



**Università degli Studi dell'Insubria**

**Corso di Laurea Triennale in  
Chimica e Chimica Industriale**

**Corso di Chimica Generale, Modulo B**

**A.A. 2015 – 2016**

**Simona Galli**

### **Orario delle Lezioni:**

Giovedì, 14:16, Aula Magna, via Valleggio 11, edificio “Torre”, piano terra  
(Venerdì, 10:12, Aula Magna, via Valleggio 11, edificio “Torre”, piano terra)

### **Studio della Docente:**

Via Valleggio, 9 – III Piano  
Tel.: 031-2386627  
E-mail: [simona.galli@uninsubria.it](mailto:simona.galli@uninsubria.it)

### **Orario di Ricevimento:**

Su appuntamento con la docente

### **Testi Consigliati:**

Clerici, Morrocchi, “Esercitazioni di Chimica”, Ed. Schonefeld & Ziegler

Bertini, Luchinat, Mani, “Stechiometria. Un avvio allo studio della chimica”, Ed. CEA

Freni, Sacco, “Stechiometria”, Ed. CEA

....

### **Materiale Didattico:**

[scienze-como.uninsubria.it/sgalli/Chimica\\_Generale\\_B](http://scienze-como.uninsubria.it/sgalli/Chimica_Generale_B)

## Il Sistema Metrico Internazionale

Sistema Internazionale (SI) delle unità di misura, creato nel 1960 dall'Ufficio Internazionale dei Pesi e delle Misure. Contempla **sette unità fondamentali**:

<b>Grandezza Fisica</b>	<b>Unità SI</b>	<b>Simbolo</b>
Lunghezza	metro	m
Massa	chilogrammo	kg
Tempo	secondo	s
Temperatura	kelvin	K
Corrente Elettrica	ampere	A
Quantità di Sostanza	mole	mol
Intensità Luminosa	candela	cd

## Il Sistema Metrico Internazionale

Dalle sette unità fondamentali è possibile definire le **unità derivate**, per esempio:

<b>Grandezza Fisica</b>	<b>Unità SI</b>	<b>Simbolo</b>	<b>Definizione</b>
Forza	Newton	N	$\text{kg m s}^{-2}$
Lavoro	Joule	J	$\text{N m} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
Frequenza	Hertz	Hz	$\text{s}^{-1}$
Resistenza Elettrica	Ohm	$\Omega$	$\text{m}^2 \text{kg s}^{-3} \text{A}^{-2} = \text{V/A}$
Energia	Joule	J	$\text{N m} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$
Potenza	Watt	W	$\text{J/s} = \text{kg m}^2 \text{s}^{-3}$
Pressione	Pascal	Pa	$\text{N m}^{-2} = \text{kg m}^{-1} \text{s}^{-2}$
Carica Elettrica	Coulomb	C	A s
Potenziale Elettrico	Volt	V	$\text{kg m}^2 \text{s}^{-3} \text{A}^{-1}$

## Multipli o Sottomultipli delle Unità SI

Sottomultiplo	Prefisso	Simbolo
$10^{-1}$	deci	d
$10^{-2}$	centi	c
$10^{-3}$	milli	m
$10^{-6}$	micro	$\mu$
$10^{-9}$	nano	n
$10^{-12}$	pico	p
$10^{-15}$	femto	f
$10^{-18}$	atto	a

Multiplo	Prefisso	Simbolo
$10^1$	deca	da
$10^2$	etto	h
$10^3$	chilo	k
$10^6$	mega	M
$10^9$	giga	G
$10^{12}$	tera	T

## Unità Ausiliarie Utili per un Chimico

Unità	Simbolo	Definizione
Atmosfera	atm	101325 Pa
Angstrom	Å	$10^{-10}$ m
Carica dell'Elettrone		$1,602189 \cdot 10^{-19}$ C
Caloria	cal	1/4,184 J
Elettonvolt	eV	1,602189 J

L'**elettronvolt (eV)** è un'unità di misura dell'energia, molto usata in ambito atomico e subatomico. Viene definito come l'energia guadagnata (o persa) da un elettrone quando viene mosso nel vuoto tra due punti di una regione in cui ha sede un potenziale elettrostatico e tra i quali vi è una differenza di 1 volt.

## Affidabilità delle Misure e dei Calcoli

Si siano misurati la massa (2,5 g) e il volume (1,14 cm<sup>3</sup>) di un campione di cloruro di sodio (NaCl). Qual è la sua densità?

$$d = m/V = 2,5/1,14 = 2,19298 \text{ g/cm}^3$$

È la risposta corretta?

2,5 g in realtà è compreso tra 2,4 g e 2,6 g.

1,14 cm<sup>3</sup> è in realtà compreso tra 1,13 cm<sup>3</sup> e 1,15 cm<sup>3</sup>.

Quindi ho:

$$d_{\min} = 2,4/1,15 = 2,1 \text{ g/cm}^3$$

$$d_{\max} = 2,6/1,13 = 2,3 \text{ g/cm}^3$$

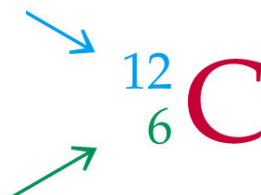
La densità va dunque riportata come 2,2 g/cm<sup>3</sup> e non come 2,19298 g/cm<sup>3</sup>. Le **cifre significative** (insieme delle cifre certe più una) con cui posso esprimere la densità sono solo 2.

