



Insegnamento di Chimica Generale  
083424 - CCS CHI e MAT



POLITECNICO DI MILANO



# Esercizi sui Bilanci di Massa

Prof. Attilio Citterio

Dipartimento CMIC "Giulio Natta"

<http://iscamap.chem.polimi.it/citterio/education/general-chemistry-exercises/>



## Punti di Riferimento

**Mole** :  $6.022 \times 10^{23}$  particelle è definita come una mole di quelle particelle.

**$N_A$** : numero di Avogadro ( $6.022 \times 10^{23}$ )

**Massa molare (MW)** = Somma delle masse atomiche di una mole delle particelle (elemento, molecola, ione) espressa in grammi.

**Massa molecolare** e **massa molare** hanno lo stesso numero ma diverse unità di misura.

***La massa molecolare è in amu mentre la massa molare è in grammi.!!***



## Esercizio 1 e 2

1. Calcolare la massa molare di  $\text{Ca}(\text{BO}_2)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

- a. 273.87  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- b. 233.79  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- c. 183.79  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- d. 174.89  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
- e. 143.71  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Formula minima:  $\text{CaB}_2\text{O}_{10}\text{H}_{12}$

### Risoluzione

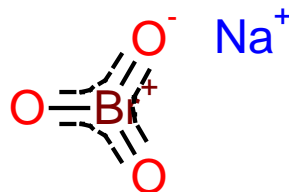
$$\begin{aligned}\text{Massa Molare} &= (1 \times \text{massa atomica di Ca}) + (2 \times \text{massa atomica di B}) + \\ &\quad (10 \times \text{massa atomica di O}) + (12 \times \text{massa atomica di H}) \\ &= 1 (40.08) + 2 (10.81) + 10 (16.00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}) + 12 (1.008 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}) = \\ &= \mathbf{233.80 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}\end{aligned}$$



## Esercizio 3

3. Il bromato di sodio si usa in miscela per disciogliere l'oro dai suoi minerali. Calcolare la massa in grammi di 4.68 *moli* di  $\text{NaBrO}_3$ .

- a. 716 g
- b. 482 g
- c. 383 g
- d. 32.2 g
- e. 0.0310 g



$$MW(\text{NaBrO}_3) = 152.91 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$$

**Relazioni tra  $MW$ ,  $m$ ,  $n$**

$MW$ : massa molare ( g )

$m$  : massa ( g )

$n$  : numero di moli ( *mol* )

$$\frac{1 \text{ mole}}{n} = \frac{MW}{m} \Rightarrow m = n \times MW \quad \text{o} \quad n = \frac{m}{MW} \quad m(\text{g}) = n(\text{mol}) \times MW \left( \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$

**$m = 716 \text{ g}$  dopo arrotondamento del risultato 715.62 g**



## Esercizio 4 e 5

4. Una mole di un elemento ha un volume di 30 mL e una densità di  $3.0 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ . Qual è il peso atomico di questo elemento?

- a. 30
- b. 60
- c. 90
- d. 120
- e. Non si può determinare

$$d = \frac{m}{V} \quad \text{perciò} \quad m = d \times V = (3.0 \times 30) \text{g} = 90 \text{g}$$

5. Un campione di 20.0 mL di un elemento di densità di  $3.0 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  contiene  $4.0 \times 10^{23}$  atomi. Qual è il suo peso atomico ?

- a. 40
- b. 60
- c. 90
- d. 120
- e. Non si può determinare

$$N^{\circ} \text{moli} = \frac{4.0 \times 10^{23} \text{ atomi}}{6.022 \times 10^{23} \text{ atomi} / \text{mol}} = 0.6642 \text{ mol} = 0.66 \text{ mol}$$

$$MW = \frac{m}{n} = \frac{V \times d}{n} = \frac{20.0 \times 3.0}{0.6642} = 90.334 \quad MW = 90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

## Relazioni tra $N$ , $n$ e $N_A$

### Relazioni tra $N$ , $n$ e $N_A$

- $N$ : Numero di particelle (elemento, molecola, ione)
- $n$ : numero di moli (*mol*)
- $N_A$ : numero di Avogadro ( $6.022 \times 10^{23}$  numero di particelle)

*mole*    $N^\circ$  di part.

