Esercizi effetto ione comune

1) Esercizio 1

A una data temperatura la solubilità in acqua di CaF_2 è pari a 2,3 * 10^-4 mol/L. Determinare la sua solubilità in:

a) Una soluzione 0,010 M di $Ca(NO_3)_2$
b) Una soluzione contenente 0,581 g/l di KF

Passo 1: Calcolo del prodotto di solubilità (Kps)

Costruiamo la tabella ICE (Inizio, Cambiamento, Equilibrio) per la dissociazione in acqua pura, ponendo 's' come solubilità molare. È il primo passo da fare, perché la solubilità in acqua pura ci servirà anche nelle equazioni dei quesiti a) e b) :

Fase (ICE)	CaF_2 (s)	Ca^{2+} (aq)	$2F^-$ (aq)
Inizio (I)	-	0	0
Variazione (C)	-	+s	+2s
Equilibrio (E)	-	s	2s

Dalla tabella otteniamo:

$$Kps = [Ca^{2+}][F^-]^2 = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

Sostituendo il valore di s (2,3 * 10^-4 mol/L):

$$Kps = 4 * (2,3 * 10^{-4})^3 = 4,8668 * 10^{-11}$$

Passo 2: Soluzione punto a) - Solubilità in 0,010 M di $Ca(NO_3)_2$

Il $Ca(NO_3)_2$ è un sale solubile che si dissocia completamente (elettrolita forte), fornendo una concentrazione iniziale di $[Ca^{2+}] = 0,010$ M (effetto ione a comune). Chiamiamo s' la nuova solubilità:

Fase (ICE)	CaF2 (s)	Ca^{2+} (aq)	$2F^-$ (aq)
Inizio (I)	-	0,010	0
Variazione (C)	-	+s'	+2s'
Equilibrio (E)	-	0,010 + s'	2s'

Sostituiamo i valori all'equilibrio nell'espressione del Kps:

$$Kps = [Ca^{2+}][F^-]^2$$

$$4,8668 * 10^{-11} = (0,010 + s') * (2s')^2$$

Poiché s' è molto piccolo rispetto a 0,010, approssimiamo $(0,010 + s') \approx 0,010$, cioè stiamo assumendo che non commetteremmo un errore troppo grande se trascurassimo la concentrazione s' (s' non modifica le cifre significative del valore 0,010):

$$4,8668 * 10^{-11} \approx 0,010 * 4(s')^2$$

$$4(s')^2 = 4,8668 * 10^{-9}$$

$$(s')^2 = 1,2167 * 10^{-9} \implies s' = \sqrt{1,2167 * 10^{-9}} = 3,49 * 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Passo 3: Soluzione punto b) - Solubilità in 0,581 g/L di KF

Calcoliamo la molarità della soluzione di KF (Massa molare KF = 39,10 + 19,00 = 58,10 g/mol):

$$[KF] = 0{,}581 \text{ g/L} / 58{,}10 \text{ g/mol} = 0{,}010 \text{ M}$$

Il KF si dissocia completamente fornendo una concentrazione iniziale di $[F^-] = 0{,}010$ M. Chiamiamo s'' la nuova solubilità:

Fase (ICE)	CaF2 (s)	Ca^{2+} (aq)	$2F^-$ (aq)
Inizio (I)	-	0	0,010
Variazione (C)	-	+s''	+2s''
Equilibrio (E)	-	s''	0,010 + 2s''

Sostituiamo i valori all'equilibrio nell'espressione del Kps:

$$Kps = [Ca^{2+}][F^-]^2$$

$$4{,}8668 * 10\text{^-}11 = (s'') * (0{,}010 + 2s'')^2$$

Approssimando (0,010 + 2s'') ≈ 0,010 (poiché 2s'' è trascurabile rispetto a 0,010):

$$4{,}8668 * 10\text{^-}11 \approx s'' * (0{,}010)^2$$

$$4{,}8668 * 10\text{^-}11 \approx s'' * 10\text{^-}4$$

$$s'' = (4{,}8668 * 10\text{^-}11) / 10\text{^-}4 = 4{,}87 * 10\text{^-}7 \text{ mol/L}$$

2) Esercizio 2

A una data temperatura, la solubilità in acqua di Ag_2CrO_4 è pari a 6,5 * 10^-5 mol/L. Determinare la sua solubilità in:

a) una soluzione 0,050 M di $AgNO_3$
b) una soluzione 0,020 M di K_2CrO_4.

Passo 1: Calcolo del prodotto di solubilità (Kps)

L'equilibrio è: Ag_2CrO_4 (s) ⇌ 2Ag⁺(aq) + CrO_4^{2-}(aq)

Fase (ICE)	Ag_2CrO_4 (s)	2Ag⁺ (aq)	CrO_4^{2-} (aq)
Inizio (I)	-	0	0
Variazione (C)	-	+2s	+s
Equilibrio (E)	-	2s	s

$$Kps = [Ag^+]^2[CrO4^{2-}] = (2s)^2(s) = 4s^3$$

Kps = 4 * (6,5 * 10^-5)³ = 4 * (2,746 * 10^-13) = 1,10 * 10^-12

Passo 2: Soluzione punto a) - Soluzione 0,050 M di AgNO3

L'AgNO3 è un sale solubile e fornisce una concentrazione di [Ag⁺] iniziale = 0,050 M. Chiamiamo s' la nuova solubilità:

