

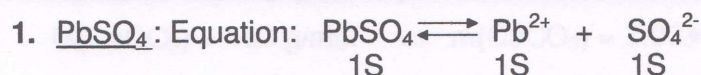
# La solubilité

## Exercices supplémentaires

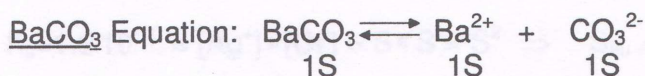
Pour les données manquantes voir la table CRM ou le tableau à la fin des exercices.  
Pour tous les exercices, on considère le volume du soluté comme étant négligeable.

- Calculer la solubilité de :  $\text{PbSO}_4$ ;  $\text{BaCO}_3$ ;  $\text{BaCrO}_4$ ;  $\text{AgI}$ ;  $\text{PbI}_2$
- $\text{HgS}$  ( $K_s = 10^{-54}$ ) est-il plus ou moins soluble que  $\text{Bi}_2\text{S}_3$  ( $K_s = 10^{-70}$ ) ?
- On peut dissoudre 0,032 g de sulfate de plomb (II) dans un litre d'eau. Calculez le  $K_s$  de ce composé.
- Calculer la solubilité, dans l'eau pure, de  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .
  - Quelle est la concentration minimale des ions argent qui provoquera un début de précipitation ?
  - Quelle masse en gramme de nitrate d'argent doit-on ajouter, à un litre de solution, pour qu'un précipité se forme ?
- Quelle masse de carbonate de calcium peut-on dissoudre, au maximum, dans 1 litre d'eau pure à 25°C ?
- On ajoute  $10^{-4}$  mol de chlorure de sodium à un litre d'une solution saturée de chlorure d'argent. Que devient la solubilité de ce dernier? Calcul avec exactitude et approximation.
- Quelle masse de carbonate de sodium faut-il ajouter à un litre d'une solution saturée de carbonate de baryum pour que la solubilité de celui-ci diminue de moitié?
- On ajoute 166 g de iodure de potassium KI à un litre de solution contenant 85 g de nitrate d'argent. Le volume de la solution n'est pas modifié. L'iodure d'argent précipite.
  - Ecrivez l'équation de la réaction.
  - Quelle est la quantité d'ions  $\text{Ag}^+$  restant en solution ?

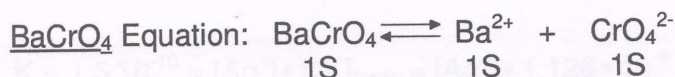
## Correction



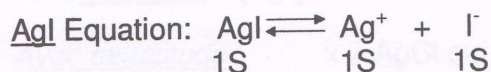
$$K_s = 2 \cdot 10^{-8} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{2 \cdot 10^{-8}} = 1.4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$



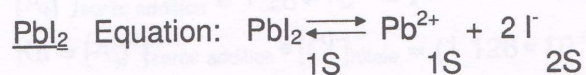
$$K_s = 8.1 \cdot 10^{-9} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{8.1 \cdot 10^{-9}} = 9 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$



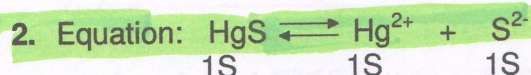
$$K_s = 2.4 \cdot 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{2.4 \cdot 10^{-10}} = 1.54 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$



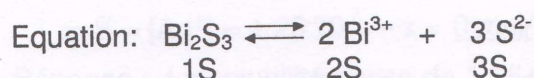
$$K_s = 1.5 \cdot 10^{-16} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{1.5 \cdot 10^{-16}} = 1.22 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$



$$K_s = 10^{-9} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{10^{-9}}{4}} = 1.58 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$



$$K_s(\text{HgS}) = [\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{S}^{2-}] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{10^{-54}} = 10^{-27} \text{ mol/l}$$