$$\frac{1}{n} = \frac{N_A}{N} \Rightarrow N = n \times N_A \quad \longrightarrow \quad N(\text{no. di } p) = n(\text{mol}) \times N_A \left( \frac{\text{no. di } p}{\text{mol}} \right)$$

$$N = n \times N_A \quad \text{o} \quad n = \frac{m}{MW} \Rightarrow N = \frac{m}{MW} \times N_A$$

**Nota:** Per calcolare il  $N^\circ$  di atomi in una molecola o ione,  $N_A$  deve essere moltiplicato per il  $N^\circ$  di atomi (indicato con  $a$ )

*mole*    $N^\circ$  di atomi

$$\frac{1}{n} = \frac{a \times N_A}{N} \Rightarrow N = n \times a \times N_A \quad \text{o} \quad n = \frac{N}{a \times N_A}$$



6. Il potassio dicromato,  $K_2Cr_2O_7$ , si usa per la concia delle pelli.  
Calcolare il numero di atomi di cromo in 78.82 g di  $K_2Cr_2O_7$ .

- a.  $9.490 \times 10^{25}$  Cr atomi
- b.  $2.248 \times 10^{24}$  Cr atomi
- c.  $1.124 \times 10^{24}$  Cr atomi
- d.  $3.227 \times 10^{23}$  Cr atomi
- e.  $1.613 \times 10^{23}$  Cr atomi

Risoluzione:

**Massa molare:** 294.185 g/mol

$$\text{Moli} = 78.82\text{g} / 294.185 \text{ g/mol} = 0.2679266 \text{ mol} \Rightarrow \text{Moli} = 0.2679 \text{ mol}$$



## Composizione Elementare

- massa percento : frazione di massa** di un elemento in una molecola o ione:

$$m \% = \frac{(a \times MW_A)}{MW_M} \times 100$$

Lo zucchero comune, saccarosio, ha formula chimica  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Qual è la % in massa di carbonio nel saccarosio?

- a. 26.7 %
- b. 33.3 %
- c. 41.4 %
- d. 42.1 %
- e. 52.8 %



**$(12.0107 \times 12) / 342.2965$   
e arrotondamento**





## Esercizio 7

7. Quale è la composizione percentuale del Cloroformio ( $\text{CHCl}_3$ ), una sostanza tossica usata fino al 1960 come solvente ed anestetico e ora bandito perché tossico e cancerogeno?



$$\begin{aligned} MW &= 1(g\ at)_C + 1(g\ at)_H + 3(g\ at)_{Cl} \\ &= (12.0107 + 1.00797 + 3 \cdot 35.453) \text{ amu} \\ &= 119.38 \text{ amu} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \%C &= \frac{1(g\ at)_C}{MW} \cdot 100 & \%H &= \frac{1(g\ at)_H}{MW} \cdot 100 & \%Cl &= \frac{3 \cdot 1(g\ at)_{Cl}}{MW} \cdot 100 \\ &= 10.061\% \text{ C} & &= 0.84434\% \text{ H} & &= 89.093\% \text{ Cl} \end{aligned}$$



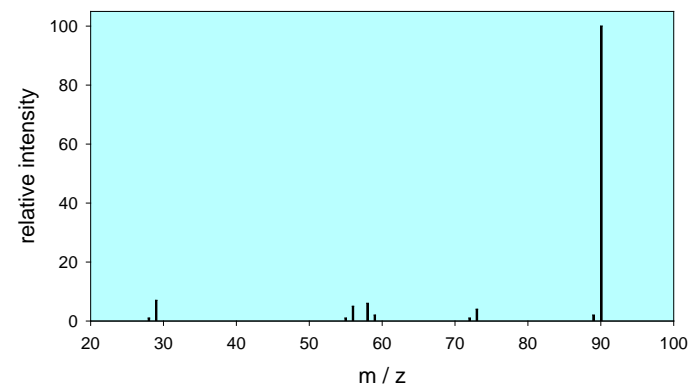
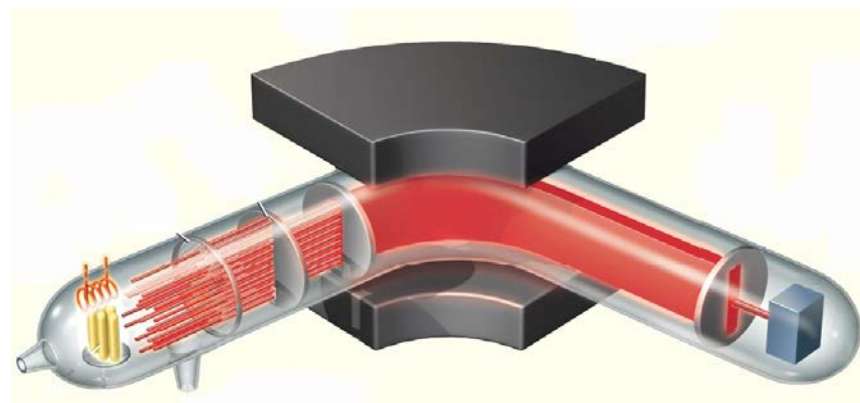
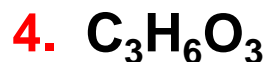
- **Formula Empirica** - Riporta il numero *relativo* di atomi di ciascun elemento nel composto. E' la formula più semplice ed è derivata dalle masse degli elementi.
- **Formula Molecolare** – Riporta il numero *reale* di atomi di ciascun elemento nella molecola del composto.
- **Formula di Struttura** – Riporta il numero reale di atomi e dei *legami tra di essi*, cioè l'esatta sequenza degli atomi, comprendendo anche la loro esatta disposizione spaziale.



