

Esempio:

Calcolare il volume di un campione di 72 g di anidride solforosa a 26°C e 1.2 atm.

Esempio:

Un campione di 1.00 g di Zn sono attaccati con un eccesso di acido solforico diluito. Si forma H₂ e solfato di zinco. Calcolare il volume di H₂ che sviluppa dalla reazione alla temperatura di 30°C e alla pressione di 2 bar.

Esempio:

Calcolare il volume di un campione di 72 g di anidride solforosa a 26°C e 1.2 atm.

$$\text{MM}(\text{SO}_2) = 64.06 \text{ g/mol} \quad \Rightarrow \quad n(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{\text{MM}(\text{SO}_2)} = 1.124 \text{ mol}$$

$$P = 1.2 \text{ atm}$$

$$T = 26^\circ\text{C} = (26 + 273.15) \text{ K} = 299.15 \text{ K}$$

$$\Rightarrow \quad V = \frac{n(\text{SO}_2) \cdot R \cdot T}{P} = 23.00 \text{ L}$$

Esempio:

Un campione di 1.00 g di Zn sono attaccati con un eccesso di acido solforico diluito. Si forma H₂ e solfato di zinco. Calcolare il volume di H₂ che sviluppa dalla reazione alla temperatura di 30°C e alla pressione di 2 bar.

Esempio:

Calcolare il volume di un campione di 72 g di anidride solforosa a 26°C e 1.2 atm.

$$\text{mm}(\text{SO}_2) = 64.06 \text{ g/mol} \quad \Rightarrow \quad n(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{\text{mm}(\text{SO}_2)} = 1.124 \text{ mol}$$

$$P = 1.2 \text{ atm}$$
$$T = 26^\circ\text{C} = (26 + 273.15) \text{ K} = 299.15 \text{ K} \quad \Rightarrow \quad V = \frac{n(\text{SO}_2) \cdot R \cdot T}{P} = 23.00 \text{ L}$$

Esempio:

Un campione di 1.00 g di Zn sono attaccati con un eccesso di acido solforico diluito. Si forma H₂ e solfato di zinco. Calcolare il volume di H₂ che sviluppa dalla reazione alla temperatura di 30°C e alla pressione di 2 bar.



$$\text{PA}(\text{Zn}) = 65.41 \text{ g/mol} \quad \Rightarrow \quad n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{\text{PA}(\text{Zn})} = 0.0153 \text{ mol} = n(\text{H}_2)$$

$$P = 2 \text{ bar} = (2 / 1.01) \text{ atm} = 1.98 \text{ atm}$$
$$T = 30^\circ\text{C} = (30 + 273.15) \text{ K} = 303.15 \text{ K} \quad \Rightarrow \quad V = \frac{n(\text{H}_2) \cdot R \cdot T}{P} = 0.192 \text{ L}$$

Esempio:

Per trattamento di un solfuro ferroso con un eccesso di acido cloridrico si ottengono 3.2 L di acido solfidrico (gassoso) più dicloruro di ferro, misurati a 18°C e alla pressione atmosferica. Quanto solfuro ferroso ha reagito?

Esempio:

Per trattamento di un solfuro ferroso con un eccesso di acido cloridrico si ottengono 3.2 L di acido solfidrico piu' dicloruro di ferro, misurati a 18°C e alla pressione atmosferica. Quanto solfuro ferroso ha reagito?



$$V = 3.2 \text{ L}$$

$$P = 1.0 \text{ atm}$$

$$T = 18^\circ\text{C} = (18 + 273.15) \text{ K} = 291.15 \text{ K}$$

$$\text{MM}(\text{FeS}) = 87.91 \text{ g/mol} \quad \Rightarrow \quad m(\text{FeS}) = n(\text{FeS}) \cdot \text{MM}(\text{FeS}) = 11.8 \text{ g}$$

$$\Rightarrow n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{P V}{R T} = 0.134 \text{ mol} = n(\text{FeS})$$

Esempio:

