .

Lo iodio è il reagente limitante



## ★ *Esercizio 8 – Reagente limitante*

Il Ferro metallico è ottenuto da ossido di ferro(III) (ematite) secondo la reazione:



Calcolare quanto ferro e quanta anidride carbonica si ottengono trattando 1.5 kg di ossido di ferro(III) con 950 g di monossido di carbonio.

### **STRATEGIA**

- Determinare il numero di moli di  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  e di  $\text{CO}$ , Individuare il reagente limitante.
- Usare l'equazione bilanciata della reazione per determinare il numero di moli di  $\text{Fe}$  e  $\text{CO}_2$  prodotte.
- Effettuare la conversione moli-grammi.

### **SVOLGIMENTO**

$$\text{MM}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159.70 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM}(\text{CO}) = 28.01 \text{ g/mol}$$

$$\text{mol}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = (1500 \text{ g}) / (159.7 \text{ g/mol}) = 9.39 \text{ mol}$$

$$\text{mol}(\text{CO}) = (950 \text{ g}) / (28.01 \text{ g/mol}) = 33.92 \text{ mol}$$



## ✦ *Esercizio 8 – Reagente limitante*

Moli di CO stechiometriche per 9.39 moli di  $\text{Fe}_2\text{O}_3 = (9.39 \times 3) = 28.17 \text{ mol}$

Quindi CO è il reagente in eccesso e  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  è il reagente limitante.

Pertanto, da 1500 g di  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  si ottengono:

$\text{mol Fe} = 2 \times (\text{mol Fe}_2\text{O}_3) = 18.78 \text{ mol} \rightarrow \text{Massa Fe} = 18.78 \times \text{PA} = 1047.9 \text{ g}$

$\text{mol CO}_2 = 3 \times (\text{mol Fe}_2\text{O}_3) = 28.17 \text{ mol} \rightarrow \text{Massa CO}_2 = 28.17 \times \text{PM} = 1239.5 \text{ g}$



## ✦ *Esercizio 9 – Reagente limitante*

Trattando idrossido di alluminio  $\text{Al}(\text{OH})_3$  con acido solforico  $\text{H}_2\text{SO}_4$  si ottiene solfato di alluminio  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  e acqua  $\text{H}_2\text{O}$ . Calcolare quanto solfato di alluminio si può ottenere partendo da 300 g di acido solforico e 750 g di idrossido di alluminio.

### STRATEGIA

- Scrivere l'equazione bilanciata della reazione
- Individuare il reagente limitante
- Usare l'equazione bilanciata della reazione per determinare il numero di moli solfato di alluminio che si possono produrre
- Effettuare la conversione moli-grammi

### SVOLGIMENTO





# ✦ *Esercizio 9 – Reagente limitante*

....continua

$$\text{MM (H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM (Al(OH)}_3) = 78 \text{ g/mol}$$

Calcoliamo il numero di moli dei reagenti:

$$\text{mol (H}_2\text{SO}_4) = (300 \text{ g}) / (98 \text{ g/mol}) = 3.06 \text{ mol}$$

$$\text{mol (Al(OH)}_3) = (750 \text{ g}) / (78 \text{ g/mol}) = 9.61 \text{ mol}$$

$$\text{Moli di Al(OH)}_3 \text{ necessarie per 3.06 moli di H}_2\text{SO}_4 = (3.06 \text{ mol} * 2 / 3) = 2.04 \text{ mol}$$

**H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> è il reagente limitante.**

$$\text{mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 = (\text{mol H}_2\text{SO}_4) / 3 = 1.02 \text{ mol} \rightarrow$$

$$\rightarrow \text{Massa Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 1.02 \times \text{PM} = 342 \text{ g}$$

