

Esercizi

Concetto di mole e numero di Avogadro

Quanti atomi di carbonio “C” sono contenuti in 6.00 gr di questo elemento?

$$p_a(\text{C}) = 12.011$$

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g} / \text{mol})} = \frac{6.00(\text{g})}{12.011(\text{g} / \text{mol})} = 0.500(\text{mol})$$

$$1 \text{ mol di C} = N_A \text{ atomi di C} = 6.0221367 \cdot 10^{+23} \text{ atomi di C}$$

$$0.5 \text{ mol di C} = 0.5 \cdot N_A \text{ atomi di C} =$$

$$3.01 \cdot 10^{+23} \text{ atomi di C}$$

Esercizi

Concetto di mole e numero di Avogadro

Quante molecole di H_2O sono contenute in 250 g di acqua?

$$p_a(O) = 16.0 \quad ; \quad p_a(H) = 1.008$$

$$\begin{aligned} pm(H_2O) &= 2p_a(H) + p_a(O) \\ &= 2 \cdot 1.008 + 16.0 = 18.015 \end{aligned}$$

$$n(mol) = \frac{m(g)}{M(g/mol)} = \frac{250(g)}{18.0(g/mol)} = 13.9(mol)$$

$$1 \text{ mol di } H_2O = N_A \text{ molecole di } H_2O =$$

$$6.0221367 \cdot 10^{23} \text{ molecole di } H_2O$$

$$13.9 \text{ mol di } H_2O = 13.9 \cdot N_A \text{ molecole di } H_2O =$$

$$8.37 \cdot 10^{24} \text{ molecole di } H_2O$$

Esercizi

Quante moli di zolfo(S) si devono combinare con 2.00 mol di ferro (Fe) per formare pirite di ferro (FeS₂)

FeS₂ \longrightarrow *1 mol Fe* si combina con *2 mol S*

$$\frac{2 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} = \frac{X \text{ mol S}}{2 \text{ mol Fe}}$$

$$X \text{ mol S} = 2 \text{ mol Fe} \frac{2 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} = 4 \text{ mol S}$$

Esercizi

Il metano ha formula chimica CH₄. Se un campione di metano contiene 0.30 mol di atomi di C, quante mol di H sono contenute



$$\frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}} = \frac{X \text{ mol H}}{0.30 \text{ mol C}}$$

$$X \text{ mol H} = 0.3 \cancel{\text{ mol C}} \frac{4 \text{ mol H}}{1 \cancel{\text{ mol C}}} = 1.20 \text{ mol H}$$

Esercizi

Quante moli di ferro si combinano con 0.220 moli di atomi di ossigeno per dare Fe_2O_3

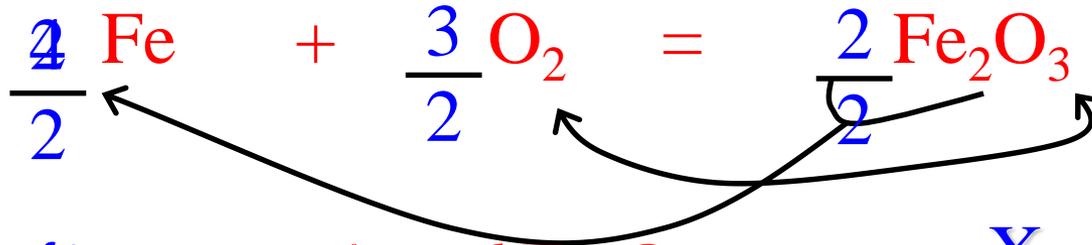


$$\frac{2 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol O}} = \frac{X \text{ mol Fe}}{0.22 \text{ mol O}}$$

$$X \text{ mol Fe} = 0.22 \text{ mol O} \frac{2 \text{ mol Fe}}{3 \text{ mol O}} = 0.147 \text{ mol Fe}$$

Esercizi

L'ossigeno allo stato elementare si trova come molecola bi-atomica (O_2). Quante *mol* di Fe e di O_2 sono necessari per formare 0.500 *mol* di Fe_2O_3