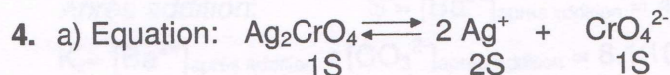
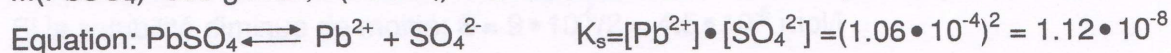


$$K_s(\text{Bi}_2\text{S}_3) = [\text{Bi}^{3+}]^2 \cdot [\text{S}^{2-}]^3 = (2S)^2 \cdot (3S)^3 = 2S^2 \cdot 27S^3 = 54S^5$$

$$\Rightarrow S = \sqrt[5]{\frac{K_s}{54}} = \sqrt[5]{\frac{10^{-70}}{54}} = 4.5 \cdot 10^{-15} \text{ mol/l}$$

Réponse: non, le plus soluble des 2 est  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ .

$$3. M(\text{PbSO}_4) = 303 \text{ g/mol}; n(\text{PbSO}_4) = 0.032/303 = 1.06 \cdot 10^{-4} \text{ mol}; [\text{PbSO}_4] = 1.06 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

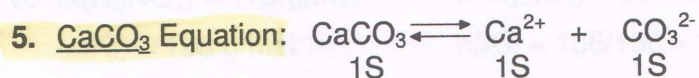


$$K_s = 2.6 \cdot 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}] = (2S)^2 \cdot S = 4S^3 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{\frac{2.6 \cdot 10^{-12}}{4}} = 8.06 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$

$$\text{b) } [\text{Ag}^+] = 2S = 8.06 \cdot 10^{-7} \cdot 2 = 1.61 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l} \quad \text{Réponse: } 1.61 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

c) Il faut  $1.61 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$  de nitrate d'argent.  $M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ g/mol}$

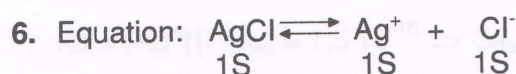
$$m(\text{AgNO}_3) = 170 \cdot 1.61 \cdot 10^{-6} = 2.74 \cdot 10^{-4} \text{ g} \quad \text{Réponse: } 2.74 \cdot 10^{-4} \text{ g}$$



$$K_s = 5 \cdot 10^{-9} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{5 \cdot 10^{-9}} = 7.07 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Moles de  $\text{CaCO}_3$  que l'on peut dissoudre =  $7.07 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ g/mol} \Rightarrow m(\text{CaCO}_3) = 7.07 \cdot 10^{-5} \cdot 100 = 7.07 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$



$$K_s = 1.6 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S_{\text{au départ}} = \sqrt{K_s} = \sqrt{1.6 \cdot 10^{-10}} = 1.26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$\text{Avec approximation: } [\text{Cl}^-]_{\text{totale}} = 1.26 \cdot 10^{-5} + 10^{-4} = 1.126 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$K_s = 1.6 \cdot 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]_{\text{totale}} = [\text{Ag}^+] \cdot 1.126 \cdot 10^{-4} = 1.126 \cdot 10^{-4} \cdot S_{\text{après addition}}$$

$$\Rightarrow S_{\text{après addition}} = [\text{Ag}^+] = K_s / 1.126 \cdot 10^{-4} = 1.421 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

Avec exactitude :  $x = \text{AgCl}$  qui a précipité avec l'addition de NaCl

$$[\text{Cl}^-]_{\text{totale}} = 1.26 \cdot 10^{-5} + 10^{-4} - x = 1.126 \cdot 10^{-4} - x$$

$$[\text{Ag}^+]_{\text{après addition}} = 1.26 \cdot 10^{-5} - x$$

$$K_s = [\text{Ag}^+]_{\text{après addition}} \cdot [\text{Cl}^-]_{\text{totale}} = (1.26 \cdot 10^{-5} - x)(1.126 \cdot 10^{-4} - x) = 1.6 \cdot 10^{-10}$$