Particella	Simbolo	Carica (C)	Carica <sup>a</sup>	Massa (g)	Massa (u.m.a.) <sup>b</sup>
Protone	p <sup>+</sup>	1,602189×10 <sup>-19</sup>	+1	1,673×10 <sup>-24</sup>	1,00728 ≈ 1
Neutrone	n <sup>0</sup>	0	0	1,675×10 <sup>-24</sup>	1,00867 ≈ 1
Elettrone	e <sup>-</sup>	-1,602189×10 <sup>-19</sup>	-1	9,109×10 <sup>-28</sup> = = 1/1836 m(p <sup>+</sup> )	1,007/1836 ≈ 1/1836

(a) Unità di carica: 1,602189×10<sup>-19</sup> C

(b) 1 u.m.a. = 1 Dalton = 1/12 della massa di un atomo di <sup>12</sup>C = 1,6605×10<sup>-24</sup> g

**A = Numero di Massa**  
(Numero di Protoni + Neutroni)



**Z = Numero Atomico**  
(Numero di Protoni o Elettroni)

**Simbolo dell'elemento**

## Isotopi: ripasso

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

Gli isotopi, dunque:

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

**2)** Differiscono nel numero di neutroni

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

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

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

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

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

## Definizione di Massa Atomica o Peso Atomico

Si definisce **massa atomica** (o **peso atomico, PA**) di un elemento la *massa media* di un atomo dell'elemento in un campione naturale, espressa in u.m.a. (o Dalton).

<b>Isotopo</b>	<b>Z</b>	<b>n<sup>0</sup></b>	<b>A</b>	<b>m (u.m.a.)</b>	<b>%<sub>x</sub></b>	<b>PA (u.m.a.)</b>
Idrogeno	1	0	1	1,008	99,985	1,01
Deuterio	1	1	2	2,014	0,015	
Trizio	1	2	3	3,016	Instabile, radioattivo	
Carbonio 12	6	6	12	12 esatte	98,90	12,01
Carbonio 13	6	7	13	13,00	1,10	
Cloro 35	17	18	35	34,97	75,77	35,45
Cloro 37	17	20	37	36,97	24,33	
Uranio 235	92	143	235	235	0,72	238,03
Uranio 238	92	146	238	238,05	99,27	

□ Per un elemento:

### Massa Molare o PA

□ Per un composto  $A_nB_m$ :

**Massa Molare o Peso Molecolare (PM)** =  $PM(A_nB_m) = PAR(A) \times n + PAR(B) \times m$

**Es. 1:** Calcolare la massa molare (PM) di  $CaCl_2$ .

$$PM(CaCl_2) = 1 \times PA(Ca) + 2 \times PA(Cl) = 40,08 + 2 \times 35,45 = 110,98 \text{ u.m.a.}$$

**Es. 2:** Calcolare la massa molare (PM) di  $Na_2SO_4$ .

$$PM(Na_2SO_4) = 2 \times PA(Na) + 1 \times PA(S) + 4 \times PA(O) =$$

$$2 \times 22,99 + 32,06 + 4 \times 16,00 + 24 \times 1,01 = 145,02 \text{ u.m.a.}$$

**Es. 3:** Calcolare la massa molare (PM) di  $CH_3COCH_3$ .

$$PM(CH_3COCH_3) = 3 \times PA(C) + 6 \times PA(H) + 1 \times PA(O) =$$

$$3 \times 12,01 + 6 \times 1,01 + 1 \times 16,00 = 58,09 \text{ u.m.a.}$$

### **Esercizi di autovalutazione:**

- ❑ Calcolare la massa molare dell'acqua,  $\text{H}_2\text{O}$ .
- ❑ Calcolare la massa molare dell'ammoniaca,  $\text{NH}_3$ .
- ❑ Calcolare la massa molare del metano,  $\text{CH}_4$ .
- ❑ Calcolare la massa molare dell'alcol etilico (o etanolo),  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .
- ❑ Calcolare la massa molare del pirazolo,  $\text{C}_3\text{H}_4\text{N}_2$ .
- ❑ Calcolare la massa molare del glucosio,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .
- ❑ Calcolare la massa molare dell'acido solforico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- ❑ Calcolare la massa molare dell'acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .
- ❑ ...

## Definizione Rigorosa di Mole

Si definisce **mole** la quantità di sostanza di un sistema che contiene un numero di entità elementari pari al numero di atomi presente in 12 g di  $^{12}\text{C}$ .

Quanti atomi ci sono in 12 g di  $^{12}\text{C}$ ?

Numero atomi di  $^{12}\text{C}$  in 12 g di  $^{12}\text{C}$  =

= massa del campione / massa di un atomo di  $^{12}\text{C}$  =

= (12 g di atomi di  $^{12}\text{C}$ ) / ( $12 \times 1,6605 \times 10^{-24}$  g) =  $6,0220136736 \times 10^{23}$

Ne consegue:

□ Numero atomi contenuti in 12 g di  $^{12}\text{C}$  =  $6,0220136736 \times 10^{23}$

□ Numero entità contenute in una mole di sostanza =  $6,0220136736 \times 10^{23}$

ovvero **una mole contiene sempre lo stesso numero di entità, indipendentemente dalla sostanza in esame.**

Il numero  $6,0220136736 \times 10^{23}$  è una quantità fondamentale per i chimici e prende il nome di **Numero di Avogadro**.

## Definizione Pratica di Mole

Una mole di un individuo chimico corrisponde a quella quantità in grammi *numericamente* uguale alla sua massa atomica (o molecolare) espressa in u.m.a.