1.5 *mol* Fe_2O_3 formano 1 *mol* Fe_2O_3

$$X_{Fe} = 1.00 \text{ mol Fe}$$

$$X_{O_2} = 0.75 \text{ mol } O_2$$

$$\frac{1.5 \text{ mol } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = \frac{X \text{ mol } Fe_2}{0.5 \text{ mol } Fe_2O_3}$$

$$X \text{ mol } Fe_2 = 0.5 \text{ mol } Fe_2O_3 \frac{1.5 \text{ mol } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} = 0.75 \text{ mol } Fe_2$$

Esercizi

Determinare la massa (m) di 0.586 mol di arseniato di calcio, $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$.

$$pa(\text{Ca}) = 40.1$$

$$pa(\text{As}) = 74.9$$

$$pa(\text{O}) = 16.0$$

$$\begin{aligned} pf(\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2) &= 3pa(\text{Ca}) + 2pa(\text{As}) + 8pa(\text{O}) \\ &= 398.11 + 2 \cdot 74.9 + 8 \cdot 16.0 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Massa molare di } \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2 &= 398.11 + 149.8 + 128.0 \\ &= 398.1 \end{aligned}$$

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



$$\begin{aligned} m(\text{g}) &= n(\text{mol}) \cdot M(\text{g/mol}) \\ &= 0.586 \cdot 398.1 \end{aligned}$$

$$m(\text{g}) = 233.2866 \text{ g di } \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$$

$$m(\text{g}) \sim 233 \text{ g di } \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$$

Esercizi

Determinare la massa (m) di 0.586 mol di ciascuna delle seguenti sostanze:

- a) acqua, H_2O ;
- b) glucosio, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$;
- c) metano CH_4 ;
- d) ferro, Fe.

	<i>pa</i>
H	1.01
C	12.0
O	16.0
Fe	55.8

	<i>pm</i>
H_2O	18.0
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	180.0
CH_4	16.0

<i>Massa molare</i>	<i>M(g/mol)</i>
H_2O	18.0
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	180.0
CH_4	16.0
Fe	55.8

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

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

	$M(\text{g/mol}) \cdot n(\text{mol}) = m(\text{g})$
H_2O	$18.0 \cdot 0.586 = 10.5$
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$180.0 \cdot 0.586 = 105$
CH_4	$16.0 \cdot 0.586 = 9.38$
Fe	$55.8 \cdot 0.586 = 32.7$

Esercizi

Determinare quante ***moli*** di **bicarbonato di sodio** (NaHCO_3) sono presenti in **21 g** di questo composto.

$$pa(\text{Na}) = 23.0$$

$$pa(\text{H}) = 1.08$$

$$pa(\text{C}) = 12.0$$

$$pa(\text{O}) = 16.0$$

$$\begin{aligned} pf(\text{NaHCO}_3) &= pa(\text{Na}) + pa(\text{H}) + pa(\text{C}) + 3pa(\text{O}) \\ &= 23.0 + 1.08 + 12.0 + 3 \cdot 16.0 \\ &= 84.0 \end{aligned}$$

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

$$n(\text{mol}) = \frac{21 \text{ g}}{84.0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.250 \text{ mol}$$

Esercizi

Determinare il numero di **moli** presenti in 100 g di ciascuno dei seguenti composti.

a) ammoniaca, NH_3 ;

b) Alcol etilico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$;

c) Oro, Au.

	<i>pa</i>
H	1.01
C	12.0
N	14.0
O	16.0
Au	197

	<i>pm</i>
NH_3	17.0
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	46.0

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

	$m(\text{g}) / M(\text{g/mol}) = n(\text{mol})$		
NH_3	100 / 17.0	=	5.88
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	100 / 46.1	=	2.17
Au	100 / 197	=	0.508

Determinazione della **Formula Chimica** di una sostanza

Analisi Qualitativa –

Permette di identificare gli **elementi** che compongono la sostanza

Analisi Quantitativa –

Permette di determinare la **massa** di ciascun *elemento* contenuto nel campione della sostanza.

I risultati di un'analisi quantitativa vengono riportati sotto forma di **percentuale in peso**

La **percentuale in peso** di un elemento in un composto corrisponde alla massa (in g) dell'elemento presente in 100 g di composto.

