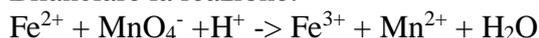


## ESERCIZI

1) Bilanciare la reazione:

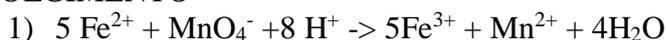


Calcolare quanti grammi di  $\text{Fe}^{2+}$  sono necessari per la riduzione di una quantità di  $\text{MnO}_4^-$  tale da contenere 0.25 g di Mn.

2) Calcolare il pH di una soluzione preparata da 0.900 L di acido acetico 0.150 M e 0.100 L di NaOH 1.00 M. ( $K_a = 1.76 \cdot 10^{-5}$ )

3) Sapendo che il prodotto di solubilità di  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  è uguale a  $1.7 \cdot 10^{-9}$ , a) calcolare la solubilità di questo sale in acqua b) calcolare la solubilità di questo sale in presenza di una concentrazione di LiCl 0.01 M

## SVOLGIMENTO



Moli di manganese = massa/ peso atomico Mn = 0.25 (g)/54.93 (g/mol) = 0.004551 mol

Moli di  $\text{Fe}^{2+}$  = 0.004551 (mol)\*5 = 0.02275 mol

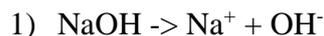
Grammi di  $\text{Fe}^{2+}$  = moli\* peso atomico Fe = 0.02275 (mol)\*55.84 (g/mol) = **1.271 g**

2)  $V_{\text{tot}} = 0.900 \text{ L} + 0.100 \text{ L} = 1 \text{ L}$

Molarità acido acetico dopo diluizione =  $(0.150(\text{mol/L}) * 0.900 \text{ L}) / 1 \text{ L} = 0.135 \text{ M}$

Molarità NaOH dopo diluizione =  $(1.00(\text{mol/L}) * 0.100 \text{ L}) / 1 \text{ L} = 0.100 \text{ M}$

## REAZIONI

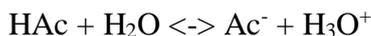


Quindi le concentrazioni del sistema dell'acido acetico dopo la reazione di neutralizzazione (ma prima dell'istaurarsi dell'equilibrio) sono:

HAc = 0.035 M

$\text{Ac}^-$  = 0.100 M

Reazione di Equilibrio legata a  $K_a$ :



Tabella

	HAc	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{Ac}^-$	$\text{H}_3\text{O}^+$
Inizio	0.035 M	/	0.100 M	0
Variatione	-x	/	+x	+x
All'equilibrio	0.035 M-x	/	0.100 M +x	+x

La x è trascurabile rispetto alle concentrazioni del tampone istauratosi, quindi:

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$1.76 \cdot 10^{-5} = \frac{(0.100 \text{ M} * x)}{(0.035 \text{ M})}$$

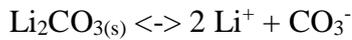
$$x = \frac{(1.76 \cdot 10^{-5} * 0.035 \text{ M})}{0.100 \text{ M}} = 6.16 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(6.16 \cdot 10^{-6} \text{ M}) = \mathbf{5.21}$$



$$K_{ps} = [\text{Li}^+]^2 [\text{CO}_3^-]$$

a) Soluzione di acqua senza ione comune



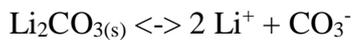
	$\text{Li}_2\text{CO}_{3(s)}$	$\text{Li}^+$	$\text{CO}_3^-$
Inizio	/	0	0
Variazione	-s	+2s	+s
All'equilibrio	-s	+2s	+s