Fase (ICE)	Ag_2CrO_4 (s)	2Ag⁺ (aq)	$CrO4^{2-}$ (aq)
Inizio (I)	-	0,050	0
Variazione (C)	-	+2s'	+s'
Equilibrio (E)	-	0,050 + 2s'	s'

$$Kps = [Ag^+]^2[CrO4^{2-}]$$

1,10 * 10^-12 = (0,050 + 2s')² * (s')

Poiché s' è molto piccolo, approssimiamo (0,050 + 2s') ≈ 0,050:

$$1,10 * 10^{-12} \approx (0,050)^2 * s'$$

$$1,10 * 10^{-12} \approx 0,0025 * s'$$

$$s' = (1,10 * 10^{-12}) / 0,0025 = 4,4 * 10^{-10} \text{ mol/L}$$

Passo 3: Soluzione punto b) - Soluzione 0,020 M di K_2CrO_4

Il K2CrO4 fornisce una concentrazione di $[CrO_4^{2-}]$ iniziale = 0,020 M. Chiamiamo s'' la nuova solubilità:

Fase (ICE)	Ag_2CrO_4 (s)	$2Ag^+$ (aq)	CrO_4^{2-} (aq)
Inizio (I)	-	0	0,020
Variazione (C)	-	+2s''	+s''
Equilibrio (E)	-	2s''	0,020 + s''

$$Kps = [Ag^+]^2[CrO_4^{2-}]$$

$$1,10 * 10^{-12} = (2s'')^2 * (0,020 + s'')$$

Approssimiamo (0,020 + s'') ≈ 0,020:

$$1,10 * 10^{-12} \approx 4(s'')^2 * 0,020$$

$$1,10 * 10^{-12} \approx 0,080 * (s'')^2$$

$$(s'')^2 = (1,10 * 10^{-12}) / 0,080 = 1,375 * 10^{-11}$$

$$s'' = \sqrt{(1,375 * 10^{-11})} = 3,71 * 10^{-6} \text{ mol/L}$$

3) Esercizio

A una data temperatura, la solubilità in acqua di BiI_3 è pari a 1,3 * 10^-5 mol/L. Determinare la sua solubilità in:

a) una soluzione 0,010 M di $Bi(NO_3)_3$
b) una soluzione 0,050 M di KI.

Passo 1: Calcolo del Prodotto di Solubilità (Kps)

L'equilibrio è: $Bi(NO_3)_3$ (s) ⇌ Bi^{3+}(aq) + $3I^-$(aq)

Fase (ICE)	BiI_3 (s)	Bi^{3+} (aq)	$3I^-$ (aq)
Inizio (I)	-	0	0
Variazione (C)	-	+s	+3s
Equilibrio (E)	-	s	3s

$$Kps = [Bi^{3+}][I^-]^3 = (s)(3s)^3 = 27s^4$$

$$Kps = 27 * (1,3 * 10^{-5})^4 = 27 * (2,856 * 10^{-20}) = 7,71 * 10^{-19}$$

Passo 2: Soluzione punto a) - Soluzione 0,010 M di $Bi(NO_3)_3$

Il $Bi(NO_3)_3$ fornisce una concentrazione di $[Bi^{3+}]$ iniziale = 0,010 M. Chiamiamo s' la nuova solubilità:

Fase (ICE)	BiI_3 (s)	Bi^{3+} (aq)	$3I^-$ (aq)
Inizio (I)	-	0,010	0
Variazione (C)	-	+s'	+3s'
Equilibrio (E)	-	0,010 + s'	3s'

$$Kps = [Bi^{3+}][I^-]^3$$

$$7,71 * 10^{-19} = (0,010 + s') * (3s')^3$$

Approssimiamo $(0,010 + s') \approx 0,010$:

$$7,71 * 10^{-19} \approx 0,010 * 27(s')^3$$

$$7,71 * 10^{-19} \approx 0,27 * (s')^3$$

$$(s')^3 = (7,71 * 10^{-19}) / 0,27 = 2,856 * 10^{-18}$$

$$s' = \sqrt[3]{(2,856 * 10^{-18})} = 1,42 * 10^{-6} \text{ mol/L}$$

Passo 3: Soluzione punto b) - Soluzione 0,050 M di KI

Il KI fornisce una concentrazione di $[I^-]$ iniziale = 0,050 M. Chiamiamo s'' la nuova solubilità:

Fase (ICE)	BiI_3 (s)	Bi^{3+} (aq)	$3I^-$ (aq)
Inizio (I)	-	0	0,050
Variazione (C)	-	+s''	+3s''
Equilibrio (E)	-	s''	0,050 + 3s''

$$Kps = [Bi^{3+}][I^-]^3$$

$$7,71 * 10^{-19} = (s'') * (0,050 + 3s'')^3$$

Approssimiamo $(0,050 + 3s'') \approx 0,050$:

$$7,71 * 10^{-19} \approx s'' * (0,050)^3$$

$$7,71 * 10^{-19} \approx s'' * 0,000125$$

$$s'' = (7,71 * 10^{-19}) / 0,000125 = 6,17 * 10^{-15} \text{ mol/L}$$