***Solubilità –***

1. La solubilità di NH4NO3 a 50 °C è di 60 g in 100 ml di H2O. A 50 °C una soluzione acquosa satura di NH4NO3 contiene 50 g di corpo di fondo. Se si aggiungono, alla stessa temperatura, 50 ml di H2O, la massa del corpo di fondo risulta:

A) 10 g B) 20 g C) 30 g D) 40 g

1. In 75,00 ml di H2O si sciolgono 19,50 g di CuSO4 ottenendo una soluzione satura. La soluzione viene riscaldata a 80 °C. Calcolare la massa di sale da aggiungere per riottenere una soluzione satura sapendo che la solubilità del sale ad 80 °C è di 55,00 g in 100 ml di H2O.

A) 50.00 g B) 41.25 g C) 30.25 g D) 21.75 g

1. Calcolare la concentrazione dello ione Ag+ in una soluzione satura di Ag2CrO4  (KpsAg2CrO4 = 9.0∙10-12 ) sarà:

A) 2.6∙10-4 mol/L B) 3.0∙10-6  mol/L C) 2.1∙10-4 mol/L D) 2.3∙10-5  mol/L

1. In una soluzione satura di Ba3(PO4)2 la concentrazione dello ione bario è di 1.96∙10-6 mol/l. Calcolare la concentrazione dello ione fosfato e il Kps del sale

A) 3.1∙10-27 mol/L B) 1.3∙10-29  mol/L C) 2.1∙10-31 mol/L D) 2.3∙10-28  mol/L

1. Indicare il composto più solubile tra quelli riportati.

A) AgCl B) AgSCN C) Ag2CrO4 D) Ag2S

1. Una certa quantità di cloruro di argento solido è in equilibrio con una sua soluzione satura a 25 °C, secondo l’equazione: AgCl(s) => Ag+(aq) + Cl-(aq) Kps = l,8∙ 10-10 Cosa accade se aggiungiamo alla soluzione NaCl sino ad avere una concentrazione 1 M?

A) anche la concentrazione di Ag+ sarà 1M B) parte dell’AgCl si scioglierà per mandare altro Ag+ in soluzione

C) l’equilibrio non sarà influenzato D) la concentrazione di Ag+ diminuirà notevolmente

1. Calcolare la solubilità dei due sali: AgCl e PbCl2 quando sono presenti contemporaneamente in soluzione.

Le costanti di solubilità : AgCl(s):1,8∙10-10 ; PbCl2(s): 1,7∙10-5

A)3.3∙10-9M B) 1,0∙10-5 M C) 3,1∙10-7 M D) 1,0∙10-4 M

1. Sapendo che in una soluzione satura di H2S a 25 °C, [H2S] è 1,00·10−1 mol L−1, indicare la *concentrazione* (solubilità) di FeS in tale soluzione se il pH è tamponato a 2,00. Assumi Ka1 (H2S) = 9,00·10−8 e K dissoluzione di FeS = 5,00·10−19 alla stessa T; K è riferita alla reazione:  FeS + H2O ⇄ Fe2+ + OH− + HS−

A) 2,32·10−5 M B) 4,12·10−2 M C) 1,04·10−8 M D) 6,00·10−1 M

1. Calcolare la solubilità del sale AgCN a pH 8 . (Il KpS di AgCN(s) è 1,2∙10-16 ; la Ka di HCN è 7.24∙10-10 )

A)1.1∙10-8 M B) 1,0∙10-6 M C) 4,1∙10-7 M D) 1,0∙10-9 M

1. Una soluzione satura di un idrossido con formula M(OH)Y (con una costante di solubilità Kps=3,3∙10-25) presenta un pH uguale a 8,0. Determinare il valore di Y nella formula.

A) 4 B) 1 C) 2 D) 3

1. Se la concentrazione dello ione Fe3+ in una soluzione satura di Fe(OH)3 è di 1.55∙10-4 mol/L lo concentrazione dello ione OH- sarà:

A) 6.20∙10-4 mol/L B) 4.65∙10-4 mol/L C) 1.55∙10-4 mol/L D) 3.10∙10-4 mol/L

1. Quale delle seguenti operazioni non fa variare le concentrazioni di Ag+ e di Cl-  in una soluzione satura di AgCl?

A) aggiunta di AgCl(s) B) aggiunta di NaCl(s) C) aggiunta di AgNO3(s) D) riscaldamento della soluzione

1. Indicare i valori più vicini alla solubilità di Ag2CrO4 a 25 °C in acqua e in soluzione acquosa di K2CrO4 5.0∙10-3 M.

A) 2.1∙10-3 M e 2.2∙10-4 M B) 1.0∙10-4 M e 1.5∙10-2 M C) 1.8∙10-4 M e 3.1∙10-3 M D) 1.3∙10-4 M e 4.2∙10-5 M

1. Un composto di formula MAX ha una solubilità di 1,0 10-5 M. Sapendo che la sua costante di solubilità è

2,7 10-19 determinare, per tentativi, la formula del composto.