## Esercizio 8

11

Un composto contenente C, H e O in abbondanza in massa di, rispettivamente, 40.0, 6.7 e 53.3 per cento. Lo spettro di massa (grafico) rivelò che la massa molecolare del composto è di 90.08 *amu*. Quale è la formula molecolare del composto?



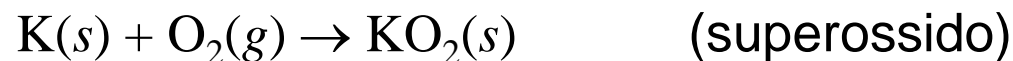
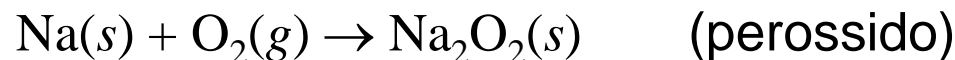
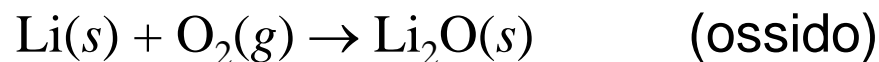
$\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$  con  $x = 3$ ;  $y = 6$ ;  $z = 3$   
MW = 90.08 *amu*



- Il nitrato di idrossilammina contiene il 29.17 % in massa di N, il 4.20 % in massa di H e il 66.63 % in massa di O. Determinare la sua formula empirica.
  - a. HNO
  - b.  $\text{H}_2\text{NO}_2$
  - c.  $\text{HN}_6\text{O}_{16}$
  - d.  $\text{HN}_{16}\text{O}_7$
  - e.  $\text{H}_2\text{NO}_3$



I metalli alcalini producono differenti ossidi quando reagiscono con  $O_2$ :

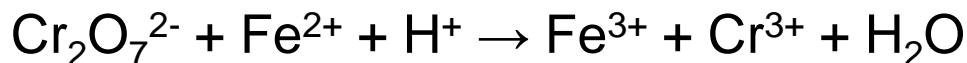


- Bilanciare le reazioni
- Che cambiamenti sull'ossigeno si verificano in ciascun caso?
- Quale è, secondo voi, l'origine di questa differenza di reattività?

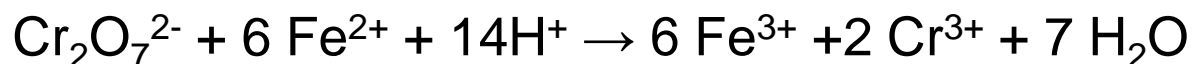


## Esercizio 11

Quanti *mL* di una soluzione di concentrazione 23.5 g di  $K_2Cr_2O_7$  per Litro ossidano 2.8 g di  $FeSO_4$  in mezzo acido. La reazione (da bilanciare) è:



**Risoluzione:** Bilanciamento con il metodo delle semi-reazioni:



Moli  $FeSO_4$  in 2.8 g ( $MW_{FeSO_4} = 151.91 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ;  $MW_{K_2Cr_2O_7} = 294.2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ):

$$n_{FeSO_4} = \frac{2.8}{151.91} = 0.0184 \text{ mol} \quad [Cr_2O_7^{2-}] = \frac{23.5}{294.2} = 0.08 \text{ mol}\cdot L^{-1}$$

