

CALCOLO CHIMICO

Grandezze utilizzate

nome	simbolo	unità di misura	note
massa	<i>m</i>	g	
volume	<i>V</i>	cm ³ , dm ³ , mL, L	1 L = 1 dm ³ , 1 mL = 1 cm ³
quantità di sostanza	<i>n</i>	mol	La mole è la quantità di sostanza che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 12 g di ¹² C *; le entità elementari devono essere specificate e possono essere atomi, molecole, ioni, elettroni, altre particelle o gruppi specificati di tali particelle. * costante di Avogadro: 6,022 10²³ mol⁻¹
massa molare		g/mol	
massa relativa	<i>M_r</i>	(u o u.m.a.)	
molarità	<i>M</i>	mol/L	
densità	<i>d</i>	g/cm ³ , kg/dm ³ , g/mL	1 g/cm ³ = 1 kg/dm ³ = 1 g/mL

Relazioni principali:

$$M_r = \text{###,## (u)} \quad \rightarrow \quad \text{massa molare} = \text{###,## g/mol}$$

$$n(\text{mol}) = \frac{\text{massa(g)}}{\text{massa molare (g/mol)}} \quad \text{massa(g)} = n(\text{mol}) * \text{massa molare (g/mol)}$$

$$n(\text{mol}) = M(\text{mol/L}) * V(\text{L}) \quad M(\text{mol/L}) = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{L})}$$

$$\text{densità} = \frac{\text{massa}}{V}$$

Esempio: Una soluzione contiene 12,03 g di KBr in 500 mL : calcolare la molarità.

$$M_{A_r}(\text{K}) = 39,10$$

$$V = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$$

$$M_{A_r}(\text{Br}) = 79,91$$

$$M_r(\text{KBr}) = 119,01 \quad \rightarrow \quad \text{massa molare (KBr)} = 119,01 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{KBr}) = \frac{\text{massa di KBr}}{\text{massa molare KBr}} = \frac{12,03 \text{ g}}{119,01 \text{ g/mol}} = 0,1011 \text{ mol}$$

$$M(\text{KBr}) = \frac{n(\text{KBr})}{V} = \frac{0,1011 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = 0,202 \text{ mol/L}$$

ESEMPI DEI PIU' COMUNI CALCOLI IN CAMPO CHIMICO

- 1. calcolo della massa molare a partire dalle masse atomiche*
- 2. calcolo della quantità di sostanza (moli) a partire dalla massa (g)*
- 3. calcolo della massa (g) a partire dalla quantità di sostanza (moli)*
- 4. calcolo della molarità (mol/L) a partire da quantità di sostanza (moli) e volume (mL)*
- 5. calcolo della quantità di sostanza (moli) a partire da molarità (mol/L) e volume (mL)*
- 6. un esempio complesso: preparazione di una soluzione di HCl a molarità data a partire da HCl al 36%*
- 7. un esempio complesso: i calcoli in una titolazione acido-base*
- 8. un esempio complesso: i calcoli in una determinazione gravimetrica del ferro*

Esempio 1:

Calcolare la massa molare del cloruro di zinco (ZnCl₂).

$$MA_r(\text{Zn})=65,37 \quad MA_r(\text{Cl})=35,45$$

$$M_r(\text{ZnCl}_2)=65,37 + 35,45 \times 2 = 136,27 \quad \rightarrow \quad \text{massa molare (ZnCl}_2\text{)} = \underline{136,27 \text{ g/mol}}$$

Esempio 2:

Calcolare la quantità di sostanza (in mol) di cloruro di sodio (NaCl) corrispondente a 2,7g di NaCl.

$$MA_r(\text{Na})=22,99 \quad MA_r(\text{Cl})=35,45$$

$$M_r(\text{NaCl})= 22,99 + 35,45 = 58,44 \quad \rightarrow \quad \text{massa molare (NaCl)} = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{\text{massa di NaCl}}{\text{massa molare NaCl}} = \frac{2,7 \text{ g}}{58,44 \text{ g/mol}} = \underline{0,046 \text{ mol}}$$

Esempio 3:

Calcolare la massa di cloruro di sodio (NaCl) corrispondente a $1,02 \cdot 10^{-3}$ mol di NaCl.

$$MA_r(\text{Na})=22,99 \quad MA_r(\text{Cl})=35,45$$

$$M_r(\text{NaCl})= 22,99 + 35,45 = 58,44 \quad \rightarrow \quad \text{massa molare (NaCl)} = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{NaCl})=n(\text{NaCl}) \times \text{massa molare (NaCl)} = 1,02 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 58,44 \text{ g/mol} = \underline{0,0596 \text{ g}}$$

Esempio 4:

Una soluzione contiene 0,1011 mol di HCl in 500 mL di soluzione: calcolare la molarità.

$$V = 500 \text{ mL} = 0,500 \text{ L}$$

$$M(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V} = \frac{0,1011 \text{ mol}}{0,500 \text{ L}} = \underline{0,202 \text{ mol/L}}$$

Esempio 5:

Calcolare la quantità di sostanza (in mol) di NaOH contenuta in 12,0 mL di una soluzione 0,100 M di NaOH.

