Révision : solubilité Corrigé

1. a. $K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2$

   b. $K_{ps} = [Cu^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$

2. $AgI_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$

   $x \quad x \quad x$

   $K_{ps} = [Ag^+][I^-]$

   $8,32 \times 10^{-17} = x^2$

   $\boxed{9,12 \times 10^{-9}\ mol/L = x = [Ag^+]}$

3. $Ag_2CO_{3(s)} \rightleftharpoons 2Ag^+_{(aq)} + CO_3^{2-}{}_{(aq)}$

   $2x \quad x$

   $2,53 \times 10^{-4}M \quad 1,265 \times 10^{-4}M$

   $K_{ps} = [Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$

   $K_{ps} = (2,53 \times 10^{-4})^2(1,265 \times 10^{-4})$

   $\boxed{K_{ps} = 8,10 \times 10^{-12}}$

4. $Cu(OH)_{2(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$

   $x \quad 2x$

   $K_{ps} = [Cu^{2+}][OH^-]^2$

   $2,19 \times 10^{-20} = x(2x)^2$

   $2,19 \times 10^{-20} = 4x^3$

   $x = 1,76 \times 10^{-7}\ mol/L$

   $\boxed{[Cu^{2+}] = 1,76 \times 10^{-7}\ mol/L}$

   $\boxed{[OH^-] = 3,52 \times 10^{-7}\ mol/L}$

5. $PbI_{2(s)} \rightleftharpoons Pb^{2+}_{(aq)} + 2I^-_{(aq)}$

   $1,21 \times 10^{-3}M \quad 2,42 \times 10^{-3}M$

   $K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2$

   $K_{ps} = (1,21 \times 10^{-3})(2,42 \times 10^{-3})^2$

   $\boxed{K_{ps} = 7,09 \times 10^{-9}}$

6. $AgBr_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$

   $\frac{0,05mol}{0,5L} = 0,1\ mol/L$ de NaBr

   I: $0 \quad 0,1\ mol/L$

   V: $+x \quad +x$

   E: $x \quad x + 0,1 \therefore 0,1$

   $\frac{0,1}{K_{ps}} = \frac{0,1}{5,35 \times 10^{-13}} > 500$: On peut éliminer le x

   $K_{ps} = [Ag^+][Br^-]$

   $5,35 \times 10^{-13} = x(0,1)$

   $\boxed{5,35 \times 10^{-12} = x = [Ag^+]}$

Note : À l'équilibre, sans l'ajout du NaBr, la concentration de Ag^+ serait de $7,31 \times 10^{-7}\ mol/L$ tel que prédit par le principe de Le Châtelier

7. $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

I:	0	0,4 mol/L
V:	+x	+x
E:	x	x + 0,4

$\frac{0,4}{K_{ps}} = \frac{0,4}{5,35 \times 10^{-13}} > 500$

$\therefore$ On peut éliminer le x

$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-]$

$1,77 \times 10^{-10} = x(0,4)$

$\boxed{x = 4,43 \times 10^{-10}\ mol/L}$ (au lieu de $7,31 \times 10^{-7}$ mol/L s'il n'y avait pas de Cl

8. $FeCl_3 \rightarrow NaCl$: soluble

$NaOH \rightarrow Fe(OH)_3$: peu soluble

$[Fe^{3+}]$: $C_2 = \frac{0,1M \cdot 250mL}{(250mL + 250mL)} = 0,05M$

$[OH^-]$: $C_2 = \frac{0,01M \cdot 250mL}{(250mL + 250mL)} = 0,005M$

$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{3+} + 3OH^-$

$0,05M \quad 0,005M$

$Q_{ps} = [Fe^{3+}][OH^-]^3$

$= 0,05 \cdot 0,005^3 = 6,25 \times 10^{-9} > 2,79 \times 10^{-39}$

$> K_{ps}$ $Fe(OH)_3$

Il y aura un précipité.

9. K_{ps} du $Li_2CO_3 = 3,14 \times 10^{-2}$

$[Li^+] = 0,05M$

$[CO_3^{2-}] = 0,05M$

$Q_{ps} = 2,5 \times 10^{-3}\ mol/L < 3,14 \times 10^{-2}$

Il n'y aura pas de précipité

10. $[Ca^{2+}]$: $C_2 = \frac{0,02M \cdot 150mL}{(150mL + 200mL)} = 8,571429 \times 10^{-3}M$

$[SO_4^{2-}]$: $C_2 = \frac{0,0004M \cdot 200mL}{(150mL + 200mL)} = 2,28571 \times 10^{-4}M$

$CaSO_4 \rightleftharpoons Ca^{+2} + SO_4^{-2}$

$Q_{ps} = [Ca^{+2}][SO_4^{-2}]$

$= (8,57 \times 10^{-3})(2,28 \times 10^{-4}) = 1,96 \times 10^{-6} < 4,93 \times 10^{-5}$

$<$ K_{ps} de $CaSO_4$

Pas de précipité

11. $[Pb^{2+}]$: $C_2 = \frac{(2,0\times10^{-6}\,M)(100mL)}{(100mL + 250mL)} = 5,714285714\times10^{-7}\,M$

$[CrO_4^{2-}]$: $C_2 = \frac{(4,0\times10^{-10}\,M)(250mL)}{(100mL + 250mL)} = 2,857142857\times10^{-10}\,M$

$PbCrO_4 \rightleftharpoons Pb^{2+} + CrO_4^{2-}$

$Q_{ps} = [Pb^{2+}][CrO_4^{2-}]$

$= (5,71...\times10^{-7})(2,857...\times10^{-10})$

$= 1,63\times10^{-16} < 2,3\times10^{-13}$

Pas de précipité