Un elenco di queste percentuali viene chiamato **composizione percentuale**.

Esercizi

Un campione di un liquido di peso 8.657 g viene scisso negli elementi ottenendo:

- i) 5.217 g di carbonio;
- ii) 0.962 g di idrogeno;
- iii) 2.478 g di ossigeno.

Determinare la percentuale in peso di ciascuno di questi elementi nel liquido.

$$5.217 + 0.962 + 2.478 = 8.657$$

$$\frac{\%(\text{El}) \text{ g}}{100 \text{ g di composto}} = \frac{m(\text{El}) \text{ g}}{m_T \text{ g di composto}}$$

$$\%(\text{C}) \text{ g} = \frac{5.217(\text{C}) \text{ g}}{8.657 \text{ g di composto}} \cdot 100 \text{ g di composto} = 60.26 \%$$

$$\%(H) \text{ g} = \frac{0.962}{8.657} \cdot 100 = 11.11 \%$$

$$\%(O) \text{ g} = \frac{2.478}{8.657} \cdot 100 = 28.62 \%$$

$$\begin{array}{r} 60.26 + \\ 11.11 + \\ 28.62 = \\ \hline 99.99 \end{array}$$

Calcolare la composizione percentuale di un solido sconosciuto per cui un'analisi quantitativa su 0.4620 g ha dato i seguenti risultati:

- i) 0.1945 g di C;
- ii) 0.02977 g di H;
- iii) 0.2377 g di O.

$$\begin{array}{r} 0.1945 \text{ g di C} + \\ 0.02977 \text{ g di H} + \\ 0.2377 \text{ g di O} = \\ \hline 0.46197 \text{ g massa totale (} m_t \text{)} \\ \approx \mathbf{0.4620 \text{ g}} \end{array}$$

$$\% (el) = \frac{m(el)}{m_t} \cdot 100$$

quattro cifre significative

$$\% (C) = \frac{0.1945 (C)}{0.4620} \cdot 100 = 42.10 \%$$

$$\% (H) = \frac{0.02977 (H)}{0.4620} \cdot 100 = 6.44 \%$$

$$\% (O) = \frac{0.2377 (O)}{0.4620} \cdot 100 = \frac{51.45 \%}{\hline 99.99 \%}$$

Determinare la percentuale in peso di ciascun elemento dell'ossido di calcio (CaO).

$$\begin{aligned} p_a(\text{Ca}) &= 40.08 \\ p_a(\text{O}) &= 16.00 \end{aligned}$$

$$p_f = p_a(\text{Ca}) + p_a(\text{O}) = 40.08 + 16.00 = 56.08$$

In 56.08 g di CaO ci sono 40.08 g di Ca e 16.00 g di O

$$\% (\text{El}) = \frac{m(\text{el})}{m_t} \cdot 100$$

$$\% (\text{Ca}) = \frac{40.08 (\text{Ca})}{56.08} \cdot 100 = 71.47 \%$$

$$\% (\text{O}) = \frac{16.00 (\text{O})}{56.08} \cdot 100 = \frac{28.53 \%}{100.00 \%}$$

Formula Minima (o Empirica)

è la formula (chimica) di un composto che usa quali indici i più bassi numeri interi possibili

es.	formula minima	formula chimica
Benzene	CH	C ₆ H ₆

Esempio

Da una analisi quantitativa su un campione di un composto sconosciuto, di massa 2.571 g, risultano 1.102 g di C e 1.469 g di O. Determinare la formula minima.

$$p_a(\text{C}) = 12.01$$
$$p_a(\text{O}) = 16.00$$

mol

C 0.09176

O 0.09181

Convertire le masse in moli
Quindi scriviamo la formula

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

$$n_{\text{C}}(\text{mol}) = \frac{0.09176 \text{ C}(\text{g})}{0.09176 \text{ C}(\text{g})} = \frac{0.09181 \text{ O}(\text{g})}{0.09176 \text{ C}(\text{g})} = \frac{1.102 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 0.09176 \text{ mol}$$

monossido di carbonio

Che dobbiamo trasformare in interi.
dividiamo quindi gli indici per il più piccolo

$$n_{\text{O}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{O}}(\text{g})}{M_{\text{O}}(\text{g/mol})} = \frac{1.469 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 0.09181 \text{ mol}$$

Se gli indici calcolati differiscono per poche unità nell'ultima cifra decimale si possono arrotondare ad un intero.