1.00 g di H₂ sono introdotti in un recipiente di 1.00 dm³ contenente He alla temperatura di 373 K e alla pressione di 2.52·10⁵ Pa. Calcolare la pressione totale nel

Esempio:

Il perclorato di ammonio esplose per riscaldamento producendo acido cloridrico, azoto, ossigeno e acqua: $4\text{NH}_4\text{ClO}_4(s) \longrightarrow 4\text{HCl}(g) + 2\text{N}_2(g) + 5\text{O}_2(g) + 6\text{H}_2\text{O}(g)$

Calcolare la pressione totale in un recipiente di 1.00 L quando 1.00 g del sale viene fatto esplodere a 723K.

Esempio:

1.00 g di H₂ sono introdotti in un recipiente di 1.00 dm³ contenente He alla temperatura di 373 K e alla pressione di 2.52·10⁵ Pa. Calcolare la pressione totale nel recipiente alla temperatura di 373 K.

$$m(\text{H}_2) = 2.02 \text{ g/mol} \implies n(\text{H}_2) = m(\text{H}_2) / m(\text{H}_2) = 0.495 \text{ mol}$$

$$T = 373 \text{ K} \\ V = 1.00 \text{ dm}^3 = 1.00 \text{ L} \implies P(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2) R T}{V} = 15.16 \text{ atm}$$

$$P(\text{He}) = 2.52 \cdot 10^5 \text{ Pa} = (2.52 \cdot 10^5 / 1.01 \cdot 10^5) \text{ atm} = 2.50 \text{ atm}$$

$$P_{\text{totale}} = P(\text{H}_2) + P(\text{He}) = 17.66 \text{ atm} = (17.66 \cdot 1.01 \cdot 10^5) \text{ Pa} = 17.84 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Esempio:

Il perclorato di ammonio esplosa per riscaldamento producendo acido cloridrico, azoto, ossigeno e acqua: $4\text{NH}_4\text{ClO}_4(s) \longrightarrow 4\text{HCl}(g) + 2\text{N}_2(g) + 5\text{O}_2(g) + 6\text{H}_2\text{O}(g)$

Calcolare la pressione totale in un recipiente di 1.00 L quando 1.00 g del sale viene fatto esplodere a 723K.

Esempio:

1.00 g di H₂ sono introdotti in un recipiente di 1.00 dm³ contenente He alla temperatura di 373 K e alla pressione di 2.52·10⁵ Pa. Calcolare la pressione totale nel recipiente alla temperatura di 373 K.

$$m(\text{H}_2) = 2.02 \text{ g/mol} \implies n(\text{H}_2) = m(\text{H}_2) / m(\text{H}_2) = 0.495 \text{ mol}$$

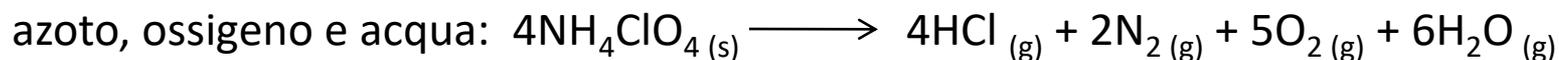
$$T = 373 \text{ K} \\ V = 1.00 \text{ dm}^3 = 1.00 \text{ L} \implies P(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2) R T}{V} = 15.16 \text{ atm}$$

$$P(\text{He}) = 2.52 \cdot 10^5 \text{ Pa} = (2.52 \cdot 10^5 / 1.01 \cdot 10^5) \text{ atm} = 2.50 \text{ atm}$$

$$P_{\text{totale}} = P(\text{H}_2) + P(\text{He}) = 17.66 \text{ atm} = (17.66 \cdot 1.01 \cdot 10^5) \text{ Pa} = 17.84 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Esempio:

Il perclorato di ammonio esplosa per riscaldamento producendo acido cloridrico, azoto, ossigeno e acqua:



Calcolare la pressione totale in un recipiente di 1.00 L quando 1.00 g del sale viene fatto esplodere a 723K.