Ne consegue che

a) per ottenere una mole di un qualsiasi *elemento*, basta pesare una massa in grammi pari alla sua massa atomica (o peso atomico, PA) espressa in u.m.a.

b) per ottenere una mole di un qualsiasi *composto*, basta pesare una massa in grammi pari alla sua massa molare (peso molecolare, PM) espressa in u.m.a.

**Es.:** 1 mol di magnesio (Mg, PA = 24,31 u.m.a) corrisponde a 24,31 g di magnesio

$$[\text{u.m.a}] = [\text{g/mol}] = [\text{mg/mol}]$$

**Es.:** 1 mol di acqua (H<sub>2</sub>O, PM = 18,02 u.m.a) corrisponde a 18,02 g di acqua

$$[\text{u.m.a}] = [\text{g/mol}] = [\text{mg/mol}]$$

**Es.:** 1 mol di metanolo (CH<sub>3</sub>OH, PM = 32,05 u.m.a) corrisponde a 32,05 g di metanolo

$$[\text{u.m.a}] = [\text{g/mol}] = [\text{mg/mol}]$$

## Un Passaggio Fondamentale

**GRAMMI**  
(grandezza fisica)



**MOLI**  
(grandezza chimica)

$$\text{Massa} = \text{moli} \times \text{PM (o PA)}$$

$$[\text{g}] = [\text{mol} \times \text{g/mol}]$$

$$\text{Moli} = \text{massa} / \text{PM (o PA)}$$

$$[\text{mol}] = [\text{g}/(\text{g/mol})]$$

**Nelle reazioni chimiche, vi è conservazione delle masse, non già delle moli.**

**Es. 1::** Calcolare a quanti grammi corrispondono 10,7 moli di argento (Ag).

$$m(\text{Ag}) = \text{PA}(\text{Ag}) \times \text{mol}(\text{Ag}) = 107,87 \text{ g mol}^{-1} \times 10,7 \text{ mol} = 1,2 \text{ kg}$$

**Es. 2::** Calcolare quante moli sono contenute in 7,12 g di cloruro di sodio (NaCl).

$$\text{mol}(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) / \text{PM}(\text{NaCl})$$

$$\text{PM}(\text{NaCl}) = 22,99 \text{ g mol}^{-1} + 35,45 \text{ g mol}^{-1} = 58,44 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{mol} = 7,12 \text{ g} / 58,44 \text{ g mol}^{-1} = 0,12 \text{ mol}$$

### Esercizi di autovalutazione:

- ❑ Calcolare quante moli sono contenute in 7,63 g di acqua,  $\text{H}_2\text{O}$ .
- ❑ Calcolare la massa di 4,31 moli di ammoniaca,  $\text{NH}_3$ .
- ❑ Calcolare la massa di 3,24 millimoli di metano,  $\text{CH}_4$ .
- ❑ Calcolare quante moli sono contenute in 2,91 dg di alcol etilico,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .
- ❑ Calcolare quante moli sono contenute in 3,28 kg di pirazolo,  $\text{C}_3\text{H}_4\text{N}_2$ .
- ❑ Calcolare quante moli ottengo se peso 7,24 g glucosio,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .
- ❑ Calcolare la massa di 0,27 moli di acido solforico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
- ❑ Calcolare la massa di 0,034 moli di acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

## La Percentuale in Peso

Secondo la legge della composizione costante (Proust e Berthollet, 1815) ogni campione di un composto puro è costituito da quantità ponderali definite e costanti dei suoi elementi, indipendentemente dalla provenienza del composto.

Esistono (almeno) tre modalità per esprimere la composizione di un composto:

- ❑ Numero di atomi di ogni elemento presenti in un'unità del composto;
- ❑ Massa degli atomi di ogni elemento in una mole del composto;
- ❑ Massa degli atomi di ogni elemento rispetto alla massa totale del composto:  
si parla di **composizione percentuale**:

Per una specie  $A_nB_mC_p$  avente massa molare  $PM(A_nB_mC_p)$  nota:

$$\% \text{ in massa di A} = n \times PA(A) / PM(A_nB_mC_p) \times 100$$

$$\% \text{ in massa di B} = m \times PA(B) / PM(A_nB_mC_p) \times 100$$

$$\% \text{ in massa di C} = p \times PA(C) / PM(A_nB_mC_p) \times 100$$

Naturalmente, deve risultare:  $\sum_i (\% \text{ in massa})_i = 100\%$

**Es. 1:** Determinare la % in massa di zolfo in  $\text{SO}_3$ .

$$\% \text{ S} = 1 \times \text{PA}(\text{S}) / \text{PM}(\text{SO}_3) \times 100 = 32,06 / [32,06 + 3 \times 16,01] \times 100 = 40,0\%$$

**Es. 2:** Determinare la % in massa di potassio in  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

$$\begin{aligned} \% \text{ K} &= 4 \times \text{PA}(\text{K}) / \text{PM}(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]) \times 100 = \\ &4 \times 39,10 / [4 \times 39,10 + 55,85 + 6 \times 12,01 + 6 \times 14,01] \times 100 = 42,3\% \end{aligned}$$

**Es. 3:** Determinare la % in massa di acqua in  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ .

$$\% \text{ H}_2\text{O} = 12 \times \text{PM}(\text{H}_2\text{O}) / \text{PM}(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}) \times 100 = 12 \times 18,02 / 358,28 = 60,4\%$$

### **Esercizi di autovalutazione:**

- ❑ Calcolare la % in massa di ossigeno nell'acqua,  $\text{H}_2\text{O}$ .
- ❑ Calcolare la % in massa di azoto nell'ammoniaca,  $\text{NH}_3$ .
- ❑ Calcolare la % in massa di idrogeno nel metano,  $\text{CH}_4$ .
- ❑ Calcolare la % in massa di idrogeno nell'alcol etilico,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .

## Differenti Tipi di Formule Chimiche

La **formula minima** (o bruta o empirica) rappresenta il rapporto molare *minimo* tra gli elementi costitutivi del composto ed è ricavabile nota la composizione % in massa di tutti gli elementi presenti nel composto.

La **formula molecolare** rappresenta il rapporto molare tra gli elementi costitutivi del composto *in una molecola del composto*. È possibile che non vi sia coincidenza tra formule minima e molecolare, ma che la formula molecolare sia un multiplo di quella minima. Il passaggio dalla formula minima alla formula molecolare è possibile nota la massa molare (PM) del composto.

La **formula di struttura** è rappresentativa della disposizione reciproca degli atomi all'interno della molecola.

<b>Composto</b>	<b>Formula Minima</b>	<b>Formula Molecolare</b>	<b>Formula di Struttura</b>
Acqua	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O	H-O-H (Angolare)
Acetilene	CH	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	H-C≡C-H (Lineare)
Benzene	CH	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	Esagonale
Butenino	CH	C <sub>4</sub> H <sub>4</sub>	H-C≡C-CH=CH <sub>2</sub>
Formaldeide	CH <sub>2</sub> O	CH <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> C=O
Acido Acetico	CH <sub>2</sub> O	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> COOH
2-Idrossietanale	CH <sub>2</sub> O	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	O=CH-CH <sub>2</sub> OH
Glucosio	CH <sub>2</sub> O	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	Complessa
Nicotina	C <sub>5</sub> H <sub>7</sub> N	C <sub>10</sub> H <sub>14</sub> N <sub>2</sub>	Complessa

## Calcolo della Formula Minima dalle Percentuali in Peso

**Es. 1:** Un composto ha dato all'analisi chimica i seguenti risultati: C 76,93%; H 5,12 %; N 17,95 %. Determinare la formula più semplice che ne esprime la composizione.

Supponiamo di avere 100 g del composto. Di essi: 76,93 g sono C

5,12 g sono H

17,95 g sono N

Ricordando  $m(E)/PA(E) = \text{mol}(E)$  (E = elemento) si può calcolare:

$$76,93 \text{ g} / (12,01 \text{ g/mol}) = 6,41 \text{ mol di C}$$

$$5,12 \text{ g} / (1,01 \text{ g/mol}) = 5,07 \text{ mol di H}$$

$$17,95 \text{ g} / (14,01 \text{ g/mol}) = 1,28 \text{ mol di N}$$

La formula è dunque  $\text{C}_{6,41}\text{H}_{5,07}\text{N}_{1,28}$  ? No.

Dobbiamo trovare degli interi semplici tali che  $6,41 : 5,07 : 1,28 = nC : nH : 1$

$$nC = 6,41 / 1,28 = 4,99$$

$$nH = 5,07 / 1,28 = 3,96$$

La formula cercata è  $\text{C}_5\text{H}_4\text{N}$

In forma tabulare:

<b>Elemento</b>	<b>%</b>	<b>PA, g/mol</b>	<b>Moli</b>	<b>Moli Normalizzate</b>	<b>N<sub>Intero</sub></b>
C	76,93	12,01	6,41	4,99	5
H	5,12	1,01	5,07	3,96	4
N	17,95	14,01	1,28	1,00	1

**Es. 2:** Un ossido di ferro ( $\text{Fe}_x\text{O}_y$ ) possiede il 72,80% in massa di Fe.  
Determinarne la formula minima.

<b>Elemento</b>	<b>%</b>	<b>PA, g/mol</b>	<b>Moli</b>	<b>Moli Normalizzate</b>	<b>N<sub>Intero</sub></b>
Fe	72,80	55,85	1,30	1,00	3
O	27,20	16,01	1,70	1,30	4

Trattasi di  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , magnetite.

**Es. 3:** Un solfato di cromo e potassio ha dato, per via analitica, i seguenti risultati: K 7,82%; Cr 10,41%;  $\text{SO}_4^{2-}$  38,40%;  $\text{H}_2\text{O}$  43,30%. Calcolarne la formula minima.

Specie	%	PA o PM, g/mol	Moli	Moli Normalizzate	$N_{\text{Intero}}$
$\text{K}^+$	7,82	39,10	0,20	1,00	1
$\text{Cr}^{3+}$	10,41	52,01	0,20	1,00	1
$\text{SO}_4^{2-}$	38,40	98,06	0,39	1,96	2
$\text{H}_2\text{O}$	43,30	18,02	2,40	12,00	12

La formula cercata è  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

**Es. 4:** Un solfuro di antimonio contiene 0,962 g di S e 2,435 g di Sb. Calcolarne la formula minima.

Elemento	Massa, g	PA, g/mol	Moli	Moli Normalizzate	$N_{\text{Intero}}$
S	0,962	32,01	0,03	1,50	3
Sb	2,435	121,75	0,02	1,00	2