Determinare la formula minima (o empirica) di un composto per il quale l'analisi su un campione, di massa 2.448 g, ha trovato che contiene:

- i) 2.000 g di C;
- ii) 0.4477 g di H

$$p_a(\text{H}) = 1.008$$

$$p_a(\text{C}) = 12.01$$

$$n_{\text{H}} = 0.4441 \text{ mol}$$

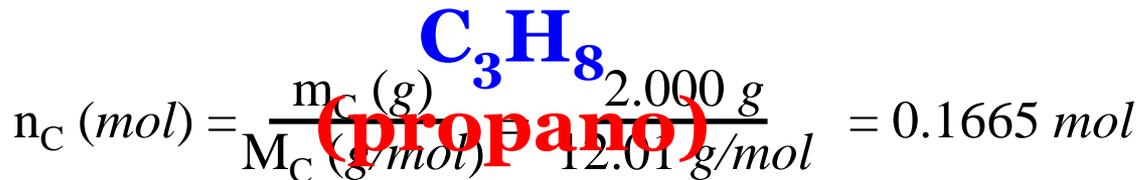
$$n_{\text{C}} = 0.1665 \text{ mol}$$

Convertire le masse in moli

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



La formula Empirica del composto è



Determinare la formula minima (o empirica) del carbonato di bario, che ha la seguente composizione percentuale:

- i) Ba 69.58 %;
- ii) C 6.090 %;
- iii) O 24.32 %

Quindi in 100 g di composto abbiamo

69.58 g di Ba;

6.090 g di C;

24.32 g di O

$$pa(\text{Ba}) = 137.3$$

$$pa(\text{C}) = 12.01$$

$$pa(\text{O}) = 16.00$$

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

Convertire le masse in moli

Formula empirica del carbonato di bario

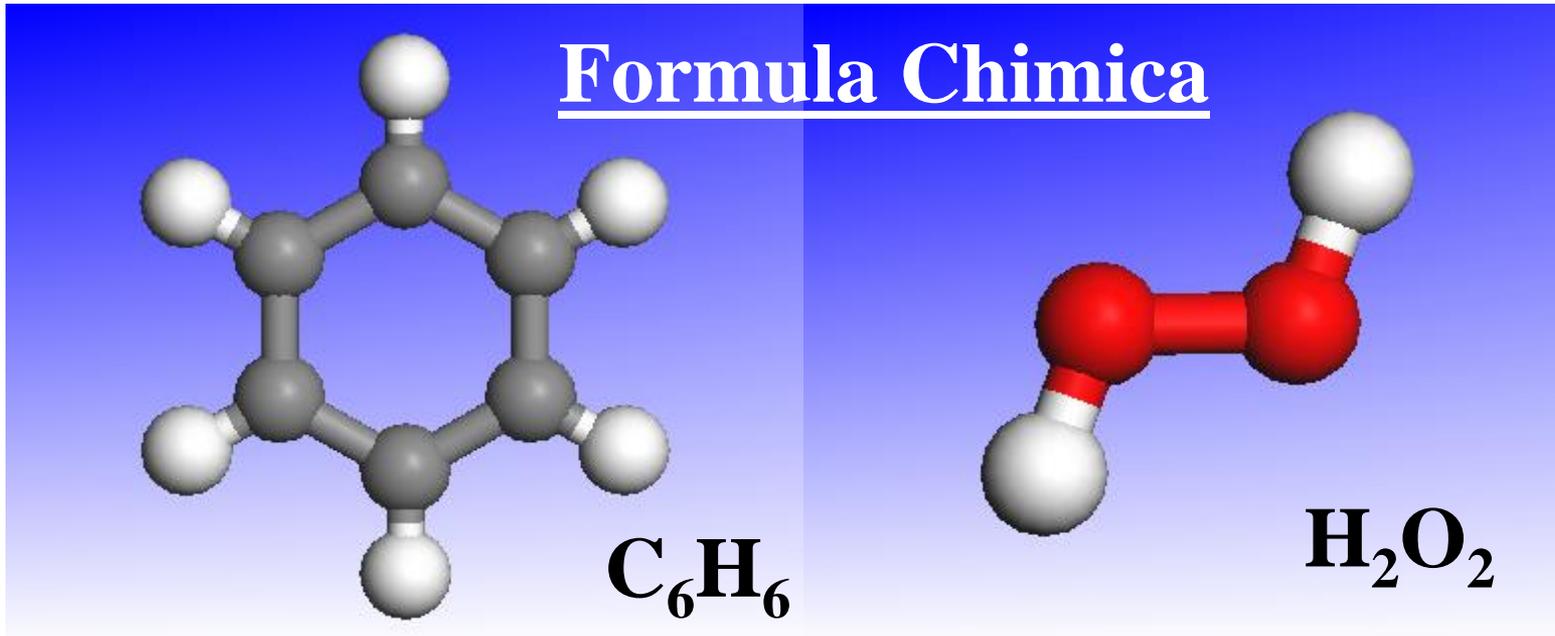
$$n_{\text{Ba}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{Ba}}(\text{g})}{M_{\text{Ba}}(\text{g/mol})} = \frac{69.58 \text{ g}}{137.3 \text{ g/mol}} = 0.5068 \text{ mol di Ba}$$

