1. $Al^{3+}_{(aq)} + 3OH^-_{(aq)} = Al(OH)_{3}(s)$ $\quad$ $Fe^{3+}_{(aq)} + 3OH^-_{(aq)} = Fe(OH)_3(s)$

$Al(OH)_3(s) + OH^-_{(aq)} = \cancel{AlO_2^-(aq) + 2H_2O}$ $[Al(OH)_4]^-$ $\quad$ $Fe^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) = Fe(OH)_2(s)$

~~Si OH~~ PH> ~~PH de~~ Si PH vais à un , $Al(OH)_3$ peut changer à ~~$AlO_2^-$~~ $[Al(OH)_4]^-$, donc on peut distinguer les éléments Al et Fe

2. 1. $Al^{3+}$, $Fe^{3+}$, $Fe^{2+}$, ~~Al(s)~~, $Fe(s)$

2. ~~A~~$Fe^{2+}$, $Al(OH)_3^{(s)}$, $Fe(OH)_3^{(s)}$, $Fe(OH)_2^{(s)}$, ~~Al(s)~~, $Fe(s)$

3. $[Al(OH)_4]^-$, $Fe(OH)_3(s)$, $Fe(OH)_2(s)$, $Fe(s)$

4. $Al(s)$, $Fe(s)$

3. $Al(OH)_3(s) = Al^{3+}(aq) + 3OH^-(aq)$

$K_S = \frac{[Al^{3+}][OH^-]^3}{C^{\circ 4}}$ $\quad$ $K_S = 10^{-2}\times(10^{-4})^3 = 10^{-14}$

4. $Al(OH)_3(s) + OH^-_{(aq)} = [Al(OH)_4]^-$

$\beta = \frac{[OH^-]}{[A}$

$E = E^\circ(Al(OH)_3/[Al(OH)_4]^-) + 0.$

$Al^{3+} + 4OH^- = [Al(OH)_4]^-$

$\beta(4) = \frac{1}{[Al^{3+}][OH^-]^4} = \frac{1}{10^{-2}\cdot[OH^-]^4} = 10^{34}$

$[OH^-] = 10^{-8}$ $\quad$ $pH = 8$

Donc $K_s = \frac{1}{[OH^-]} \approx 10^8$ $pK_s = 8$

5. $pH = 8$

6.

$\frac{45}{6}=\frac{15}{2}$ $-28$

2.1 1. ~~$CuI(s) = Cu^+(aq) + I^-(aq)$~~ $K_s = \frac{[Cu^+][I^-]}{c^{o2}} = 10^{-12}$

$2Cu^{2+} + 2I^- = 2Cu^+ + I_2(s)$ $E(Cu^{2+}/Cu^+)$ $K_{s_2} = \frac{[Cu^+]^2}{[I^-]^2[Cu^{2+}]^2}$

$2Cu^{2+} + 2e^- = 2Cu^+$ $E = E^\circ(Cu^{2+}/Cu^+) + 0.03\log(\frac{[Cu^{2+}]^2}{[Cu^+]^2}) = E^\circ(Cu^{2+}/Cu^+) + 0.06\log(\frac{[Cu^{2+}]}{[Cu^+]})$

$2I_2(s) + 2e^- = 2I^-(aq)$ $E(I_2/I^-) = E^\circ(I_2/I^-) - 0.03\log([I^-]^2) = E^\circ(I_2/I^-) - 0.06\log(I^-)$

Si ces sont équilivant

$E^\circ(Cu^{2+}/Cu^+) - E^\circ(I_2/I^-) = 0.06\log(\frac{1}{K_{s_2}})$ $\quad 0.17-0.62$

$+0.45 = 0.06\log(\frac{1}{K_{s_2}})$

$+7.5 = \log(\frac{1}{K_{s_2}})$ $K_{s_2} = 10^{-7.5}$

$2Cu^+ + I^- = CuI(s)$

$\frac{1}{K_s} = \frac{c^2}{[Cu^+]^2[I^-]} = 10^{+12}$ $\quad 24$

Donc $2Cu^{2+} + 4I^- = 2CuI(s) + I_2(s)$

$K = 10^{16.5}$

Donc je pense que c'est ~~possible~~ pas sûr

2. $2Cu^{2+} + 4I^- = 2CuI(s) + I_2(s)$

$Cu^{2+} + e^- + I^- = CuI(s)$

$2I^- - 2e^- = I_2(s)$

3. $Cu^{2+} + 2I^- = Cu(s) + I_2(s)$ $K_s = \frac{1}{[Cu^{2+}][I^-]^2}$

$Cu^{2+} + 2e^- = Cu(s)$ $E(Cu^{2+}/Cu) = E^\circ(Cu^{2+}/Cu) + 0.03\log([Cu^{2+}])$

$2I^- - 2e^- = I_2(s)$ $E(I_2/I^-) = E^\circ(I_2/I^-) + 0.03\log\frac{1}{[I^-]^2}$

Donc $0.34 + 0.03 - 0.62 = 0.03\log K_s$

$K_s = 10^{-\frac{28}{3}}$

4. $2Cu^{2+} + 4I^- = 2CuI(s) + I_2(s)$

D'après 1

$K = 10^{16.5}$

5. $\cancel{2}I^- + S_4O_6^{2-} + \cancel{6H^+} = 2S_2O_3^{2-} + \cancel{3H_2O} + \cancel{3}I_2(s)$

~~Non~~ Oui

6. $\cancel{n_{e^-} = 5\times10^{-2}\times2\times10^{-1} - 1\times10^{-1}\times18\times10^{-3}\times6 =}$ $Na_2S_4O_6 + I^-$

$\cancel{n_{e^-} = 5\times10^{-2}\times2\times10^{-1} - 1\times10^{-1}\times18\times10^{-3}\times6 =}$ $n_{e^-} = 5\times10^{-2}\times2\times10^{-1} - 1\times10^{-1}\times18\times10^{-3} = 8.2\times10^{-3}$

Donc $n_{Cu^{2+}} = \frac{1}{2}\times8.2\times10^{-3} = 4.1\times10^{-3}$

$Cu^{2+}\% = 2.1\times10^{-1}\,mol\cdot L^{-1}$

7. Ajouter $Cu^{2+}$, ~~sit~~ s'il ne change son couleur. il n'y a pas $I^-$

8. On mettes jusqu'à si le ~~cou~~couleur de la solution charge de poupre à vert.