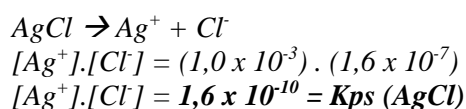
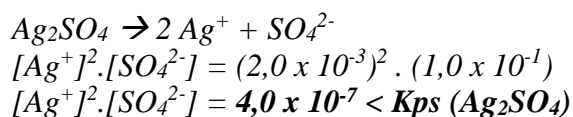


### Lista 3 - Equilíbrio de compostos pouco solúveis e íons complexos

- 1- Em uma solução saturada de  $\text{BaCrO}_4$  a  $[\text{Ba}^{2+}] = 9,2 \times 10^{-6}$ . Calcule o produto da solubilidade do  $\text{BaCrO}_4$ .  
Resp.:  $8,46 \times 10^{-11}$
- 2- Em uma solução saturada de fluoreto de magnésio,  $\text{MgF}_2$ , em água,  $[\text{Mg}^{2+}] = 2,7 \times 10^{-3}$  M. Qual o  $K_{ps}$  do  $\text{MgF}_2$ ?  
Resp.:  $7,87 \times 10^{-8}$
- 3- A solubilidade do cianeto de prata,  $\text{AgCN}$ , em água é  $1,3 \times 10^{-7}$  M. Qual o  $K_{ps}$  do  $\text{AgCN}$ ?  
Resp.:  $1,69 \times 10^{-14}$
- 4- A solubilidade do iodato de chumbo,  $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$ , em água é  $3,1 \times 10^{-5}$  M. Qual o  $K_{ps}$  deste composto?  
Resp.:  $1,19 \times 10^{-13}$
- 5- Qual é a concentração de íons prata em uma solução saturada de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ?  $K_{ps} = 1,2 \times 10^{-12}$   
Resp.:  $1,34 \times 10^{-4}$  M
- 6- Qual é a concentração mínima de íons sulfato necessária para iniciar a precipitação de sulfato de cálcio, de uma solução de  $\text{CaCl}_2$  0,50 M?  $K_{ps} = 2,4 \times 10^{-5}$ .  
Resp.:  $4,8 \times 10^{-5}$  M
- 7- É possível precipitar  $\text{CaSO}_4$  de uma solução  $1,0 \times 10^{-4}$  M de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  pela adição de  $\text{CaCl}_2$  0,020 M? Explique.  
Resp.: não
- 8- Foram misturadas soluções aquosas de  $\text{KCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  e  $\text{AgNO}_3$ , ocorrendo a formação de um precipitado branco no fundo de um béquer.  
A análise da solução sobrenadante revelou as seguintes concentrações:  
 $[\text{Ag}^+] = 1,0 \times 10^{-3}$  M;  
 $[\text{SO}_4^{2-}] = 1,0 \times 10^{-1}$  M e  
 $[\text{Cl}^-] = 1,6 \times 10^{-7}$  M.  
De que é constituído o sólido formado? Justifique com cálculos.

Composto	Produto de solubilidade	cor
$\text{AgCl}$	$1,6 \times 10^{-10}$	Branca
$\text{Ag}_2\text{SO}_4$	$1,4 \times 10^{-5}$	Branca





Para o sulfato de prata ( $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ), o  $K_{ps}$  não é alcançado ( $1,4 \times 10^{-5}$ ), indicando que a presença de íons  $\text{Ag}^+$  e  $\text{Cl}^-$  é a máxima possível na solução. Então o **precipitado formado é de cloreto de prata ( $\text{AgCl}$ )**.

9- Suponha que 0,10 moles de  $\text{AgNO}_3$  e 1,0 mol de  $\text{NH}_3$  sejam dissolvidos em água suficiente para preparar 1,0 L de solução. Calcule a  $[\text{Ag}^+]$  na solução.  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$   
 $K_{\text{diss}} = 5,9 \times 10^{-8}$ .  
 Resp.:  $7,3 \times 10^{-9}$  M.

10- Qual deveria ser a concentração de amônia em uma solução para abaixar a  $[\text{Ag}^+]$  de uma solução de  $\text{AgNO}_3$  0,10 M para  $5 \times 10^{-10}$  M? Admita que não há variação de volume com a adição de  $\text{NH}_3$ .  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$   $K_{\text{diss}} = 5,9 \times 10^{-8}$ .  
 Resp.: 3,4 M.

11- Como a energia reticular e a energia de hidratação determinam o calor de solução de uma substância em água?

12- Qual dos íons dos seguintes pares deve ter a energia de hidratação mais favorável ( $\Delta H_{\text{hid}}$  mais negativo)?

- (a)  $\text{Na}^+$  ou  $\text{Li}^+$
- (b)  $\text{Ca}^{2+}$  ou  $\text{Ga}^{3+}$
- (c)  $\text{S}^{2-}$  ou  $\text{Se}^{2-}$
- (d)  $\text{S}^{2-}$  ou  $\text{Cl}^-$

Resp.: a)  $\text{Li}^+$  b)  $\text{Ga}^{3+}$  c)  $\text{S}^{2-}$  d)  $\text{S}^{2-}$

13- A energia reticular do  $\text{AgCl}$  é 904 kJ/mol, os valores de energia de hidratação do  $\text{Ag}^+$  e  $\text{Cl}^-$  são - 469 kJ/mol e - 377 kJ/mol, respectivamente. Determine o calor de solução ( $\Delta H_{\text{sol}}$ ) do  $\text{AgCl}$ . A solubilidade do  $\text{AgCl}$  deve aumentar ou diminuir com o aumento de temperatura?

Resp.:  $\Delta H_{\text{sol}} = + 58$  kJ/mol. O aumento de T favorece a solubilidade de  $\text{AgCl}$ .