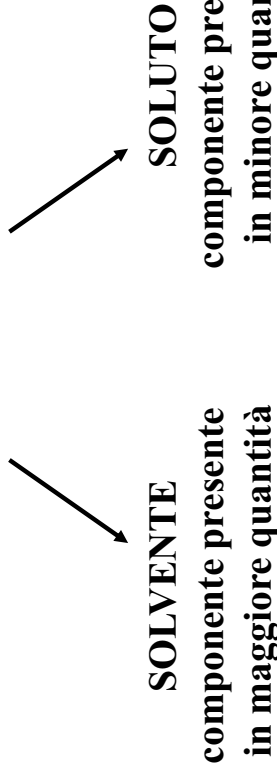


SOLUZIONI

Una soluzione è un sistema omogeneo costituito da almeno due componenti



DENSITA' di una soluzione: massa dell'unità di volume della soluzione.

Modi per esprimere la concentrazione di soluto:

MOLARITA' (M): moli di soluto disciolte in 1 litro (1dm^3) di soluzione

MOLALITA' (m): moli di soluto disciolte in 1 kg di solvente

FRAZIONE MOLARE (χ): rapporto tra le moli di soluto e le moli totali (moli di soluto + moli di solvente)

NORMALITA' (N): numero di equivalenti di soluto disciolti in 1 litro (1dm^3) di soluzione

MASSA PERCENTUALE (PERCENTUALE IN PESO):

massa (g) di soluto in 100g di soluzione. Ad esempio, una soluzione acquosa di HCl al 37% in peso è una soluzione contenente 37g di HCl ogni 100g di soluzione.

ESERCIZIO 1

15g di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ sono sciolti in 500g di H_2O . Calcolare la composizione percentuale (in peso) dei componenti della soluzione.

$$\text{massa soluzione} = 15\text{g} + 500\text{g} = 515\text{g}$$

$$\% (\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{15\text{g}}{515\text{g}} \cdot 100 = 2,9\%$$

$$\% (\text{H}_2\text{O}) = \frac{500\text{g}}{515\text{g}} \cdot 100 = 97,1\%$$

ESERCIZIO 2

Quanti grammi di HNO_3 occorre aggiungere a 500g di H_2O per avere una soluzione al 6,5% dell'acido?

massa soluzione = m (HNO_3) + m (H_2O)

m (HNO_3) = x ; m (H_2O) = 500g

\Rightarrow massa soluzione = x + 500g

$$\% (\text{HNO}_3) = \frac{x}{x + 500} \cdot 100 = 6,5\%$$

$\Rightarrow x = 34,8\text{g}$

ESERCIZIO 3

Calcolare quanti grammi di NaOH sono necessari per preparare 1dm³ di una soluzione 0,100 M di NaOH.

1 dm³ di una soluzione 0,100 M di NaOH deve contenere:

$$n (\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 = 0,1 \text{ mol}$$

$$\Rightarrow m (\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol} \cdot 40,0 \text{ g/mol} = 4\text{g}$$

ESERCIZIO 4

0,550g di $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ sono sciolti in 225g di acqua.
Calcolare la molalità della soluzione.

$$n (\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,550 \text{ g}}{249,61 \text{ g/mol}} = 0,022 \text{ mol}$$

massa (H_2O) = 0,225 Kg

$$\text{molalità} (\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \frac{0,022 \text{ mol}}{0,225 \text{ Kg}} = 9,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol/Kg}$$

ESERCIZIO 5

Calcolare la frazione molare di soluto in una soluzione acquosa al 57% in peso di HI.

In 100 g di soluzione:

$$\text{massa (HI)} = 57\text{g} \quad ; \quad \text{massa (H}_2\text{O)} = (100 - 57)\text{g} = 43\text{g}$$

$$n(\text{HI}) = \frac{57\text{g}}{127,9\text{ g/mol}} = 0,446\text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{43\text{g}}{18\text{g/mol}} = 2,39\text{ mol}$$

$$\chi_{\text{HI}} = \frac{0,446\text{ mol}}{(0,446 + 2,39)\text{ mol}} = 0,157$$

ESERCIZIO 6

Calcolare la massa ed il volume di una soluzione acquosa di H₂SO₄ al 20% in peso (d= 1,140 g/cm³) che contiene 10g di H₂SO₄ puro.

10 g di H₂SO₄ costituiscono il 20% della soluzione

⇒ ponendo x = massa soluzione, si ha:

$$x/100 \cdot 20 = 10$$

$$\Rightarrow x = 50\text{g (massa della soluzione)}$$

$$10 \cdot 100 = 50\text{g}$$

$$\text{volume soluzione} = \frac{50\text{ g}}{1,140\text{ g/cm}^3} = 43,9\text{ cm}^3$$

ESERCIZIO 7

Si calcoli la molalità (m) di una soluzione acquosa al 10% in peso di un composto organico di peso molecolare 113 uma.

In 100g di soluzione:

$$\text{massa (composto)} = 10\text{g}$$

$$\text{massa (H}_2\text{O)} = (100 - 10)\text{g} = 90\text{g} = 0,09 \text{ Kg}$$

$$n \text{ (composto)} = \frac{10\text{g}}{113 \text{ g/mol}} = 0,0885 \text{ mol}$$

$$\text{molalità} = \frac{0,0885 \text{ mol}}{0,09 \text{ Kg}} = 0,983 \text{ mol/Kg}$$

ESERCIZIO 8

Calcolare la concentrazione molare(M) di una soluzione di una soluzione di HNO₃ al 69,8% in peso. La densità della soluzione è 1,42 g/cm³.

