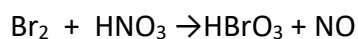


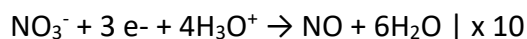
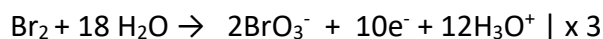
1. Disciogliendo bromo in una soluzione acquosa di acido nitrico concentrato è possibile ottenere acido iodico e monossido di azoto. Bilanciare la reazione con il metodo ionico elettronico e calcolare quanti grammi di iodio sono necessari per produrre 6.1 L di monossido di azoto, alla temperatura di 20°C ed alla pressione di 1.0 atm.

Soluzione 1:

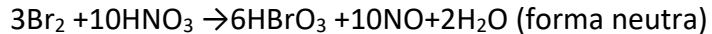
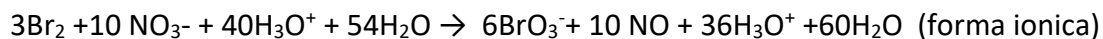
La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



$$n(\text{NO}) \text{ prodotte} = PV/RT = 1.0 \text{ atm} \cdot 6.1 \text{ L} / 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 293.15 \text{ K} = 0.253 \text{ mol}$$

$$n(\text{Br}_2) = 3/10 \cdot n(\text{NO}) = 0.076 \text{ mol}$$

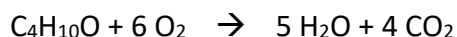
$$mM(\text{Br}_2) = 159.8 \text{ g/mol}$$

$$m(\text{Br}_2) = 0.076 \text{ mol} \cdot 159.8 \text{ g/mol} = 12.1 \text{ g}$$

2. 4.0 litri di butanolo liquido ($C_4H_{10}O$, densità pari a 810 g/l) vengono interamente bruciati. Dopo aver opportunamente bilanciato la rispettiva reazione di combustione determinare il volume di CO_2 prodotto dalla reazione alla temperatura di 25 °C e alla pressione di 1 Atm. Si consideri l'anidride carbonica come un gas ideale.

Soluzione 2:

La reazione di combustione bilanciata del butanolo è la seguente:



Dunque, da 1 mole di butanolo si ottengono 4 moli di CO_2 .

Calcoliamo il peso e il numero di moli di butanolo che hanno reagito:

$$p(C_4H_{10}O) = V(C_4H_{10}O) * d(C_4H_{10}O) = 4.0 \text{ l} * 810 \text{ g/l} = 3240 \text{ g}$$

$$mol(C_4H_{10}O) = p(C_4H_{10}O) / mM(C_4H_{10}O) = 3240 \text{ g} / 74.121 \text{ g/mol} = 43.7 \text{ mol}$$

Dunque, le moli di CO_2 prodotte saranno

$$n(CO_2) = 4 * n(C_4H_{10}O) = 4 * 43.7 \text{ mol} = 174.9 \text{ mol}$$

Il volume di CO_2 sviluppato dalla reazione sarà dunque pari a:

$$V = n(C_4H_{10}O) * R * T / P = 174.9 * 0.0821 * 298.15 / 1 = 4281 \text{ l}$$

3. 35.2 grammi di un composto organico non elettrolita vengono disciolti in 400 g di acqua distillata. La temperatura di ebollizione di tale soluzione è pari a 100.41 °C. Calcolare la massa molare del composto nella soluzione. [$K_{eb}(\text{acqua}) = 0.512 \text{ °C kg / mol}$]

Soluzione 3:

L'innalzamento ebullioscopico è

$$\Delta t_{eb} = m \cdot K_{eb} = 0.41 \text{ °C}$$

$$m = \Delta T_{eb} / K_{eb} = 0.80 \text{ mol / kg}$$

il numero di moli del soluto presente in soluzione è quindi

$$n = m \cdot 0.400 \text{ kg} = 0.32 \text{ mol}$$

Conoscendo il peso del composto ricavo la massa molare del composto

$$MM(\text{composto}) = \text{massa/moli} = 35.2 \text{ g}/0.32 \text{ mol} = 110 \text{ g/mol}$$

4. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 5.4 g di acido cianidrico (HCN) in 0.8 litri di acqua sapendo che la costante di dissociazione acida di tale acido è pari a $K_a = 6.2 \cdot 10^{-10}$ (si trascuri il contributo di ioni H^+ dato dall'autoionizzazione dell'acqua stessa)

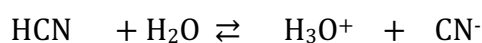
Soluzione 4:

Calcoliamo prima la concentrazione della soluzione dal numero di moli di HCN:

$$\text{mol}(\text{HCN}) = p(\text{HCN}) / \text{MM}(\text{HCN}) = 5.4 \text{ g} / 27.0 \text{ g/mol} = 0.2 \text{ mol}$$

$$c(\text{HCN}) = \text{mol}(\text{HCN}) / V = 0.2 \text{ mol} / 0.8 \text{ l} = 0.25 \text{ M}$$

L'acido cianidrico in soluzione si dissocia secondo il seguente equilibrio:



c_{in}	0.25 M	-	-
Δc	-x	+x	+x
c_{eq}	$0.25 - x$	+x	+x

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{CN}^-] / [\text{HCN}] = x \cdot x / (0.25 - x) = 6.2 \cdot 10^{-10}$$

Trascurando x rispetto a 0.25 avremo che:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x = (6.2 \cdot 10^{-10} \cdot 0.25)^{1/2} = 1.25 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Dunque, il pH sarà pari a:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.9$$