$$V = 12,0 \text{ mL} = 0,0120 \text{ L}$$

$$n(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH}) = 0,100 \text{ mol/L} \times 0,0120 \text{ L} = 0,00120 \text{ mol} = 1,20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Esempio 6:

Si vuole preparare 1/2 L di soluzione 0,1 M di HCl avendo a disposizione una soluzione concentrata di HCl al 36% ($d=1,18 \text{ g/mL}$)

Determino quanto HCl (in mol) deve contenere la soluzione 1M ($V=0,5\text{L}$):

$$n(\text{HCl}) = M(\text{HCl}) \times V(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L} \times 0,5 \text{ L} = 0,050 \text{ mol}$$

Determino la massa di HCl (in g) corrispondente:

$$M_A(\text{H})=1,01 \quad M_A(\text{Cl})=35,45 \quad M_r(\text{HCl})=36,46 \rightarrow \text{massa molare (HCl)}= 36,46 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{HCl})=n(\text{HCl}) \times \text{massa molare (HCl)}= 0,050 \text{ mol} \times 36,46 \text{ g/mol} = 1,8 \text{ g}$$

Determino quanta soluzione al 36% di HCl contiene 1,8 g di HCl:

$$36\text{g} : 100 \text{ g} = 1,8\text{g} : X \quad X=m(\text{soluz. HCl } 36\%)= \frac{1,8 \text{ g} \times 100 \text{ g}}{36 \text{ g}} = 5,0 \text{ g}$$

Determino il volume della soluzione al 36% ($m=5,0\text{g}$, $d=1,18\text{g/mL}$):

$$V = \frac{\text{massa soluzione}}{\text{densità soluzione}} = \frac{5,0 \text{ g}}{1,18 \text{ g/mL}} = 4,2 \text{ mL}$$

Si dovranno quindi prelevare 4,2 mL di soluzione di HCl al 36% e diluirli fino a volume complessivo di 0,5L.

Esempio 7:

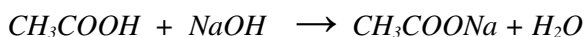
In una titolazione acido-base, un campione di acido acetico (CH_3COOH) è stata titolata con una soluzione $0,100 \text{ M}$ di NaOH : sono occorsi $23,4 \text{ mL}$ della soluzione di NaOH per raggiungere il punto di equivalenza. Calcolare la massa di acido acetico contenuto nel campione in esame.

Determino la quantità (in mol) di NaOH per raggiungere il punto di equivalenza:

$$V(\text{NaOH}) = 23,4 \text{ mL} = 0,0234 \text{ L}$$

$$n(\text{NaOH}) = M(\text{NaOH}) \times V(\text{NaOH}) = 0,100 \text{ mol/L} \times 0,0234 \text{ L} = 0,00234 \text{ mol} = 2,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Determino quanto (in mol) CH_3COOH ha reagito al punto di equivalenza:



$$\rightarrow \text{al punto di equivalenza: } n(\text{mol } \text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{mol } \text{NaOH}) = 2,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Determino la massa di CH_3COOH presente nel campione:

$$M_r(\text{C})=12,01 \quad M_r(\text{H})=1,01 \quad M_r(\text{O})=16,00$$

$$M_r(\text{CH}_3\text{COOH})=60,06 \quad \rightarrow \quad \text{massa molare } (\text{CH}_3\text{COOH})= 60,06 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{CH}_3\text{COOH})=n(\text{CH}_3\text{COOH}) \times \text{massa molare } (\text{CH}_3\text{COOH})= 2,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 60,06 \text{ g/mol} = \underline{0,140 \text{ g}}$$

Esempio 8:

In una determinazione gravimetrica il ferro presente in un campione, dopo vari trattamenti, è stato precipitato come idrossido e infine calcinato, ottenendo $0,1074 \text{ g}$ di Fe_2O_3 .

Calcolare la massa di ferro presente nel campione esaminato.

Determino la quantità (in mol) di Fe_2O_3 ottenuto:

$$M_r(\text{Fe})=55,85 \quad M_r(\text{O})=16,00$$

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3)=55,85 \times 2 + 16,00 \times 3 = 159,70 \quad \rightarrow \quad \text{massa molare } (\text{Fe}_2\text{O}_3)= 159,70 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{\text{massa di } \text{Fe}_2\text{O}_3}{\text{massa molare } \text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{0,1074 \text{ g}}{159,70 \text{ g/mol}} = 6,725 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Determino la quantità (in mol) di Fe :

$$1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ contiene } 2 \text{ mol } \text{Fe} \quad \rightarrow \quad n(\text{mol } \text{Fe}) = n(\text{mol } \text{Fe}_2\text{O}_3) \times 2 = 1,345 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Determino la massa di Fe presente nel campione esaminato:

$$M_r(\text{Fe})=55,85 \quad \rightarrow \quad \text{massa molare } (\text{Fe})= 55,85 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Fe})=n(\text{Fe}) \times \text{massa molare } (\text{Fe})= 1,345 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \times 55,85 \text{ g/mol} = \underline{0,07512 \text{ g}}$$