

Esercizi esame.

19-09-2014

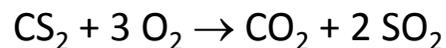
Svolgimento

Esercizio 1.

Calcolare il volume di O₂ misurato a 20.0°C e 740 Torr richiesto per bruciare 198 g di solfuro di carbonio a dare biossido di carbonio e biossido di zolfo.

Soluzione:

1. La reazione chimica bilanciata è:



2. Si converte la massa di CS₂ in quantità di moli:

$$n(\text{CS}_2) = g / \text{MM} = 198.0 \text{ g} / 76.072 \text{ g/mol} = 2.603 \text{ mol}$$

3. Dalla stechiometria della reazione (punto 1) si determina la quantità in moli di O₂:

$$\frac{\text{moli CS}_2}{\text{moli O}_2} = \frac{1}{3} \Rightarrow \text{mol O}_2 = \text{mol CS}_2 \times 3 = 7.808 \text{ mol}$$

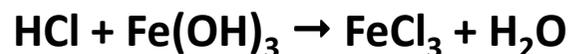
4. Dalla legge dei gas perfetti si ricava il volume di O₂:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{7.808 \text{ mol} \cdot 0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot (273.15 + 20) \text{ K}}{\frac{740 \text{ Torr}}{760 \frac{\text{Torr}}{\text{atm}}}} = 193 \text{ L}$$

Risposta: il volume di O₂ è pari a **193 L**.

Esercizio 2.

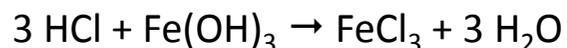
Data la reazione (da bilanciare):



Calcolare quanti grammi di cloruro ferrico è possibile ottenere facendo reagire 84.50 g di acido cloridrico con 150.5 g di idrossido ferrico, sapendo che la resa è del 65.50%.

Soluzione:

1. La reazione bilanciata a cui si riferisce il testo è la seguente:



2. Si converte la massa di HCl e $\text{Fe}(\text{OH})_3$ in rispettive quantità in moli:

$$n(\text{HCl}) = g / \text{MM} = 84.50 \text{ g} / 36.461 \text{ g/mol} = 2.317 \text{ mol}$$

$$n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = g / \text{MM} = 150.5 \text{ g} / 106.862 \text{ g/mol} = 1.408 \text{ mol}$$

3. Si individua il reagente limitante:

$$\text{HCl:} \quad 2.317 / 3 = 0.773 \text{ mol}$$

$$\text{Fe}(\text{OH})_3: \quad 1.408 \text{ mol}$$

Il reagente limitante è pertanto HCl, le moli di $\text{Fe}(\text{OH})_3$ che reagiscono sono quindi $2.317/3 = 0.773 \text{ mol}$

Esercizio 2.

4. Dalla stechiometria di reazione si osserva che il rapporto molare tra $\text{Fe}(\text{OH})_3$ e FeCl_3 è 1:1, pertanto le moli di FeCl_3 prodotto sono 0.773. Si convertono quindi 0.773 moli di FeCl_3 in massa in grammi corrispondenti ad una resa pari al 100%:

$$\text{g FeCl}_3 = \text{mol} \cdot \text{MM} = 0.772 \text{ mol} \cdot 162.199 \text{ g/mol} = 125.22 \text{ g}$$

5. Si calcolano i grammi effettivi di FeCl_3 data la resa del 65.5%:

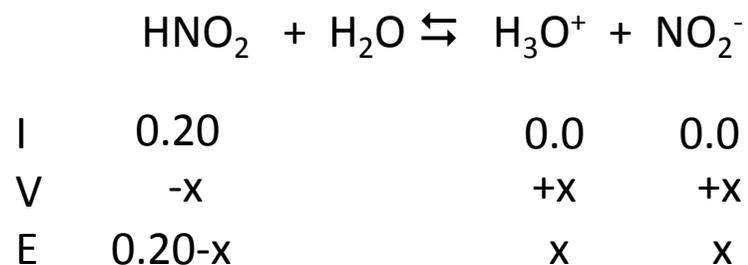
$$\text{g}_{\text{effettivi}} = 125.22 \cdot 65.5/100 = 82.02 \text{ g}$$

Risposta: La quantità di FeCl_3 ottenuta è pari a **82.02 g**

Esercizio 3.

Calcolare il pH di una soluzione 0.20 M di HNO_2 ($K_a = 4.6 \times 10^{-4}$)

1. Scrivere l'equazione bilanciata ed impostare la tabella IVE.



2. Sostituire le concentrazioni ricavate dalla tabella al punto 1 nell'espressione di K_a .

$$K_a = 4.6 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{x^2}{(0.20 - x)}$$

$$4.6 \times 10^{-4} = \frac{x^2}{0.20}$$

$$x = 9.6 \times 10^{-3} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

3. Calcolo del pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(9.6 \times 10^{-3}) = 2.02$$

Risposta: il pH della soluzione è pari a **2.02**