A) MA B) MA2 C) MA3 D) MA4

1. Il pH di una soluzione acquosa satura dell’acetato di un metallo, MAc, è 8.0. Determinare la solubilità del

sale MAc in acqua (si consideri solo la reazione dello ione Ac- in acqua,trascurando tutti gli altri equilibri acido-base).

A) 6.1∙10-6 M B) 1.8∙10-3 M C) 4.2∙10-7 M D) 8.7∙10-5 M

1. Indicare il composto più solubile tra i solidi seguenti

A) SrSO4 (Kps = 2.8∙10-7) B ) CaSO4∙H2O (Kps = 2.4∙10-5) C) Ag2SO4 (Kps = 1.7∙10-5) D) PbSO4 (Kps = 1.8∙10-8)

1. Una soluzione contiene AgCl (Ks=1,77∙10‒10), TlCl (Ks=1,0∙10‒4) e Hg2Cl2 (Ks=1,45∙10‒18) ed è satura rispetto a tutti e tre i cloruri. La concentrazione dello ione Hg22+ risulta essere:

A) 1,45∙10 ‒10 Mb B) 1.45∙10‒18 M C) 1,45∙10‒14 M D) 1,45∙10‒16 M

1. Quale delle soluzioni indicate ha la concentrazione di Ag+ maggiore?

A) soluz. satura di AgCl B) soluz. satura di Ag2SO4 C) soluz. 0.015 M di AgNO3 D) soluz. satura di AgCN

1. Una soluzione satura di BiI3(S) contiene 589,7 mg di sale in1 L di acqua. Calcolare il Kps di BiI3.

A) 4,76∙10-10  B) 6.35∙10-8 C) 8,21∙10-9 D) 2,70∙10-11

1. La concentrazione dello ione I- in una soluzione satura di PbI2 è 2.6∙10-3 mol/L quindi il suo Kps sarà:

A) 6.6∙10-6 B) 1.8∙10-8 C) 7.0∙10-8  D) 8.8∙10-9

1. Calcolare il prodotto di solubilità di Bi2S3 sapendo che a 25°C la sua solubilità è uguale a 10-15 M. (Si consideri solo l’equilibrio di solubilità, trascurando tutti gli equilibri acido-base)

A) 8.4∙10-70 B) 1.1∙10-73 C) 5.2∙10-33 D) 9.6∙10-55

1. Indicare la concentrazione molare degli ioni IO4- presenti in una soluzione acquosa satura di Ce(IO4)4 (Kps = 4,6∙10-17):

A) 1,7∙10-4M B) 6,6∙10-6 M C) 7,1∙10-4M D) 1,7∙10-3M

1. Il prodotto di solubilità di Mg(OH)2 è 1,2∙10-11, perciò il pOH di una sua soluzione acquosa satura è:

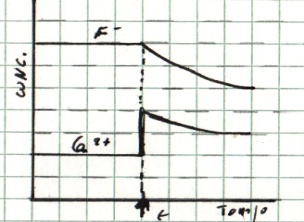
A) 3,54 B) 10,46 C) 5,23 D) 7,08

1. Se in un recipiente contenente H2O (10 L) si scioglie BaSO4 (10-3 mol; Mr = 233; Kps = 1,3∙10-10 alla T di lavoro) rimane indisciolta una massa di sale pari a:

A) 0,0021 g B) 0,021 g C) 0,21 g D) 0,42 g

1. Calcolare quale concentrazione deve avere una soluzione di Na2SO4 perché in essa la solubilità di BaSO4 si riduca di 10 volte, sapendo che Kps(BaSO4) = 1.0∙10-10.