$$-2.27 \cdot 10^{-19} + 2 \cdot 10^{-14} x - 1.6 \cdot 10^{-10} x^2 = 0$$

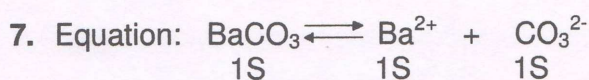
$$x_{1,2} = \frac{-2 \cdot 10^{-14} \pm \sqrt{(2 \cdot 10^{-14})^2 - 4 \cdot (-1.6 \cdot 10^{-10}) \cdot (-2.27 \cdot 10^{-19})}}{2 \cdot (-1.6 \cdot 10^{-10})}$$

$$\rightarrow x_1(+)=1.26 \cdot 10^{-5} \quad x_2(-)=1.124 \cdot 10^{-4} \quad \rightarrow x_2 = \text{impossible car } [\text{Ag}^+] < 0$$

$$\rightarrow x_1(+)=x=1.26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow S = [\text{Ag}^+] = 1.26 \cdot 10^{-5} - x = 0 \text{ mol/l}$$

Réponse : La solubilité passe de  $1.26 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$  à  $0 \text{ mol/l}$  avec l'addition de  $10^{-4} \text{ mole}$  de NaCl.



$$K_s = 8.1 \cdot 10^{-9} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = S \cdot S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_s} = \sqrt{8.1 \cdot 10^{-9}} = 9 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Si la solubilité diminue de moitié:  $S' = 9 \cdot 10^{-5} / 2 = 4.5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$

$$\text{Après addition: } S' = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{après addition}} = 4.5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$K_s = [\text{Ba}^{2+}]_{\text{après addition}} \cdot [\text{CO}_3^{2-}]_{\text{après addition}} = 8.1 \cdot 10^{-9}$$

$$\Rightarrow [\text{CO}_3^{2-}]_{\text{après addition}} = K_s / [\text{Ba}^{2+}]_{\text{après addition}} = 8.1 \cdot 10^{-9} / 4.5 \cdot 10^{-5} = 1.8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$\text{Volume} = 1 \text{ litre} : n(\text{CO}_3^{2-}) = 1.8 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = n(\text{Na}_2\text{CO}_3)$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ g/mol} \quad m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1.8 \cdot 10^{-4} \cdot 106 = 1.91 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

Réponse: Il faut ajouter  $1.91 \cdot 10^{-2} \text{ g}$  de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

8.  $M(\text{AgNO}_3) = 170 \text{ g/mol} \quad n(\text{AgNO}_3) = 85 / 170 = 0.5 \text{ mol}$

$$M(\text{KI}) = 166 \text{ g/mol} \quad n(\text{KI}) = 166 / 166 = 1 \text{ mol}$$



b)

	AgNO <sub>3</sub>	KI	AgI	KNO <sub>3</sub>
Au départ (mol)	0.5	1	0	0
variation	-0.5	-0.5	+0.5	+0.5
Après réaction (mol)	0	0.5	0.5	0.5

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{I}^-]_{\text{total}} = 1.5 \cdot 10^{-16} \Rightarrow S_{\text{dans l'eau pure}} = \sqrt{K_s} = \sqrt{1.5 \cdot 10^{-16}} = 1.22 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

$$[\text{I}^-]_{\text{en solution}} = [\text{I}^-]_{\text{AgI formé}} + [\text{I}^-]_{\text{KI restant}} - [\text{I}^-]_{\text{AgI précipité}} = 2 \cdot 0.5 - (\sim 0.5) = 0.5 \text{ mol/l}$$

$$[\text{Ag}^+] = [K_s / [\text{I}^-]_{\text{total}}] = 1.5 \cdot 10^{-16} / 0.5 = 3 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l} \cong 0$$

Réponse : La concentration en  $\text{Ag}^+$  est  $3 \cdot 10^{-16} \text{ mol/l}$  soit pratiquement nulle !