La diminuzione della quantità del solido originario è ininfluenta, quindi:

$$1.7 \cdot 10^{-9} = (2s)^2 \cdot s$$

$$\text{Solubilità} = \sqrt[3]{1.7 \cdot \frac{10^{-9}}{4}} = \mathbf{7.51 \cdot 10^{-4} \text{ M}}$$

b) Soluzione con LiCl 0.01 M



	$\text{Li}_2\text{CO}_{3(s)}$	$\text{Li}^+$	$\text{CO}_3^-$
Inizio	/	0.01 M	0
Variazione	-s	+2s	+s
All'equilibrio	-s	0.01 M + 2s	+s

La diminuzione della quantità del solido originario è ininfluenta, quindi:

$$1.7 \cdot 10^{-9} = (2s + 0.01 \text{ M})^2 \cdot s$$

Possiamo considerare la solubilità di  $\text{Li}_2\text{CO}_3$  ininfluenta rispetto alla concentrazione di ione litio dovuta al cloruro di litio, quindi possiamo scrivere

$$\text{Solubilità} = 1.7 \cdot \frac{10^{-9}}{(0.01 \text{ M})^2} = 1.7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Quindi l'approssimazione è valida perché sono differenti di tre ordini di grandezza la solubilità e la concentrazione di ione comune

## ESERCIZI

4) Bilanciare la reazione:



Calcolare quanti grammi di  $\text{AsH}_3$  si ottengono facendo reagire 0.300 grammi di  $\text{As}_2\text{O}_3$  e 0.09 grammi di Zn in eccesso di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

5) Calcolare il pH di una soluzione preparata da 0.800 L di ammoniaca 0.270 M e 0,200 L di HCl 0,10 M. ( $K_b = 1.76 \cdot 10^{-5}$ )

6) Sapendo che il prodotto di solubilità di  $\text{HgI}_2$  è uguale a  $2,8 \cdot 10^{-29}$ , a) calcolare la solubilità di questo sale in acqua b) calcolare la solubilità di questo sale in presenza di una concentrazione di NaI 0.3 M

## SVOLGIMENTO

1)  $\text{As}_2\text{O}_3 + 6 \text{Zn} + 6 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 6 \text{ZnSO}_4 + 2 \text{AsH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$

$$\text{Moli di } \text{As}_2\text{O}_3 = \text{massa} / \text{peso atomico } \text{As}_2\text{O}_3 = 0,30 \text{ (g)} / 197.841 \text{ (g/mol)} = 1.51 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Moli di Zn} = \text{massa} / \text{peso atomico Zn} = 0,09 \text{ (g)} / 65.38 \text{ (g/mol)} = 1.38 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Lo zinco è il reagente limitante

$$\text{Moli di } \text{AsH}_3 = (1.38 \cdot 10^{-3} \text{ (mol)} / 3) = 4.6 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

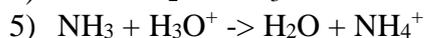
$$\text{Grammi di } \text{AsH}_3 = \text{moli} \cdot \text{peso molecolare} = 4.6 \cdot 10^{-4} \text{ (mol)} \cdot 77.95 \text{ (g/mol)} = \mathbf{3.58 \cdot 10^{-2} \text{ g}}$$

3)  $V_{\text{tot}} = 0,800 \text{ L} + 0,200 \text{ L} = 1 \text{ L}$

$$\text{Molarità ammoniaca dopo diluizione} = (0.270 \text{ (mol/L)} \cdot 0.800 \text{ L}) / 1 \text{ L} = 0.216 \text{ M}$$

$$\text{Molarità HCl dopo diluizione} = (0.10 \text{ (mol/L)} \cdot 0.200 \text{ L}) / 1 \text{ L} = 0.02 \text{ M}$$

## REAZIONI



Quindi le concentrazioni del sistema dell'ammoniaca dopo la reazione di neutralizzazione (ma prima dell'istaurarsi dell'equilibrio) sono:

$$[\text{NH}_3] = 0.196 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0.02 \text{ M}$$

Reazione di equilibrio legata a  $K_b$ :



Tabella

	$\text{NH}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_4^+$	$\text{OH}^-$
Inizio	0.196 M	/	0.02 M	0
Variazione	-x	/	+x	+x
All'equilibrio	0.196 M-x	/	0.02 M +x	+x