A) 1.0 ∙10-4  B) 1.0 ∙10-3  C) 1.0 ∙10-5 D) 1.0 ∙10-6

1. ****** Calcolare il rapporto [Cl-] / [Br-] in una soluzione ottenuta mescolando nell’ordine volumi uguali di una soluzione 0.1 M di NaCl e una soluzione 0.1 M di KBr e una soluzione 0.2 M di AgNO3

A) 123 B) 375 C) 545 D) 766

1. Una soluzione satura di CaF2 viene aggiunto un solido al tempo t. In base alla variazione delle concentrazioni in soluzione riportate nel grafico individuare il solido aggiunto

A) NaF B) CaCl2 C) NaCl D) KNO3

1. Sono stati presi i seguenti dati per l'aggiunta di fluoruro di bario solido a una quantità di acqua sufficiente per ottenere 100,0 mL di soluzione. Qual è il Ksp del BaF2

Massa solido aggiunto in g Massa solido sciolto in g Massa solido non sciolto in g

1 0.100 0.100 0

2 0.200 0.200 0

3 0.300 0.300 0

4 0.400 0.319 0.081

A) 1.30•10–1 B) 3.25•10–2 C) 2.41•10-5 D) 6.03•10–6

***Precipitazione***

1. Si preparano quattro diverse soluzioni acquose nel seguente modo, indicare in quali si forma un precipitato:

**I.** 1 L di NaCl 0,1 M + 1 L di KNO3 0,1 M **II.** 1 L di MgCl2 0,1 M + 1 L di AgNO3 0,1 M

**III.** 1 L di KCl 0,1 M + 1 L di Pb(NO3)2 0,1 M **IV**. 1 L di BaCl2 0,1 M + 1 L di Na2SO4 0,1M

A) nella I e III B) nella III e IV C) nella II, III e IV D) solo nella II

1. Quali delle seguenti possibilità si verifica se si mescolano volumi uguali di una soluzione acquosa 0.020 M di BaBr2 e di una soluzione acquosa 0.050 M AgF.

A) Precipita AgCl B) Precipita BaF2 C) Precipitano sia AgCl che BaF2 D) Non si forma nessun solido

1. A che pH si avrà la precipitazione del Fe(OH)3  in una soluzione cloruro ferrico 3∙10-3 mol/L? (KpsFe(OH)3 = 6.3∙10-38)

A) 9.0 B) 7.0 C) 4.5 D) 2.4

1. Quale sarà la concentrazione del reattivo in eccesso se a 100,0 ml di una soluzione di K2CrO4 7.2∙10-3 M si aggiungo 100 ml di una soluzione AgNO3 8.2∙10-3 M ? (KpsAg2CrO4 = 9.0∙10-12 )

A) 1.0∙10-4 M B) 5.0∙10-4 M C) 8.6∙10-3 M D) 1.6∙10-3 M

1. Calcolare la concentrazione di ioni Pb2+(aq) in una soluzione ottenuta mescolando volumi uguali di una soluzione di NaCl 0,002M e di una soluzione contenente ioni Ag+(aq) e Pb2+(aq) , entrambi in concentrazione 0,002 M Le costanti di solubilità : AgCl :1,8∙10-10  ; PbCl2: 1,7∙10-5

A) 2,4∙10-5M B) 1,0 ∙10-3M C) 3,1 ∙10-4M D) 1,0∙10-4M

1. Una soluzione contenente lo ione Pb2+ in concentrazione 0,0010 M; lo ione Mn2+ in concentrazione 0,50 M e lo ione Mg in concentrazione 0,050 M viene alcalinizzata gradualmente per aggiunta di NaOH(s). Indicare l'ordine di precipitazione dei metalli sotto forma di idrossidi.

A) Pb, Mg, Mn B) Mg, Pb, Mn C) Pb, Mn, Mg D) Mn, Pb, Mg

1. Ad una soluzione acquosa 0,010 M in Na2Cr04 e 0,020 M in NaCl si aggiunge lentamente AgN03(aq). Si verificano le seguenti reazioni: **Cl-(aq) + Ag+(aq) → AgCl(s)** ; **Cr042-(aq) + 2Ag+(aq) → Ag2Cr04(s)**Calcolare la concentrazione di Cl- quando inizia la precipitazione di Ag2Cr04(s).