La formula cercata è  $\text{Sb}_2\text{S}_3$

## Miscele e Purezza di un Campione

### A) Calcolo della purezza da dati di analisi elementare

**Es.:** Un campione di HgS impuro contiene il 78,47% in massa di Hg.

Trovare la purezza percentuale del campione.

$$\text{Purezza}\% = m(\text{HgS})/m(\text{totale}) \times 100$$

$$m(\text{HgS}) = m(\text{Hg}) + m(\text{S})$$

$$m(\text{Hg}) = 78,47\% m(\text{totale})$$

$$m(\text{S}) = \text{mol}(\text{S}) \times \text{PA}(\text{S})$$

$$\text{mol}(\text{S}) = \text{mol}(\text{Hg}) = m(\text{Hg}) \times \text{PA}(\text{Hg}) = 78,47\% m(\text{totale}) \times \text{PA}(\text{Hg})$$

Si supponga di avere 100 g di campione HgS impuro: 78,47 g sono Hg.

$$\text{mol}(\text{Hg}) = m(\text{Hg})/\text{PA}(\text{Hg}) = 78,47 \text{ g} / 200,59 \text{ g mol}^{-1} = 0,39 = \text{mol}(\text{S})$$

$$m(\text{S}) = \text{mol}(\text{S}) \times \text{PA}(\text{S}) = 0,39 \text{ mol} \times 32,06 \text{ g mol}^{-1} = 12,54 \text{ g}$$

$$m(\text{HgS}) = 78,47 + 12,54 = 91,01 \text{ g}$$

La purezza è del 91,01 %

## **B) Calcolo del contenuto percentuale dalla purezza**

**Es. 1:** Un campione di  $\text{Cu}_2\text{S}$  è puro al 67,0% in massa. Quanto rame posso estrarre da 1,38 kg di tale campione? Qual è la percentuale in massa di rame nel campione?

$$m(\text{Cu}) = \text{mol}(\text{Cu}) \times \text{PA}(\text{Cu})$$

$$\text{mol}(\text{Cu}) = 2 \times \text{mol}(\text{Cu}_2\text{S}) = 2 \times m(\text{Cu}_2\text{S}) / \text{PM}(\text{Cu}_2\text{S})$$

$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = 67,0\% m(\text{totale}) = m(\text{totale}) \times 0,67$$

$$\text{PM}(\text{Cu}_2\text{S}) = 2 \times \text{PA}(\text{Cu}) + 1 \times \text{PA}(\text{S})$$

$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = 1,38 \text{ kg} \times 0,67 = 0,93 \text{ kg} = 930 \text{ g}$$

$$\text{mol Cu}_2\text{S} = m(\text{Cu}_2\text{S}) / \text{PM}(\text{Cu}_2\text{S}) = 930 \text{ g} / 159,16 \text{ g mol}^{-1} = 5,81 \text{ mol}$$

$$\text{mol Cu} = 5,81 \times 2 \text{ mol} = 11,62 \text{ mol}$$

$$m(\text{Cu}) = 11,62 \times 63,55 = 738 \text{ g}$$

738 g di rame in 1380 g di campione = **53% in massa di rame**

**Es. 2:** Siano dati

a) 3 g di KCl al 50%, b) 2 g di  $K_2SO_4$  puro al 97% in massa. Quale dei due campioni contiene più potassio?

$$\mathbf{a)} \quad m(K) = \%(K \text{ in } KCl) \times m(KCl) = PA(K) / PM(KCl) \times m(KCl)$$

$$PA(K) = 39,10 \text{ g/mol}$$

$$PM(KCl) = 1 \times PA(K) + 1 \times PA(Cl) = 39,10 + 35,45 = 74,55 \text{ g/mol}$$

$$m(K) = (39,10 / 74,55) \times 1,5 = 0,79 \text{ g}$$

$$\mathbf{b)} \quad m(K) = \%(K \text{ in } K_2SO_4) \times m(K_2SO_4) = 2 \times PA(K) / PM(K_2SO_4) \times m(K_2SO_4)$$

$$PA(K) = 39,10 \text{ g/mol}$$

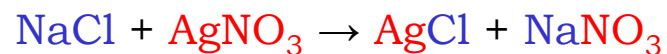
$$PM(K_2SO_4) = 2 \times PA(K) + 1 \times PA(S) + 4 \times PA(O) = 4 \times 39,10 + 32,06 + 4 \times 16,00 = 174,26 \text{ g/mol}$$

$$m(K_2SO_4) = 97\% \text{ m(totale)} = m(\text{totale}) \times 0,97$$

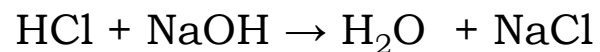
$$m(K) = (2 \times 39,10 / 174,26) \times m(\text{totale}) \times 0,97 = 0,87 \text{ g}$$

## Reazioni Chimiche: Esempi

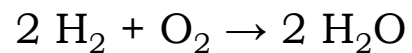
- Scambio:



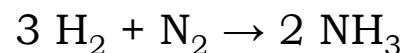
- Acido-Base o Neutralizzazione:



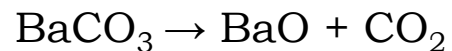
- Ossidoriduzione:



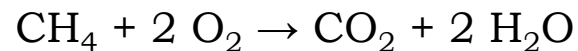
- Sintesi:



- Decomposizione:

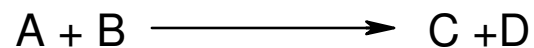


- Combustione:

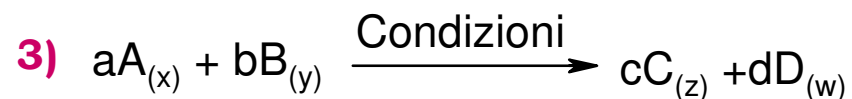


- ...