Considerando 1dm³ di soluzione:

$$\text{massa soluzione} = 1,42 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000\text{cm}^3 = 1420 \text{ g} \quad (\text{massa di 1 l di soluzione})$$

$$\text{massa (HNO}_3\text{)} = \frac{1420 \cdot 69,8}{100} = 991\text{g}$$

$$n \text{ (HNO}_3\text{)} = \frac{991\text{g}}{63\text{g/mol}} = 15,7 \text{ mol}$$

$$M \text{ (HNO}_3\text{)} = \frac{15,7 \text{ mol}}{1\text{dm}^3} = 15,7 \text{ mol/dm}^3 = 15,7 \text{ mol/l}$$

ESERCIZIO 9

Una soluzione acquosa 1,510 M di un composto con peso molecolare 126 una ha densità di 1,110 kg/dm³. Calcolare la molalità della soluzione.

$$\text{molalità} = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{kg solvente}}$$

Considerando 1 dm³ di soluzione:

$$n(\text{soluto}) = 1,510 \text{ mol/dm}^3 \cdot 1 \text{ dm}^3 = 1,510 \text{ mol}$$

$$\text{massa (soluto)} = 1,510 \text{ mol} \cdot 126 \text{ g/mol} = 190,26 \text{ g}$$

$$\text{massa soluzione} = 1 \text{ dm}^3 \cdot 1,110 \text{ kg/dm}^3 = 1,110 \text{ kg} = 1110 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \text{massa solvente} &= \text{massa soluzione} - \text{massa composto} = \\ &= 1110 \text{ g} - 190,26 \text{ g} = 919,74 \text{ g} = 0,919 \text{ kg} \end{aligned}$$

$$\text{molalità} = \frac{1,510 \text{ mol}}{0,919 \text{ kg}} = 1,64 \text{ mol/kg}$$

ESERCIZIO 10

L'acido solforico concentrato è una soluzione acquosa al 96% in peso dell'acido. La densità della soluzione è 1,835 kg/dm³. Calcolare la concentrazione molare (M) della soluzione. [H = 1uma; S = 32uma, O = 16uma]

Considerando 1dm³ di soluzione:

$$\text{massa soluzione} = 1,835 \text{ kg} = 1835 \text{ g}$$

$$\text{massa (H}_2\text{SO}_4) = \frac{1835 \cdot 96}{100} = 1761,6 \text{ g}$$

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1761 \text{ g}}{98,06 \text{ g/mol}} = 17,9 \text{ mol}$$

$$M = \frac{17,9 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 17,9 \text{ mol/dm}^3$$

ESERCIZIO 11

Una soluzione acquosa di HBr al 48% in peso ha una densità di 1,488 g/cm³. Calcolare la concentrazione molare e molale della soluzione.

Considerando 1dm³ di soluzione:

$$\text{massa soluzione} = 1,488 \text{ g/cm}^3 \cdot 1000\text{cm}^3 = 1488 \text{ g}$$

$$\text{massa HBr} = \frac{1488 \cdot 48}{100} = 714,2 \text{ g}$$

$$n(\text{HBr}) = \frac{714,2 \text{ g}}{80,9 \text{ g/mol}} = 8,83 \text{ mol}$$

$$\text{Molarità (HBr)} = \frac{8,83 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 8,83 \text{ mol/dm}^3$$

$$\begin{aligned} \text{massa (H}_2\text{O)} &= \text{massa soluzione} - \text{massa (HBr)} = \\ &= 1488 \text{ g} - 714,2 \text{ g} = 773,8 \text{ g} = 0,774 \text{ kg} \end{aligned}$$

$$\text{molalità (HBr)} = \frac{8,83 \text{ mol}}{0,774 \text{ kg}} = 11,4 \text{ mol/kg}$$

ESERCIZI

1. Calcolare quanti grammi di Ca(NO₃)₂ sono contenuti in 250 cm³ di una sua soluzione acquosa al 25% in peso. La densità della soluzione è 1,25 g/cm³. (R: 78g)
2. Si calcoli quanti grammi di AgNO₃ bisogna sciogliere in acqua per preparare 100 cm³ di una soluzione 0,110 M. (R: 1,87g)
3. Si calcoli il volume di una soluzione acquosa al 37% in peso (d = 1,184 g/cm³) che contiene disciolta 1 mole dell'acido. (R: 83,3 cm³)
4. Si calcoli il volume di una soluzione acquosa 8,60 M di acido solforico che contiene tante moli di acido quante ne sono presenti in 0,500 dm³ di una soluzione 1,99 M. (R: 0,115 dm³)
5. Una soluzione 0,511 m di un composto di peso molecolare 342 ha una densità di 1,15 g/cm³. Calcolare la molarità della soluzione. (R: 0,501 mol/dm³)
6. Si calcoli il volume di una soluzione al 94,7% di H₂SO₄ (d = 1,830 g/cm³) che contiene tante moli di acido quante ne sono disciolte in 0,500 dm³ di una soluzione 1,220 M di H₂SO₄. (R: 34,5 cm³)