La x è trascurabile rispetto alle concentrazioni del tampone istauratosi, quindi:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$1.76 \cdot 10^{-5} = \frac{(0.02 \text{ M} \cdot x)}{(0.196 \text{ M})}$$

$$x = \frac{(1.76 \cdot 10^{-5} \cdot 0.196 \text{ M})}{0.02 \text{ M}} = 1.72 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

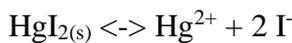
Ottenuta la concentrazione degli  $\text{OH}^-$ , possiamo trovare il pH

$$\text{pH} = 14 - \log(1.72 \cdot 10^{-4} \text{ M}) = \mathbf{10.24}$$



$$K_{ps} = [\text{Hg}^{2+}][\text{I}^-]^2$$

c) Soluzione di acqua senza ione comune



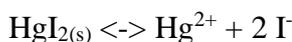
	$\text{HgI}_{2(s)}$	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{I}^-$
Inizio	/	0	0
Variazione	-s	+s	+2s
All'equilibrio	-s	+s	+2s

La diminuzione della quantità del solido originario è ininfluenta, quindi:

$$2.8 \cdot 10^{-29} = s \cdot (2s)^2$$

$$\text{Solubilità} = \sqrt[3]{\left(2.8 \cdot \frac{10^{-29}}{4}\right)} = \mathbf{1.91 \cdot 10^{-10} \text{ M}}$$

d) Soluzione con NaI 0.3 M



	$\text{HgI}_{2(s)}$	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{I}^-$
Inizio	/	0	0.3 M
Variazione	-s	+s	+2s
All'equilibrio	-s	+s	0.3 M + 2s

La diminuzione della quantità del solido originario è ininfluenta, quindi:

$$2.8 \cdot 10^{-29} = (2s + 0.3 \text{ M})^2 \cdot s$$

Possiamo considerare la solubilità di  $\text{HgI}_2$  ininfluenta rispetto alla concentrazione di ione ioduro dovuta allo ioduro di sodio, quindi possiamo scrivere

$$\text{Solubilità} = 2.8 \cdot \frac{10^{-29}}{(0.3 \text{ M})^2} = \mathbf{3.11 \cdot 10^{-28} \text{ M}}$$

Quindi l'approssimazione è valida perché sono differenti di più di tre ordini di grandezza la solubilità e la concentrazione dello ione comune

## ESERCIZI

- 7) Bilanciare la reazione:  
 $\text{BaSO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{BaS} + \text{CO}_2$   
Calcolare quanti grammi di BaS si ottengono facendo reagire 0.900 grammi di C e 1.5 grammi di BaSO<sub>4</sub>.
- 8) Calcolare il pH di una soluzione preparata da 0.980 L di ammoniaca 0.270 M e 0,020 L di HCl 4,00 M. ( $K_b = 1.76 \cdot 10^{-5}$ )
- 9) Sapendo che il prodotto di solubilità di Cd(OH)<sub>2</sub> è uguale a  $5.3 \cdot 10^{-15}$ , a) calcolare la solubilità di questo sale in acqua b) calcolare la solubilità di questo sale in presenza di una concentrazione di NaOH  $1 \cdot 10^{-3}$  M

## SVOLGIMENTO



$$\text{Moli di BaSO}_4 = \text{massa} / \text{peso atomico BaSO}_4 = 1.5 \text{ (g)} / 233.38 \text{ (g/mol)} = 6.4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Moli di C} = \text{massa} / \text{peso atomico C} = 0,900 \text{ (g)} / 12.011 \text{ (g/mol)} = 0.0749 \text{ mol}$$

Lo solfato di bario è il reagente limitante

$$\text{Moli di BaS} = (6.4 \cdot 10^{-3} \text{ (mol)} / 1) \cdot 1 = 6.4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