1) Equazione Chimica non Bilanciata



2) Equazione Chimica Bilanciata



x, y, z, w = s: solido  
l: liquido  
g: gas  
aq: in soluzione acquosa  
.....

Condizioni: temperatura  
pressione  
solvente  
catalizzatore  
.....

La relazione quantitativa tra reagenti e prodotti di una reazione chimica, rappresentabile mediante un'equazione chimica, viene definita **stechiometria** della reazione.

Un'equazione chimica completa contiene tre tipi di informazioni:

**1)** Natura dei reagenti e dei prodotti (info qualitativa)

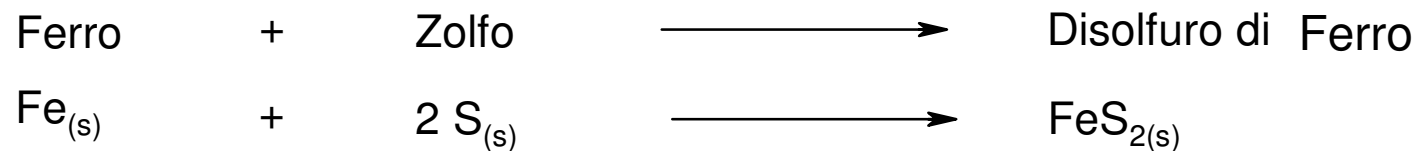
**2)** Rapporto atomico di combinazione (info a livello microscopico):

per fornire informazioni a livello quantitativo sulla reazione chimica che descrive, un'equazione chimica deve essere bilanciata

**3)** Metodo quantitativo ed operativo (info a livello macroscopico)

**Non informa su meccanismo o spontaneità**

Per esempio:



	<b>Fe</b>	<b>S</b>	<b>FeS<sub>2</sub></b>
Numero moli sostanza	1 mol	2 mol	1 mol
Massa molare sostanza	55,85 g/mol	32,06 g/mol	119,87 g/mol
Massa totale sostanza	55,85 g	64,12 g	119,97 g
Massa totale	119,97 g		119,97 g

**Si ha conservazione della massa**

**Non si conserva necessariamente il numero di moli**

**Es. 1:** Si consideri la reazione: 
$$\text{Fe}_{(s)} + 2 \text{S}_{(s)} \longrightarrow \text{FeS}_{2(s)}$$

Dati 3 kg di ferro, stabilire a) quanto zolfo è necessario perché la reazione sia completa; b) quanta pirite si forma.

**a)**  $\text{mol}(\text{Fe}) = m(\text{Fe}) / \text{PA}(\text{Fe}) = 3000 \text{ g} / 55,85 \text{ g mol}^{-1} = 53,71 \text{ mol}$

Per ogni mole di Fe si necessitano **2** moli di S, *i.e.*:

$$\text{mol}(\text{S}) = 2 \times \text{mol}(\text{Fe}) = 107,42 \text{ mol}$$

$$m(\text{S}) = \text{mol}(\text{S}) \times \text{PA}(\text{S}) = 107,42 \times 32,06 = 3440 \text{ g}$$

**b)**  $m(\text{FeS}_2) = m(\text{Fe}) + m(\text{S}) = 3000 \text{ g} + 3440 \text{ g} = 6440 \text{ g}$

Oppure **1** mole di Fe forma **1** mole di FeS<sub>2</sub>

$$\text{mol}(\text{FeS}_2) = \text{mol}(\text{Fe}) = 53,71 \text{ mol}$$

$$m(\text{FeS}_2) = \text{mol}(\text{FeS}_2) \times \text{PM}(\text{FeS}_2) = 53,71 \text{ mol} \times 119,17 \text{ g mol}^{-1} = 6440 \text{ g}$$

Oppure **1** mole di S forma **0,5** moli di FeS<sub>2</sub>

$$\text{mol}(\text{FeS}_2) = \text{mol}(\text{S}) / 2 = 53,71 \text{ mol}$$

$$m(\text{FeS}_2) = \text{mol}(\text{FeS}_2) \times \text{PM}(\text{FeS}_2) = 53,71 \text{ mol} \times 119,17 \text{ g mol}^{-1} = 6440 \text{ g}$$

**Es. 2:** Si consideri la reazione:  $4 \text{Ce}_{(s)} + 3 \text{S}_{(s)} \longrightarrow \text{Ce}_4\text{S}_3(s)$

a) Determinare la quantità di zolfo necessaria per reagire a completezza con 7,50 g di cerio. b) Calcolare quanto prodotto si forma.