Una mole di  $K_2Cr_2O_7$  ossida 6 moli di  $FeSO_4$ . Se  $V$  è il volume di soluzione di  $K_2Cr_2O_7$ :

$$[Cr_2O_7^{2-}] \cdot V = \frac{n_{FeSO_4}}{6} \quad V = \frac{0.0184}{6 \times 0.08} = 0.038 \text{ L} = 38 \text{ mL}$$



## Esercizio 12

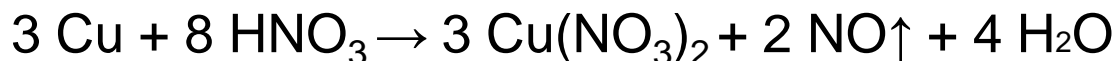
Data la reazione (da bilanciare):  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$

- a) Se 4 g-atomi di Cu vengono posti a reagire con 16 moli di  $\text{HNO}_3$ , quante moli di  $\text{HNO}_3$  restano a fine reazione e quante moli di prodotti si ottengono?
- b) Se 24 g di Cu vengono messi a reagire con 12 g di  $\text{HNO}_3$ , quale reattivo e quanti grammi di esso restano?

**Risoluzione:** Bilanciamento con il metodo delle semi-reazioni:



Per completare il bilanciamento della reazione si deve aggiungere 6  $\text{NO}_3^-$ , che vanno a formare il  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Per cui:



$$\text{a) } n_{\text{HNO}_3} = \frac{8}{3} n_{\text{Cu}} = \frac{8}{3} \cdot 4 = 10.67 \text{ mol}_{\text{HNO}_3} \text{ rimasto} = 16 - 10.67 = 5.33 \text{ mol}$$



## Esercizio 12 (cont.)

$$n_{\text{NO}} = 2/3 n_{\text{Cu}} = 2.67 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}} = 4/3 n_{\text{Cu}} = 5.33 \text{ mol}$$

a)  $n_{\text{Cu}} = 24/63.5 = 0.378 \text{ mol}$

$$n_{\text{HNO}_3} = 12/63 = 0,19 \text{ mol (Cu in eccesso)}$$

$$n_{\text{Cu(reato)}} = 3/8 n_{\text{HNO}_3} = 0.071 \text{ mol}$$

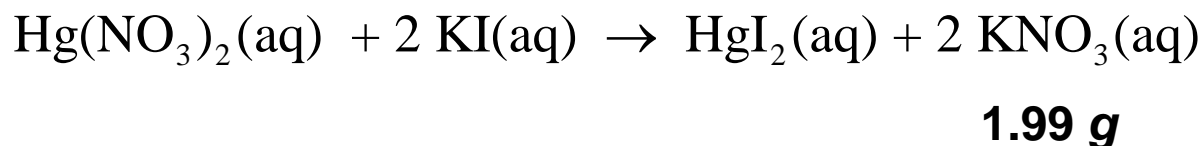
$$n_{\text{Cu(in eccesso)}} = 0.307 \text{ mol}$$

$$g_{\text{Cu(rimasti)}} = 0.307 \text{ mol} \times 63.5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 19.51 \text{ g}$$



## Esercizio 13

Due soluzioni contengono, rispettivamente, 3.2 g e 3.3 g di  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{KI}$  e vengono mescolate. Si forma un precipitato rosso che viene filtrato e la soluzione incolore viene portata a secco. Dei due componenti secchi viene pesato solo il  $\text{KNO}_3$  la cui massa risultò essere pari a 2.0 g. Quale è la massa di  $\text{HgI}_2$  prodotto?



$$\frac{3.2}{324.59} = 0.0098$$

**1. 9.0 g**

**4. 2.8 g**

**2. 4.5 g**

**5. 1.4 g**

$$\frac{3.3}{165.18} = 0.0199$$

**3. 4.0 g**

## Esercizio 14

Se 18.1 g di  $\text{NH}_3$  sono fatti reagire con 90.4 g di  $\text{CuO}$ , qual è l'agente limitante? Quanti grammi di  $\text{N}_2$  si formeranno?

