

ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Testo

➡ Grammi e molarità

Esercizio 1

Calcolare quanti grammi di HNO_3 sono disciolti in 5.00 dm^3 di una soluzione $1.55 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ dell'acido

Esercizio 2

Determinare la molarità di una soluzione che in 1500 mL contiene 20 g di NaOH

➡ Grammi e percentuale in massa

Esercizio 3

15 grammi di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ sono sciolti in 500 g di acqua. Calcolare la percentuale in massa del soluto.

Esercizio 4

Determinare i grammi di acido nitrico (HNO_3) che bisogna aggiungere a 500 g di acqua per ottenere una soluzione al 6.50% in massa.

ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Testo

➡ Grammi e molarità, frazione molare e molalità

Esercizio 5

In 750 mL di vino ($d = 0.982 \text{ g/mL}$) sono presenti 93 mL di etanolo ($M_m = 46,05 \text{ g/mol}$; $d = 0.792 \text{ g/mL}$).

Calcolare molarità, frazione molare e molalità dell'etanolo nella soluzione.

Si consideri il vino formato unicamente da acqua ed etanolo.

ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE – Svolgimento

Esercizio 1 (Grammi e molarità)

Calcolare i g di HNO_3 disciolti in 5.00 dm^3 di una soluzione $1.55 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ dell'acido

Svolgimento:

La molarità viene calcolata con la seguente formula: $M = n_{\text{soluto}} / V_{\text{soluzione}}$

in cui: n_{soluto} sono le moli di soluto; $V_{\text{soluzione}}$ è il volume in L della soluzione

Della formula precedente conosciamo sia V della soluzione che la molarità. E' possibile, dalla formula inversa, calcolare il numero di moli di soluto con:

$$n = M \cdot V$$

Sostituendo i nostri dati, si ha:

$$n = M \cdot V = 1.55 \cdot 10^{-2} \text{ mol / l} \cdot 5.00 \text{ L} = 7,75 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Il passo successivo è quello di calcolarsi la massa molare dell'acido nitrico:

$$M_m (\text{HNO}_3) = 1 + 14 + (16 \cdot 3) = 63 \text{ g / mol}$$

Ora, avendo a disposizione sia il numero di moli che la massa molare è possibile determinare la massa in grammi di HNO_3 da preparare:

$$g = n \cdot M_m = 7.75 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 63 \text{ g / mol} = 4.88 \text{ g}$$

Quindi i grammi di HNO_3 disciolti nella soluzione sono 4.88 g

ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

Esercizio 2 (Grammi e molarità)

Determinare la molarità di una soluzione che in 1500 mL contiene 20 g di NaOH

Svolgimento:

Per il calcolo della molarità si applica la seguente formula: $M = n_{\text{soluto}} / V_{\text{soluzione}}$
in cui: n_{soluto} sono le moli di soluto disciolte nella soluzione; $V_{\text{soluzione}}$ è il volume in L della soluzione.

Per determinare il numero di moli di soluto si applica invece la formula:
 $m \text{ (g)} / M_m \text{ (g/mol)}$ in cui: $m \text{ (g)}$ = massa soluto, M_m = massa molare del soluto

Determiniamo la massa molare del soluto: $M_m \text{ (NaOH)} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$

Le moli di soluto sono: $n = g / M_m = 20 / 40 = 0.5 \text{ mol}$

Trasformiamo il volume della soluzione in litri: $1500 \text{ mL} = 1.5 \text{ L}$

Calcoliamo infine la molarità: $M = n / V = 0.5 / 1.5 = 0.333 \text{ mol/L}$

La molarità della soluzione è quindi 0.333 mol/L.

ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

Esercizio 3 (Grammi e percentuale in massa)

15 g di $K_2Cr_2O_7$ sono sciolti in 500 g di acqua. Calcolare la percentuale in massa del soluto.

Svolgimento:

la percentuale in massa è data dal rapporto percentuale tra la massa del soluto e la massa della soluzione. Può essere calcolata mediante la seguente formula:

$$\% \text{ m/m} = \text{massa soluto (g)} / \text{massa soluzione (g)} \times 100$$

Occorre quindi determinare il valore della massa della soluzione.

Questa può essere determinata sommando la massa del soluto a quella del solvente, ovvero applicando la formula: $m_{\text{soluzione}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}$

Il soluto è il componente presente nella minor quantità (nel nostro caso $K_2Cr_2O_7$), mentre il solvente è il componente in maggior quantità (nel nostro caso acqua).

$$\text{Nel nostro caso è: } m_{\text{soluzione}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}} = 15 + 500 = 515 \text{ g}$$

Applicando la formula per il calcolo della percentuale in massa si ha:

$$\% \text{ m/m} = (15 / 515) \cdot 100 = 2.9 \%$$

Il valore 2.9% indica che su 100 g di soluzione sono presenti 2.9 grammi di soluto.

Quindi la percentuale in massa del soluto è del 2.9%.

ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

Esercizio 4 (Grammi e percentuale in massa)

Determinare i grammi di acido nitrico (HNO_3) che bisogna aggiungere a 500 g di acqua per ottenere una soluzione al 6.50% in massa.

Svolgimento:

Ricordando di nuovo che la percentuale in massa indica il valore della massa in grammi di soluto presente in 100 grammi di soluzione, è possibile determinarla calcolando il rapporto percentuale tra la massa del soluto e quella della soluzione:

$$\%m/m = \text{massa soluto (g)} / \text{massa soluzione (g)} \times 100$$

in cui per massa di soluto si intende in questo caso la massa di HNO_3 , mentre la massa della soluzione la si calcola applicando la formula:

$$m_{\text{soluzione}} = m_{\text{soluto}} + m_{\text{solvente}}$$

Nel nostro esercizio abbiamo a disposizione il valore della massa del solvente (500 g di acqua) e il valore della percentuale in massa mentre ci dobbiamo determinare il valore della massa in grammi di soluto.

ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

... ancora **Esercizio 4 (Grammi e percentuale in massa)**

Indicando con X la massa di HNO_3 ed applicando la formula precedente, si ha:

$$\% \text{ m/m} = (\text{msoluto} / (\text{msoluto} + \text{msolvente})) \cdot 100$$

$$\text{ovvero: } \% \text{ m/m} = (X / (X + 500)) \cdot 100$$

Sostituendo i dati in nostro possesso si ha che:

$$6.50 = (X / (X + 500)) \cdot 100$$

Da cui:

$$6.50 / 100 = X / (X + 500)$$

$$0.065 = X / (X + 500)$$

$$0.065 \cdot (X + 500) = X$$

$$0.065 \cdot X + 32.5 = X$$

$$32.5 = X - 0.065 \cdot X$$

$$32.5 = 0.935 \cdot X$$

$$\text{Da cui infine: } X = 32.5 / 0.935 = 34.8 \text{ g}$$

Quindi i grammi di HNO_3 da aggiungere a 500 g di acqua per avere una soluzione al 6.50% in massa sono 34.8 grammi.

ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

Esercizio 5 (Grammi, molarità, frazione molare e molalità)

In 750 mL di vino ($d = 0.982 \text{ g/mL}$) sono presenti 93 mL di etanolo ($M_m = 46,05 \text{ g/mol}$; $d = 0.792 \text{ g/mL}$).

Calcolare molarità, frazione molare e molalità dell'etanolo nella soluzione.

Si consideri il vino formato unicamente da acqua ed etanolo.

Svolgimento:

Determiniamo i grammi di etanolo presenti nel vino:

$$m = d \cdot V = 0.792 \text{ g/mL} \cdot 93 \text{ mL} = 73.656 \text{ g}$$

$$\text{e il corrispondente numero di moli: } n = g / M_m = 73.656 / 46.05 = 1.599 \text{ mol}$$

Determiniamo i grammi di vino:

$$m = d \cdot V = 0.982 \text{ g/mL} \cdot 750 \text{ mL} = 736.5 \text{ g}$$

Ricordando che in 736.5 g di vino sono presenti 73.656 g di etanolo, è possibile determinare i grammi di acqua:

$$g_{\text{H}_2\text{O}} = g_{\text{vino}} - g_{\text{etanolo}} = 736.5 - 73.656 = 662.844 \text{ g}$$

mentre le moli di acqua sono:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = g / M_m = 662.844 / 18 = 36.82 \text{ mol}$$

ESERCIZI DA SVOLGERE A LEZIONE - Svolgimento

...ancora Esercizio 5 (Grammi, molarità, frazione molare e molalità)

Ricordando che la molarità è data dal rapporto tra il numero di moli di soluto (etanolo) e il volume in litri della soluzione (vino), si ha che:

$$M = n / V = 1.599 / 0.750 = 2.13 \text{ mol/L}$$

Quindi la soluzione è 2.13 M.

La **frazione molare** dell'etanolo è data dal rapporto tra il numero moli di etanolo e il numero di moli totali (= moli etanolo + moli acqua), quindi:

$$X = n_{\text{soluto}} / (n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}) = 1.599 / (1.599 + 36.82) = 0.0416$$

Pertanto, la **frazione molare dell'etanolo** è 0.0416.

La **molalità** è data dal rapporto tra il numero di moli di soluto (etanolo) e i kg di solvente (acqua), quindi:

$$m = n / \text{kg} = 1.599 / 0.6628 = 2.41 \text{ mol/kg}$$

Quindi la **molalità della soluzione** è 2.41 mol/kg.

Equivalenze utili in Chimica Analitica

$$\text{ppm} \Leftrightarrow \text{mg/kg} \Leftrightarrow \mu\text{g/g}$$

$$\text{ppb} \Leftrightarrow \mu\text{g/kg} \Leftrightarrow \text{ng/g}$$

Per soluzioni acquose di densità unitaria (1 g/cm^3)

$$\text{ppm} \Leftrightarrow \text{mg/L}$$

$$\text{ppb} \Leftrightarrow \mu\text{g/L}$$