

## Stechiometria

A 500 mL di una soluzione contenente acido cloridrico e nitrito di potassio viene aggiunto permanganato di potassio solido. Avviene la reazione che porta alla formazione di cloruro di manganese (II), nitrato di potassio, cloruro di potassio ed acqua. a) Bilanciare la reazione con il metodo ionico-elettronico.

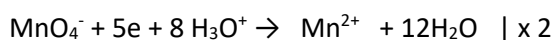
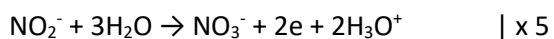
b) calcolare i grammi di permanganato di potassio necessari affinché la molarità del cloruro di manganese (II) ottenuto sia pari a 0.100 M. (Considerare costante il volume della soluzione)

### Soluzione

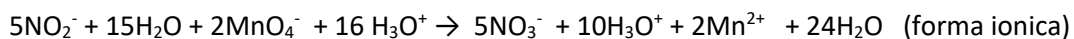
La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



$$n(\text{MgCl}_2)_{\text{ottenute}} = 0.1 \text{ mol/L} \cdot 0.50 \text{ L} = 5.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n(\text{KMnO}_4) = n(\text{MgCl}_2) = 5.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{I grammi di permanganato sono: } 5.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot 158.03 \text{ g/mol} = 7.9 \text{ g}$$

## Colligative

A 20°C, una soluzione acquosa di saccarosio ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) al 35.0% in peso ha densità pari a  $1.15 \text{ Kg L}^{-1}$ . Considerando i volumi additivi, calcolare il volume di acqua che occorre aggiungere a 50 mL di tale soluzione per ottenere una soluzione di saccarosio la cui pressione osmotica, a 20°C, sia pari a 4.8 atm.

### Soluzione:

Il saccarosio è un non elettrolita.

La pressione osmotica è:

$$\pi = c RT$$

Dal valore della pressione osmotica posso calcolare la concentrazione finale della soluzione.

$$c = \pi / (RT) = 4.8 \text{ atm} / (0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 293.15 \text{ K}) = 0.199 \text{ M}$$

Calcolo le moli di saccarosio presenti nella soluzione; sono quelle presenti nei 50 mL di soluzione iniziale.

In 50 mL di soluzione avente densità pari a  $1.15 \text{ Kg L}^{-1}$  ci sono:

$$\text{kg (soluzione)} = \rho \cdot V = 1.15 \text{ kg L}^{-1} \cdot 0.050 \text{ L} = 5.75 \cdot 10^{-2} \text{ kg che corrispondono a } 57.5 \text{ g}$$

$$\text{la massa di saccarosio presente è: } 57.5 \text{ g} \cdot (35/100) = 20.1 \text{ g}$$

Le moli di saccarosio sono:

$$n_{\text{saccarosio}} = 20.1 \text{ g} / 342.3 \text{ g mol}^{-1} = 5.88 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Poiché la concentrazione della soluzione deve essere 0.199 M, posso determinare il volume della soluzione.

$$V_{\text{soluzione}} = n/c = 5.88 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / 0.199 \text{ mol L}^{-1} = 0.295 \text{ L}$$

Il volume di acqua da aggiungere è:

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 0.295 \text{ L} - 0.05 \text{ L} = 0.245 \text{ L}$$

## pH

Il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 7.8 g di acido fluoroacetico ( $\text{CH}_2\text{FCOOH}$ ), acido debole, in 200 ml di acqua è pari a 1.45. Calcolare la  $K_a$  dell'acido fluoroacetico. Stabilire inoltre quanti grammi di fluoroacetato di sodio bisognerebbe aggiungere alla soluzione precedente per fare una soluzione tampone a  $\text{pH} = 2.6$  (si trascuri la variazione di volume della soluzione).

