

TD N°4 : Précipitation et équilibre de solubilité

**Exercice 1**

1. On donne les produits de solubilité des sels peu solubles suivants :

$pK_s(\text{BaSO}_4) = 9,97$ ,  $pK_s(\text{Hg}_2\text{SO}_4) = 6,13$  et  $pK_s(\text{Al}(\text{OH})_3) = 33,5$

Déduire la solubilité de ces sels dans l'eau pure à 25 °C.

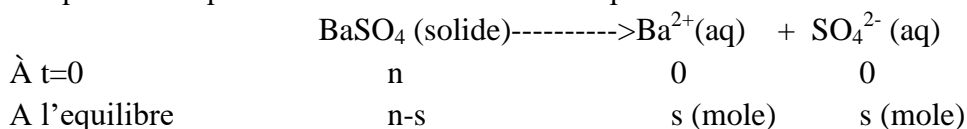
Les produits de solubilité sont donnés à 25°C et à force ionique nulle.

**Correction**

1. La solubilité des sels :

**a- solubilité de  $\text{BaSO}_4$  :**

L'équation d'équilibre de solubilité dans l'eau pure s'écrit :



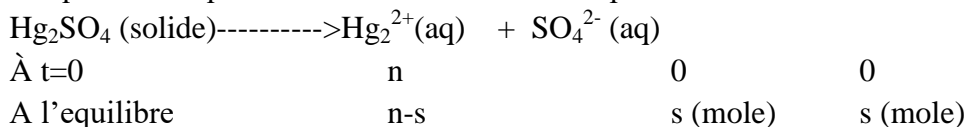
$$K_s = [\text{Ba}^{2+}] * [\text{SO}_4^{2-}] = s * s = s^2 \text{ avec } pK_s = -\log K_s$$

On obtient la solubilité s

$$s = \sqrt{K_s} = 10^{-\frac{pK_s}{2}} = 1.035 \cdot 10^{-5} \text{ mole/l}$$

**b- solubilité de  $\text{Hg}_2\text{SO}_4$**

L'équation d'équilibre de solubilité dans l'eau pure s'écrit :



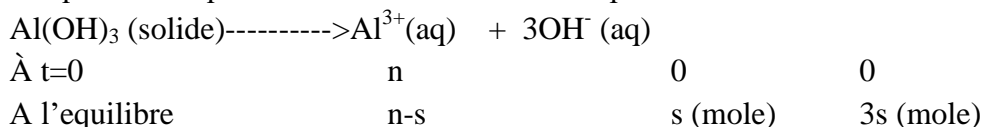
$$K_s = [\text{Hg}_2^{2+}] * [\text{SO}_4^{2-}] = s * s = s^2 \text{ avec } pK_s = -\log K_s$$

On obtient la solubilité s

$$s = \sqrt{K_s} = 10^{-\frac{pK_s}{2}} = 8.609 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l}$$

**c- solubilité de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  :**

L'équation d'équilibre de solubilité dans l'eau pure s'écrit :



$$K_s = [\text{Al}^{3+}] * [\text{OH}^-]^3 = s * (3s)^3 = 27s^4 \text{ avec } pK_s = -\log K_s$$

On obtient la solubilité s

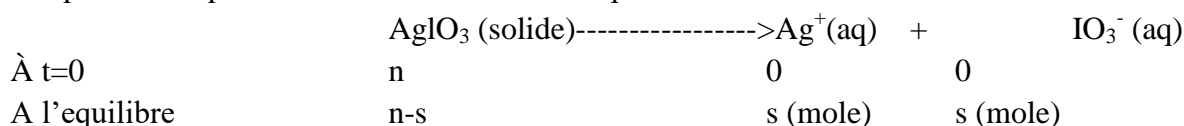
$$s = \left(\frac{K_s}{27}\right)^{\frac{1}{4}} = \left(\frac{10^{-pK_s}}{27}\right)^{\frac{1}{4}} = 1.85 \cdot 10^{-9} \text{ mole/l}$$

TD N°4 : Précipitation et équilibre de solubilité

2. La solubilité des sels  $\text{AgIO}_3$  et  $\text{CaF}_2$  dans l'eau pure à  $25\text{ C}^\circ$  sont respectivement  $1,76 \cdot 10^{-4}$  et  $2,92 \cdot 10^{-4} \text{ mol.l}^{-1}$ . Calculer les produits de solubilité de ces sels.

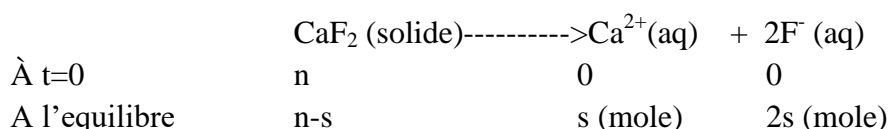
**a- Produit de solubilité de  $\text{AgIO}_3$  :**

L'équation d'équilibre de solubilité dans l'eau pure s'écrit :



$K_s = [\text{Ag}^+] * [\text{IO}_3^-] = s * s = s^2$  avec  $pK_s = -\log K_s$   
 On obtient le produit de solubilité  $pK_s$  de  $\text{AgIO}_3$   
 $pK_s = -\log(s)^2 = -\log(1,76 * 10^{-4})^2 = 7,51$