$$n_{\text{C}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{C}}(\text{g})}{M_{\text{C}}(\text{g/mol})} = \frac{6.090 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 0.5071 \text{ mol di C}$$

$$n_{\text{O}}(\text{mol}) = \frac{m_{\text{O}}(\text{g})}{M_{\text{O}}(\text{g/mol})} = \frac{24.32 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 1.520 \text{ mol di O}$$



	formula minima		formula chimica
Benzene	CH	× 6	C_6H_6
Perossido di idrogeno	HO	× 2	H_2O_2



Determinare la formula molecolare (o chimica) dello stirene, che ha formula empirica CH, e peso molecolare 104.

Formula minima

CH

$$pa(\text{H}) = 1.00$$

$$pa(\text{C}) = 12.0$$

$\times n$

Formula molecolare

C_nH_n

$$pf(\text{CH}) = pa(\text{H}) + pa(\text{C}) = 1.00 + 12.0 = 13.0$$

Formula molecolare dello stirene

C_8H_8

$$pm(\text{C}_n\text{H}_n) = n \cdot pa(\text{H}) + n \cdot pa(\text{C}) = n \cdot (pa(\text{H}) + pa(\text{C}))$$

$$pm(\text{C}_n\text{H}_n) = n \cdot pf(\text{CH})$$

$$n = \frac{pm(\text{C}_n\text{H}_n)}{pf(\text{CH})} = \frac{104}{13} = 8$$

L'idrazina ha peso molecolare 32.1 e contiene 87.42 % di azoto (N) e 12.58 % di idrogeno (H). Determinare la formula chimica (molecolare)

$$pa(H) = 1.008$$

$$pa(N) = 14.01$$

Quindi in 100 g di composto abbiamo

87.42 g di N;

12.58 g di H

Convertire le masse in moli
Formula minima NH_2

$$n(mol) = \frac{m(g)}{M(g/mol)}$$

Formula molecolare $N_nH_{n \times 2}$

$$n_N(NH_2) = \frac{m_N(g)}{pa(N)} = \frac{87.42 g}{14.01 g/mol} = 6.240 mol \text{ di N}$$

Formula empirica dell'idrazina

$$n_H(NH_2) = \frac{m_H(g)}{pa(H)} = \frac{12.58 g}{1.008 g/mol} = 12.48 mol \text{ di H}$$

Formula molecolare dell'idrazina

$$pm(N_nH_{n \times 2}) = n \cdot pf(NH_2) \quad N_2H_4$$

$$n = \frac{pm(N_nH_{n \times 2})}{pf(NH_2)} = \frac{32.1}{16.03} = 2.002$$