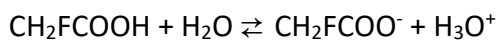
### Soluzione

$$\text{mM}(\text{CH}_2\text{FCOOH}) = 78.04 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{CH}_2\text{FCOOH}) = 7.8 \text{ g} / 78.04 \text{ g/mol} = 0.1 \text{ M}$$

$$C_a = [\text{CH}_2\text{FCOOH}] = n(\text{CH}_2\text{FCOOH}) / 0.2 \text{ l} = 0.5 \text{ M}$$

L'equilibrio di dissociazione acida si scrive:



|            |           |     |     |
|------------|-----------|-----|-----|
| Inizio     | $C_a$     | -   | -   |
| Variazione | $-x$      | $x$ | $x$ |
| Equilibrio | $C_a - x$ | $x$ | $x$ |

$$K_a = x^2 / (C_a - x)$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 3.55 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{da cui } K_a \approx 2.52 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{p}K_a = 2.6$$

Il pH della soluzione tampone è uguale al  $\text{p}K_a$ . Quindi la concentrazione degli ioni fluoroacetato sarà la stessa dell'acido.

$$C_s = C_a = 0.5 \text{ M}$$

$$n(\text{CH}_2\text{FCOONa}) = 0.5 \text{ M} \cdot 0.2 \text{ l} = 0.1 \text{ mol}$$

Per il fluoroacetato di sodio si ha

$$\text{mM}(\text{CH}_2\text{FCOONa}) = 100.02 \text{ g/mol}$$

$$w(\text{CH}_2\text{FCOONa}) = \text{mM}(\text{CH}_2\text{FCOONa}) \cdot n(\text{CH}_2\text{FCOONa}) = 10.0 \text{ g.}$$

## Equilibrio

L'idrogeno solfuro di ammonio solido si decompone per riscaldamento in ammoniaca ed acido solfidrico secondo la seguente reazione:



Un campione di 8.5 grammi di idrogeno solfuro di ammonio viene inizialmente inserito in un recipiente vuoto del volume pari a 2 litri. Determinare la pressione all'equilibrio e i grammi di idrogeno solfuro di ammonio rimasti sapendo che a 25°C la costante di equilibrio della reazione vale  $K_p = 0.11$  (pressioni misurate in atmosfere).

Se raggiunto l'equilibrio il volume del recipiente viene dimezzato come varierà la massa di idrogeno solfuro di ammonio? Giustificare la risposta.

## Soluzione

$$K_p = p(\text{NH}_3) \cdot p(\text{H}_2\text{S})$$

Data la stechiometria della reazione, il numero di moli di  $\text{NH}_3$  e  $\text{H}_2\text{S}$  è lo stesso e quindi le due pressioni parziali sono uguali:

$$p(\text{NH}_3) = p(\text{H}_2\text{S}) = p_0$$

$$p_0^2 = K_p = 0.11$$

$$\text{Da cui } p_0 = 0.332 \text{ atm}$$

$$\text{La pressione totale è } p_0 = p(\text{NH}_3) + p(\text{H}_2\text{S}) = 2 p_0 = 0.664 \text{ atm}$$

Determiniamo le moli di gas formate all'equilibrio usando l'equazione dei gas ideali:

$$n_{\text{tot}} = PV/RT = 0.664 \cdot 2 / 0.0821 \cdot 298.15 = 5.425 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Numero di moli iniziali di  $\text{NH}_4\text{HS}$ :

$$n(\text{NH}_4\text{HS})_{\text{in}} = 8.5 \text{ g} / 51.1 \text{ g/mol} = 0.166 \text{ mol}$$

Numero di moli di  $\text{NH}_4\text{HS}$  all'equilibrio:

$$n(\text{NH}_4\text{HS})_{\text{eq}} = 0.166 \text{ mol} - (5.425 \cdot 10^{-2} / 2) \text{ mol} = 0.139 \text{ mol}$$

I grammi di solido rimasti una volta raggiunto l'equilibrio sono dunque:

$$g(\text{NH}_4\text{HS})_{\text{eq}} = 0.139 \text{ mol} \cdot 51.1 \text{ g/mol} = 7.1 \text{ g}$$

La massa di  $\text{NH}_4\text{HS}$  solido aumenta diminuendo il volume.

Giustificazione:

Dimezzando il volume del recipiente, le pressioni parziali dei gas raddoppiano (poiché pressione e volume sono inversamente proporzionali a temperatura costante). L'aumento delle pressioni parziali sposta l'equilibrio verso la formazione di più solido per ridurre la pressione dei gas, poiché questa è la direzione in cui il sistema si oppone alla compressione secondo il principio di Le Châtelier.