A) 2,9∙10-7M B) 2,7∙10-5M C) 6,0∙10-6M D) 4,2∙10-8M

1. Ad 1,00 L di soluzione contenente MgCl2 e FeCl3, entrambi in concentrazione 0,025 M, viene aggiunta goccia a goccia una soluzione di NaOH 0,010 M. Calcolare la concentrazione di Fe3+ in soluzione quando inizia la precipitazione di Mg(OH)2(s)

A) 7,5 ∙10-20 M B) 2.3∙10-24 M C) 4,3 ∙10-16 M D) 9,3 ∙10-18 M

1. Quale delle seguenti possibilità si verifica se si mescolano volumi uguali di una soluzione acquosa 0.020 M di Ba Br2 e una soluzione acquosa 0.050 M di AgF

A) precipita AgBr B) precipita BaF2 C) precipitano AgBr e BaF2 D) non si forma solido

1. Si aggiunge gradualmente Na2CO3(s) a 50,0 mL di una soluzione 1,50∙10‒3 M per Ba2+ e 1,00∙10‒2 M per Ca2+ (Ks BaCO3=2,0∙10‒9; Ks CaCO3= 4,8∙10‒9). Quando inizia a precipitare il secondo catione, in soluzione del primo catione precipitato rimane il:

A) 64% B) 44% C) 37% D) 56%

1. Aggiungendo una soluzione contenente ioni Ag+ , 0,05 M, Pb2+ 0,05 M e Ca2+ 0,05 M ad una soluzione 0,10 M di Na2SO4 , stabilire l’ordine di precipitazione dei cationi. Le costanti di solubilità:

Ag2SO4 = 1,7 10-5 ; PbSO4 = 1,8 10-8 ; CaSO4.2H2O = 2,4 10-5

A) Ag+, Pb2+, Ca2+ B) Ca2+, Pb2+, Ag+ C) Pb2+, Ag+, Ca2+ D) Pb2+, Ca2+, Ag+

1. A quattro contenitori aventi 1L di soluzione di NaOH 1∙10-4 M ciascuna vengono aggiunti i seguente sali:

1) 1∙10-4 mol di SnCl4 2) 1∙10-4 mol di MgCl2 3) 1∙10-4 mol di Cr(NO3)3 4) 1∙10-4 mol di AgNO3 Indicare in quali si forma un precipitato: (KpsSn(OH)4 = 1.0∙10-57 ; KpsMg(OH)2 = 1.5∙10-11; KpsCr(OH)3 = 6.7∙10-45 ; KpsAg(OH)= 2.0∙10-8

A) nella 1° e 3° B) nella 3° e 4° C) nella 2°, 3° e 4° D) nella 1° e 2°

1. A tre soluzioni 0,050 M di un catione X, si aggiungono rispettivamente delle soluzioni di CO32-, S2- e I-  tutte 0.05 M ottenendo un precipitato ad ogni aggiunta. Indicare il catione presente nella soluzione iniziale usando i valori riportati nella tabella delle costanti di solubilità.

A) Ag+  B) Fe2+  C) Ba2+ D) Ca2+

1. Nella tabella i becher contengono volumi uguali di una stessa soluzione. Aggiungendo le due soluzioni indicate si ottengono gli effetti riportati in tabella. Consultando la tabella delle costanti di solubilità indicare che cosa c’è nella soluzione.

reattivo Ag+ 0.05M Sr2+ 0.05M

becher precipitato nessuno risultato

A) [OH-] 0.05 M B) [NO3-] 0.05 M C) [PO4-] 0.05 M D) [F-] 0.05 M

1. Nella tabella i becher contengono volumi uguali di una stessa soluzione. Aggiungendo le due soluzioni indicate si ottengono gli effetti riportati in tabella. Consultando la tabella delle costanti di solubilità indicare che cosa c’è nella soluzione.

reattivo CO32- 0.05M S2- 0.05M I- 0.05 M

becher precipitato precipitato precipitato

A) Ag+ B) Fe2+ C) Ba2+ D) Ca2+

1. Una soluzione incognita contenente un catione è posta in quattro becher. Si effettuano le aggiunte indicate in tabella. Considerando la tabella delle costanti di solubilità, indicare il catione presente nella soluzione.

reattivo CO32- S2-  SO42- NO3-

becher precipitato precipitato nulla nulla

A) Ca2+ B) Zn2+ C) Ba2+ D) Sr2+

1. Ad una soluzione incognita, posta in quattro becher, si aggiungono le seguenti soluzioni:



Indicare il catione presente nella soluzione incognita.

A) Ag+

B) Fe3+

C) Ba2+

D) Cd2+

1. Una soluzione acquosa di uno ione incognito X è trattata con basi e si osservano i fenomeni

riportati in tabella.

***Reattivo Risultati***

*Limitata quantità di reattivo Eccesso direattivo*

NaOH(*aq*) Precipitato verde Precipitato verde

NH3(*aq*) Precipitato verde Soluzione blu

Indicare lo ione incognito X.

A) Zn2+ B) Ni2+ C) Al3+ D) Cr3+