**a)**  $\text{mol}(\text{Ce}) = m(\text{Ce}) / \text{PA}(\text{Ce}) = 7,50 \text{ g}(\text{Ce}) / 140,12 \text{ g mol}^{-1} = 5,35 \times 10^{-2} \text{ mol}$

Per ogni **4** moli di Ce si necessitano **3** moli di S, *i.e.*:

$$4 : 3 = 5,35 \times 10^{-2} : \text{mol}(\text{S})$$

$$\text{mol}(\text{S}) = 5,35 \times 10^{-2} \times \frac{3}{4} = 4,01 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{S}) = \text{mol}(\text{S}) \times \text{PA}(\text{S}) = 4,01 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 32,06 \text{ g mol}^{-1} = 1,28 \text{ g}$$

**b)** **4** moli di Ce formano **1** mole di  $\text{Ce}_4\text{S}_3$

$$\text{mol}(\text{Ce}_4\text{S}_3) = \frac{1}{4} \text{mol}(\text{Ce}) = \frac{1}{4} \times 5,35 \times 10^{-2} \text{ mol} = 1,34 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{Ce}_4\text{S}_3) = \text{mol}(\text{Ce}_4\text{S}_3) \times \text{PM}(\text{Ce}_4\text{S}_3) = 1,34 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 656,66 \text{ g mol}^{-1} = 8,80 \text{ g}$$

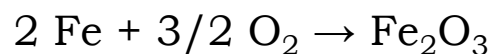
Oppure: **3** moli di S formano **1** mole di  $\text{Ce}_4\text{S}_3$

$$\text{mol}(\text{Ce}_4\text{S}_3) = \frac{1}{3} \text{mol}(\text{S}) = \frac{1}{3} \times 4,01 \times 10^{-2} \text{ mol} = 1,34 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$m(\text{Ce}_4\text{S}_3) = \text{mol}(\text{Ce}_4\text{S}_3) \times \text{PM}(\text{Ce}_4\text{S}_3) = 1,34 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 656,66 \text{ g mol}^{-1} = 8,80 \text{ g}$$

Oppure:  $m(\text{Ce}_4\text{S}_3) = m(\text{Ce}) + m(\text{S}) = 7,50 \text{ g} + 1,28 \text{ g} = 8,78 \text{ g}$

**Es. 3:** Quando il ferro (Fe) viene riscaldato all'aria, reagisce con l'ossigeno (O<sub>2</sub>) contenuto nell'aria a formare un ossido; si consumano 2 atomi di ferro ogni 3 atomi di ossigeno. Si supponga di avere 1,51 g di Fe: a) quanto ossido di ferro si forma [2,16 g]? b) Quanto ossigeno si consuma [0,65 g]?



**a)**

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \text{mol}(\text{Fe}_2\text{O}_3) \times \text{PM}(\text{Fe}_2\text{O}_3)$$

Ogni 2 moli di ferro si forma 1 mole di Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

$$\text{mol}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \text{mol}(\text{Fe})/2$$

$$\text{mol}(\text{Fe}) = m(\text{Fe})/\text{PA}(\text{Fe})$$

**b)**

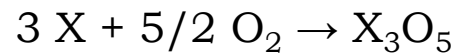
$$m(\text{O}_2) = \text{mol}(\text{O}_2) \times \text{PM}(\text{O}_2)$$

Ogni 2 moli di ferro si consumano 3/2 moli di ossigeno

$$\text{mol}(\text{O}_2) = \text{mol}(\text{Fe})/2 \times 3/2$$

$$\text{mol}(\text{Fe}) = m(\text{Fe})/\text{PA}(\text{Fe})$$

**Es. 4:** L'elemento X reagisce con l'ossigeno a dare un ossido la cui formula minima è  $X_3O_5$ . Quando 0,36 g di X reagiscono, si formano 0,56 g di ossido. Calcolare il peso atomico di X [47,87 g/mol].



$$PA(X) = m(X)/mol(X)$$

Ogni 3 moli di X reagiscono 5/2 moli di  $O_2$

$$mol(X) = 2/5 mol(O_2) \times 3$$

$$mol(O_2) = m(O_2)/PM(O_2)$$

Poiché si ha conservazione della massa

$$m(O_2) = m(X_3O_5) - m(X)$$

## La Resa di una Reazione

La quantità massima di prodotto ottenibile in presenza di date quantità di reagenti definisce la **resa teorica** di una reazione. È quasi inevitabile che vengano commessi errori sperimentali (travaso di solidi o liquidi, pesate, misurazioni...) tali da portare a una resa effettiva inferiore a quella teorica attesa. Si parla di **resa percentuale**:

$$\text{Resa percentuale} = (\text{resa effettiva} / \text{resa teorica}) \times 100$$

La resa percentuale è uno dei dati che si indica normalmente nella ricetta di una sintesi chimica, in quanto orienta chi la deve eseguire rispetto alle attese.

## L'Agente Limitante di una Reazione

I reagenti possono non essere tutti presenti in quantità stechiometriche: il reagente presente in quantità molari inferiori, *i.e.* quello che limita la quantità di prodotto ottenibile, prende il nome di **agente limitante**. Gli altri sono ovviamente in eccesso.

Di fronte a una reazione sono dunque possibili le seguenti domande:

- 1) Si è in presenza di quantità stechiometriche per tutti i reagenti o è individuabile un agente limitante?
- 2) Quanto prodotto si forma in funzione dell'agente limitante eventualmente presente?
- 3) Quanto(i) reagente(i) in eccesso resta(no) quanto l'agente limitante è stato completamente consumato?

In generale, data la reazione bilanciata:  $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

- Se il rapporto (mol A disponibili)/(mol B disponibili) è superiore ad  $a/b$ , allora A è in eccesso e B è l'agente limitante.
- Se il rapporto (mol A disponibili)/(mol B disponibili) è inferiore ad  $a/b$ , allora B è in eccesso e A è l'agente limitante.

**Es. 1:** Si consideri la reazione:  $\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$

Si calcoli:

- quale reattivo risulta in eccesso;
- quanto cromo si ottiene facendo reagire 5,4 g di Al con 30,4 g di  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ;
- quanto reattivo in eccesso è presente alla fine della reazione.