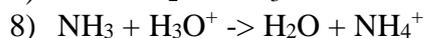
$$\text{Grammi di BaS} = \text{moli} \cdot \text{peso molecolare BaS} = 6.4 \cdot 10^{-3} \text{ (mol)} \cdot 169.39 \text{ (g/mol)} = \mathbf{1.1 \text{ g}}$$



$$\text{Molarità ammoniaca dopo diluizione} = (0.270 \text{ (mol/L)} \cdot 0.980 \text{ L}) / 1\text{L} = 0.264 \text{ M}$$

$$\text{Molarità HCl dopo diluizione} = (4.00 \text{ (mol/L)} \cdot 0.020 \text{ L}) / 1\text{L} = 0.08 \text{ M}$$

## REAZIONI



Quindi le concentrazioni del sistema dell'ammoniaca dopo la reazione di neutralizzazione (ma prima dell'istaurarsi dell'equilibrio) sono:

$$[\text{NH}_3] = 0.184 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0.08 \text{ M}$$

Reazione di equilibrio legata a  $K_b$ :



Tabella

	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	OH <sup>-</sup>
Inizio	0.184 M	/	0.08 M	0
Variazione	-x	/	+x	+x
All'equilibrio	0.184 M-x	/	0.08 M +x	+x

La x è trascurabile rispetto alle concentrazioni del tampone istauratosi, quindi:

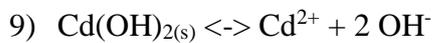
$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$1.76 \cdot 10^{-5} = \frac{(0.08 \text{ M} \cdot x)}{(0.184 \text{ M})}$$

$$x = \frac{(1.76 \cdot 10^{-5} \cdot 0.184 \text{ M})}{0.02 \text{ M}} = 4.048 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

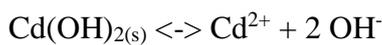
Ottenuta la concentrazione degli  $\text{OH}^-$ , possiamo trovare il pH

$$\text{pH} = 14 - \log(4.048 \cdot 10^{-5} \text{ M}) = \mathbf{9.61}$$



$$K_{ps} = [\text{Cd}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

e) Soluzione di acqua senza ione comune



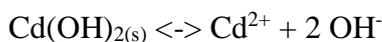
	$\text{Cd}(\text{OH})_{2(s)}$	$\text{Cd}^{2+}$	$\text{OH}^-$
Inizio	/	0	0
Variazione	-s	+s	+2s
All'equilibrio	-s	+s	+2s

La diminuzione della quantità del solido originario è ininfluenza, quindi:

$$5.3 \cdot 10^{-15} = s \cdot (2s)^2$$

$$\text{Solubilità} = \sqrt[3]{\left(5.3 \cdot \frac{10^{-15}}{4}\right)} = \mathbf{1.1 \cdot 10^{-5} \text{ M}}$$

f) Soluzione con  $\text{NaOH } 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$



	$\text{Cd}(\text{OH})_{2(s)}$	$\text{Cd}^{2+}$	$\text{OH}^-$
Inizio	/	0	$1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
Variazione	-s	+s	+2s
All'equilibrio	-s	+s	$1 \cdot 10^{-3} \text{ M} + 2s$

La diminuzione della quantità del solido originario è ininfluenza, quindi:

$$5.3 \cdot 10^{-15} = (2s + 1 \cdot 10^{-3} \text{ M})^2 \cdot s$$

Possiamo considerare la solubilità di  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  ininfluenza rispetto alla concentrazione di ione ioduro dovuta allo ioduro di sodio, quindi possiamo scrivere

$$\text{Solubilità} = 5.3 \cdot \frac{10^{-15}}{(1 \cdot 10^{-3} \text{ M})^2} = \mathbf{5.3 \cdot 10^{-9} \text{ M}}$$

Quindi l'approssimazione è valida perché sono differenti di più di tre ordini di grandezza la solubilità e la concentrazione dello ione comune