$$m(\text{NH}_4\text{ClO}_4) = 117.50 \text{ g/mol} \implies n(\text{NH}_4\text{ClO}_4) = m / m = 0.00851 \text{ mol}$$

$$n(\text{HCl}) = n(\text{NH}_4\text{ClO}_4) = 0.00851 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}_2) = n(\text{NH}_4\text{ClO}_4) / 2 = 0.00426 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = n(\text{NH}_4\text{ClO}_4) \cdot 5 / 4 = 0.0106 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{NH}_4\text{ClO}_4) \cdot 6 / 4 = 0.0128 \text{ mol}$$

$$P_{\text{totale}} = n_{\text{totali}} \cdot RT / V = 0.0362 \text{ mol} \cdot 723 \text{ K} \cdot 0.0821 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} / 1.00 \text{ L} = 2.15 \text{ atm}$$

Esempio:

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

Esempio:

Quanti mL di una soluzione 1.2 M di cloruro di sodio si devono far evaporare per ottenere 2.0 g del sale?

Esempio:

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

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ g}$$
$$m_{\text{soluzione}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{HNO}_3}$$
$$(m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{HNO}_3}) \cdot \%m/m = m_{\text{HNO}_3} \cdot 100$$
$$(500 + m_{\text{HNO}_3}) \cdot 6.5 = m_{\text{HNO}_3} \cdot 100 \implies m_{\text{HNO}_3} = \frac{6.5 \cdot 500 \text{ g}}{(100 - 6.5)} = \boxed{34.8 \text{ g}}$$
$$\%m/m = 6.50\% = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$

Esempio:

Quanti mL di una soluzione 1.2 M di cloruro di sodio si devono far evaporare per ottenere 2.0 g del sale?

Esempio:

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

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ g}$$
$$\%p/p_{\text{HNO}_3} = 6.50\% = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$
$$m_{\text{soluzione}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{HNO}_3}$$
$$(m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{HNO}_3}) \cdot \%p/p_{\text{HNO}_3} = m_{\text{HNO}_3} \cdot 100$$
$$(500 + m_{\text{HNO}_3}) \cdot 6.5 = m_{\text{HNO}_3} \cdot 100 \implies m_{\text{HNO}_3} = \frac{6.5 \cdot 500 \text{ g}}{(100 - 6.5)} = \boxed{34.8 \text{ g}}$$

Esempio:

Quanti mL di una soluzione 1.2 M di cloruro di sodio si devono far evaporare per ottenere 2.0 g del sale?

$$m_{\text{NaCl}} = 2.0 \text{ g}$$
$$M_{\text{NaCl}} = 1.2 \text{ mol/L} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V_{\text{soluzione}}}$$
$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{mm_{\text{NaCl}}} \quad mm_{\text{NaCl}} = 58.44 \text{ g/mol} \implies n_{\text{NaCl}} = \frac{2.0 \text{ g}}{58.44 \text{ g/mol}} = 0.0342 \text{ mol}$$
$$V_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{0.0342 \text{ mol}}{1.2 \text{ mol/L}} = 0.0285 \text{ L} = \boxed{28.5 \text{ mL}}$$

Esempio:

Una soluzione viene preparata sciogliendo 3.74 g di cloruro di potassio in 500 g di acqua. La densità della soluzione ottenuta è 0.988 g cm^{-3} . Quali sono la molarità e la molalità della soluzione?

Esempio:

Qual è la molarità di un litro di soluzione acquosa di acido nitrico di densità 1.19 g mL^{-1} e 31.76% in peso.

Esempio:

Una soluzione viene preparata sciogliendo 3.74 g di cloruro di potassio in 500 g di acqua. La densità della soluzione ottenuta è 0.988 g cm^{-3} . Quali sono la molarità e la molalità della soluzione?