	<b>Al</b>	<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	<b>Cr</b>	<b>Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>
Massa (g)	5,4	30,4	-	-
PA o PM (g mol <sup>-1</sup> )	27	152	52	102
Moli iniziali (mol)	<b>0,2</b>	0,2	-	-
Moli reagite (mol)	-0,2	-0,1	+0,2	+0,1
Moli finali (mol)	0	0,1	0,2	0,1
PA o PM (g mol <sup>-1</sup> )	27	152	52	102
Massa (g)	-	15,2	10,4	10,2

Controllo con bilancio di massa:

Inizio:  $5,4 + 30,4 = 35,8 \text{ g}$

Fine:  $15,2 + 10,4 + 10,2 = 35,8 \text{ g}$

**Es. 2:** Si consideri la reazione:  $C + O_2 \rightarrow CO_2$

Si supponga di far reagire 100 g di C con 190 g di  $O_2$ . a) Qual è l'agente limitante? b) Quanto prodotto si forma? c) Qual è la resa di reazione?

	<b>C</b>	<b>O<sub>2</sub></b>	<b>CO<sub>2</sub></b>
Massa (g)	100	190	-
PA o PM (g mol <sup>-1</sup> )	12,01	32,00	44,01
Moli iniziali (mol)	8,33	<b>5,94</b>	-
Moli reagite (mol)	-5,94	-5,94	+5,94
Moli finali (mol)	2,39	0	5,94
PA o PM (g mol <sup>-1</sup> )	12,01	32,00	44,01
Massa (g)	28,68	0	261,42

La resa di reazione si calcola sull'agente NON limitante:

$$\text{Resa \% su C} = 5,94/8,33 \times 100 = 71,3\%$$

**Es. 3:** Si consideri la reazione:  $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{HCl}$

Si supponga di far reagire 1,07 g di  $\text{BaCl}_2$  con 0,25 g di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . a) Qual è l'agente limitante? b) Quanto prodotto si forma? c) Qual è la resa di reazione?

	<b>BaCl<sub>2</sub></b>	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	<b>BaSO<sub>4</sub></b>	<b>HCl</b>
Massa (g)	1,07	0,25	-	
PM (g mol <sup>-1</sup> )	208,33	98,02	233,33	36,46
millimoli iniziali (mol)	5,14	<b>2,55</b>	-	-
millimoli reagite (mol)	-2,55	-2,55	+2,55	+5,10
millimoli finali (mol)	2,59	0	2,55	5,10
PM (g mol <sup>-1</sup> )	208,33	98,02	233,33	36,46
Massa (mg)	538,7	0	595,1	186,2

La resa di reazione si calcola sull'agente NON limitante:

$$\text{Resa \% su BaCl}_2 = 2,55/5,14 \times 100 = 50,4\%$$

## Esercizi Aggiuntivi

### **Es. 1:**

1. Calcolare la massa molare e la composizione percentuale di ogni elemento nei seguenti composti:

- a. metano,  $\text{CH}_4$
- b. diossido di carbonio,  $\text{CO}_2$
- c. acqua,  $\text{H}_2\text{O}$
- d. acetone,  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$

2. Quanti grammi di metano sono contenuti in 45,00 moli?

3. Quante moli di acetone sono contenute in 10 g di acetone?

4. Quante moli e quante molecole sono contenute in 1 kg di acqua?

**Es. 2:**

Si calcolino quante moli di idrossido di sodio (NaOH) sono contenute in 3200 g di tale sostanza.

**Es. 3:**

Si calcolino quante moli di diossido di carbonio (CO<sub>2</sub>) sono contenute in 1,1 dg di tale sostanza.

**Es. 4:**

Si calcolino quanti grammi di acido solforico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) sono presenti in 0,05 moli di tale sostanza.

**Es. 5:**

Si determinino la formula *minima* e la formula *molecolare* di un composto di massa molare 132,16 g/mol e composizione percentuale H = 9,15%, C = 54,53%, O = 36,32%.

**Es. 6:**

Calcolare la formula *minima* della sostanza che presenta la seguente composizione percentuale: Ca = 40%, C = 12 %, O = 48%.

**Es. 7:**

Calcolare la formula *minima* del composto organico avente la seguente composizione percentuale: C = 26,67%, H = 2,22%, O = 71,11%.

**Es. 8:**

Calcolare la formula *minima* del composto organico avente la seguente composizione percentuale: C = 92,3%, H = 7,7%.

**Es. 9:**

Calcolare la formula *minima* del minerale avente la seguente composizione percentuale: Na = 8,74%; Al = 10,29%; Si = 32,15%; O = 48,79%.

**Es. 10:** Sia dato un campione di idrossido di potassio (KOH) puro al 12% in massa. Quanto potassio contiene?

**Es. 11:** Si consideri la reazione:  $2 \text{Ag} + \text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$

Si supponga di far reagire 5,00 g di C con 1,00 g di S. a) Qual è l'agente limitante? [Ag] b) Quanto prodotto si forma? c) Qual è la resa di reazione?

**Es. 12:** Si consideri la reazione:  $\text{BaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Si supponga di far reagire 120,00 g di  $\text{BaCO}_3$  con 62,80 g di HCl. a) Qual è l'agente limitante? b) Quanto  $\text{BaCl}_2$  si forma? c) Qual è la resa di reazione?