**b- Produit de solubilité de  $\text{CaF}_2$  :**

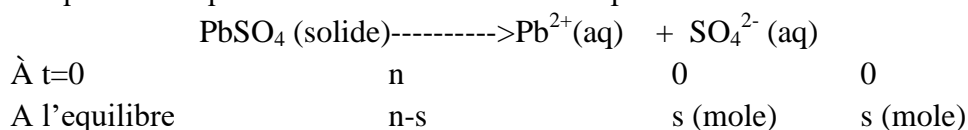


$K_s = [\text{Ca}^{2+}] * [\text{F}^-]^2 = s * (2s)^2 = 4s^3$  avec  $pK_s = -\log K_s$   
 On obtient la solubilité s  
 $pK_s = -\log(s * (2s)^2) = -\log(4(s)^3) = 10$

3. Le produit de solubilité du sulfate de plomb  $\text{PbSO}_4$  est de  $1,8 \cdot 10^{-8}$  à  $25\text{ C}^\circ$ .  
 Calculer sa solubilité de  $\text{PbSO}_4$  :

**a- solubilité de  $\text{PbSO}_4$  dans l'eau pure. :**

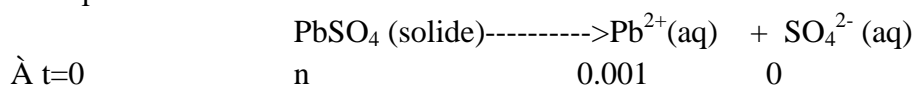
L'équation d'équilibre de solubilité dans l'eau pure s'écrit :



$K_s = [\text{Pb}^{2+}] * [\text{SO}_4^{2-}] = s * s = s^2$  avec  $pK_s = -\log K_s$   
 On obtient la solubilité s  
 $s = \sqrt{K_s} = 10^{-\frac{pK_s}{2}} = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ mole/l}$

**b- solubilité de  $\text{PbSO}_4$  dans une solution de nitrate de plomb  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  à  $0,001 \text{ mol.l}^{-1}$  (effet de l'ion commun de  $\text{Pb}^{2+}$ )**

L'équation d'équilibre de solubilité dans l'eau pure s'écrit :



TD N°4 : Précipitation et équilibre de solubilité

A l'équilibre  $n-s'$   $(s' + 0.001)$  (mole)  $s'$  (mole)

$$K_s = [Pb^{2+}] * [SO_4^{2-}] = s' * (s' + 0.001) = s'^2 \text{ avec } pK_s = -\log K_s$$

On fait la supposition que  $s' \ll 0.001$  M

$$K_s = 0.001 * s'^2$$

On obtient la solubilité  $s'$

$$s' = 10^3 K_s = 10^3 * 10^{-pK_s}$$

$$s' = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ mole/l}$$

$s' \ll 10^{-3}$  M notre supposition est vérifiée

Conclusion :

La solubilité d'un sel peut soluble diminue en présence d'une substance contenant un ion commun.

$s' < s$  (C'est l'effet des ions et dans notre cas c'est l'effet d'ion commun).

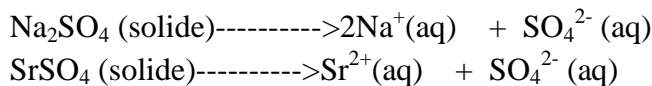
### Exercice 2

Soit une solution de sulfate de sodium ( $Na_2SO_4$ )  $0,1 \text{ mol L}^{-1}$  à laquelle on ajoute du sulfate de strontium solide  $SrSO_4$ .

#### 1. Déterminer la solubilité de $SrSO_4$ dans cette solution. $pK_s(SrSO_4) = 6,55$

La solubilité de  $SrSO_4$  dans la solution de  $Na_2SO_4$  (**0.1M**) (effet de l'ion commun de  $SO_4^{2-}$ )

L'équation d'équilibre de solubilité s'écrit :



	$SrSO_4 \text{ (solide)}$	$\longrightarrow$	$Sr^{2+} \text{ (aq)}$	$+$	$SO_4^{2-} \text{ (aq)}$
À $t=0$	$n$		$0$		$0.1$
A l'équilibre	$n-s'$		$(s')$ (mole)		$s'+0.1$ (mole)

$$K_s = [Sr^{2+}] * [SO_4^{2-}] = s' * (s' + 0.1) = s'^2 + 0.1 s' \text{ avec } pK_s = -\log K_s$$

On ne fait pas la supposition que  $s' \ll 0.1$  M

Par contre on fait la résolution de l'équation du second degré qui nous donne :  $s' = 2.8 \cdot 10^{-6}$  M

#### 2. Déterminer la solubilité de $SrSO_4$ dans l'eau pure

Dans l'eau pure la solubilité serait :

	$SrSO_4 \text{ (solide)}$	$\longrightarrow$	$Sr^{2+} \text{ (aq)}$	$+$	$SO_4^{2-} \text{ (aq)}$
À $t=0$	$n$		$0$		$0$
A l'équilibre	$n-s$		$(s)$ (mole)		$s$ (mole)

$$K_s = [Sr^{2+}] * [SO_4^{2-}] = s * (s) = s^2 \text{ avec } pK_s = -\log K_s$$

TD N°4 : Précipitation et équilibre de solubilité

---

$$s = \sqrt{K_s} = 10^{-\frac{pK_s}{2}} \quad s = 5.3 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

**Conclusion :**

$s' < s$  c'est dû à l'effet de l'ion commun

La solubilité d'un sel peut soluble diminue en présence d'une substance contenant un ion commun.

$s' < s$  (C'est l'effet des ions et dans notre cas c'est l'effet d'ion commun).

**Reste les deux exercices 3 et 4 le corrigé vous sera parvenu très prochainement. Merci**