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}} \quad m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente}} \text{ (kg)}} \quad n_{\text{soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{\text{PM}} \quad d = \frac{m_{\text{soluzione}}}{V_{\text{soluzione}}}$$
$$n_{\text{KCl}} = \frac{3.74 \text{ g}}{74.55 \text{ g/mol}} = 0.0502 \text{ mol} \quad \Rightarrow \quad m = \frac{n_{\text{soluto}}}{m_{\text{solvente}} \text{ (kg)}} = \frac{0.0502 \text{ mol}}{0.500 \text{ kg}} = \boxed{0.100 \text{ mol/kg}}$$
$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ g} = 0.500 \text{ kg}$$
$$m_{\text{soluzione}} = 500 \text{ g} + 3.74 \text{ g} = 503.74 \text{ g} \quad \Rightarrow \quad V_{\text{soluzione}} = \frac{m_{\text{soluzione}}}{d} = \frac{503.74 \text{ g}}{0.988 \text{ g cm}^{-3}} = 509.86 \text{ cm}^3$$
$$V_{\text{soluzione}} = 509.86 \text{ cm}^3 = 0.50986 \text{ L} \quad \Rightarrow \quad M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}} = \frac{0.0502 \text{ mol}}{0.50986 \text{ L}} = \boxed{0.0985 \text{ mol/L}}$$

Esempio:

Qual è la molarità di un litro di soluzione acquosa di acido nitrico di densità 1.19 g mL^{-1} e 31.76% in peso.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}} \quad \%p/p = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100 \quad \text{PM}_{\text{HNO}_3} = 63.02 \text{ mol/g}$$
$$V_{\text{soluzione}} = \frac{m_{\text{soluzione}}}{d} \quad n_{\text{soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{\text{PM}} \quad d = 1.19 \text{ g mL}^{-1} = 1190 \text{ g L}^{-1}$$
$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{\text{PM}} \cdot \frac{d}{m_{\text{soluzione}}} = \frac{\%p/p}{100} \cdot \frac{d}{\text{PM}} = \frac{31.76 \cdot 1190 \text{ g L}^{-1}}{100 \cdot 63.02 \text{ g/mol}} = \boxed{6 \text{ mol/L}}$$

Esempio:

A quale volume bisogna portare 10.0 mL di acido cloridrico 6.0 M affinché la concentrazione della soluzione diventi 0.5 M?

Esempio:

505 mL di una soluzione 0.125 M di idrossido di sodio sono stati diluiti fino a raggiungere la concentrazione di 0.100 M. Determinare il volume di acqua aggiunta.

Esempio:

A quale volume bisogna portare 10.0 mL di acido cloridrico 6.0 M affinché la concentrazione della soluzione diventi 0.5 M?

$$V_{\text{iniziale}} = 10.0 \text{ mL}$$

$$M_{\text{iniziale}} = 6.0 \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{finale}} = 0.5 \text{ mol/L}$$

$$n_{\text{finali}} = n_{\text{iniziali}} = V_{\text{finale}} \cdot M_{\text{finale}} = V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}$$

$$V_{\text{finale}} = \frac{V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}}{M_{\text{finale}}} = \frac{10.0 \text{ mL} \cdot 6.0 \text{ mol/L}}{0.5 \text{ mol/L}} = 120 \text{ mL}$$

Esempio:

505 mL di una soluzione 0.125 M di idrossido di sodio sono stati diluiti fino a raggiungere la concentrazione di 0.100 M. Determinare il volume di acqua aggiunta.

$$V_{\text{iniziale}} = 505 \text{ mL}$$

$$M_{\text{iniziale}} = 0.125 \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{finale}} = 0.100 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{finale}} \cdot M_{\text{finale}} = V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}$$

$$V_{\text{finale}} = \frac{V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}}{M_{\text{finale}}} = \frac{505 \text{ mL} \cdot 0.125 \text{ mol/L}}{0.100 \text{ mol/L}} = 631 \text{ mL}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_{\text{finale}} - V_{\text{iniziale}} = (631 - 505) \text{ mL} = 126 \text{ mL}$$