Soluzione per la reazione  $3 \text{CuO} + 2 \text{NH}_3 \rightarrow 3 \text{Cu} + 3 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$

Prima si calcola il numero di moli dei reagenti [ $\text{NH}_3$  (MW =  $17.031 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) e  $\text{CuO}$  (MW =  $79.5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )].

$$\frac{18.1 \text{ g NH}_3}{17.031 \text{ g NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 1.06 \text{ mol NH}_3 \text{ disponibile}$$

$$\frac{90.4 \text{ g CuO}}{79.5 \text{ g CuO}} \times \frac{3 \text{ mol CuO}}{3 \text{ mol CuO}} = 1.14 \text{ mol CuO} \text{ disponibile}$$

$$\frac{1.06 \text{ mol NH}_3}{2 \text{ mol NH}_3} \times \frac{3 \text{ mol CuO}}{3 \text{ mol CuO}} = 1.59 \text{ mol CuO} \text{ necessari}$$

Richiesto per far reagire 1.06  
mol di  $\text{NH}_3$

Per determinare qual è il reagente limitante si dividono le moli per il relativo coefficiente stechiometrico e si individua quello inferiore.

$\text{CuO}$  è perciò il reagente limitante. Ci sono, infatti, solo 1.14 moli di  $\text{CuO}$  mentre ne occorrerebbero 1.59 per far reagire tutta l' $\text{NH}_3$ .

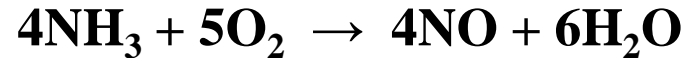
La massa di  $\text{N}_2$  prodotta sarà:

$$\frac{1.14 \text{ mol CuO}}{3 \text{ mol CuO}} \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{1 \text{ mol N}_2} \times \frac{28.0 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 10.6 \text{ g N}_2 \text{ prodotti}$$



## Es. 15 - Processo Ostwald:

Il primo stadio del processo Ostwald per produrre l'acido nitrico è la formazione di NO in base alla reazione:



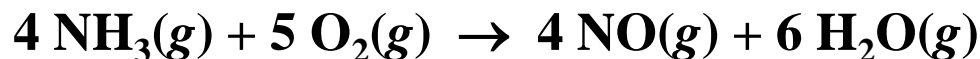
5 moli of  $\text{NH}_3$  reagiranno stechiometricamente con \_\_\_\_\_ moli di  $\text{O}_2$  per formare \_\_\_\_\_ moli di NO.

- a. 4, 5
- b. 5, 4
- c. 25, 20
- d. 5/4, 4/5
- e. 25/4, 5



## Es. 16 - Processo Ostwald:

**Problema:** Che massa di NO si può formare per reazione in fase gas di 30.0 g di Ammoniaca e 40.0 g di Ossigeno?



$$30.0 \text{ g NH}_3 / (17.0 \text{ g NH}_3 / \text{mol NH}_3) = 1.76 \text{ mol NH}_3$$

$$1.76 \text{ mol NH}_3 / 4 = 0.44 \text{ mol NH}_3$$

$$40.0 \text{ g O}_2 / (32.0 \text{ g O}_2 / \text{mol O}_2) = 1.25 \text{ mol O}_2$$

$$1.25 \text{ mol O}_2 / 5 = 0.25 \text{ mol O}_2 \quad \leftarrow \text{Limitante !}$$

$$1.25 \text{ mol O}_2 \times \frac{4 \text{ mol NO}}{5 \text{ mol O}_2} = 1.00 \text{ mol NO}$$

$$\text{massa NO} = 1.00 \text{ mol NO} \times \frac{30 \text{ g NO}}{1 \text{ mol NO}} = \underline{30.0 \text{ g NO}}$$



## Esercizio 17

**Problema.** 1.056 g di stagno metallico e 1.947 g di iodio solido sono messi a reagire in 100 mL di acetato di etile. Dopo che la reazione si è completata (tutto lo iodio ha reagito), si recuperano 0.601 g di stagno. Quale è la formula empirica del prodotto formato dalla reazione tra Sn e I<sub>2</sub> in questo esperimento?

$$1.056 \text{ g} - 0.601 \text{ g} = \\ = 0.455 \text{ g Sn}$$



$$0.0038 \text{ mol}$$

$$1.947 \text{ g} / 254 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ = 0.00766 \text{ mol}$$

