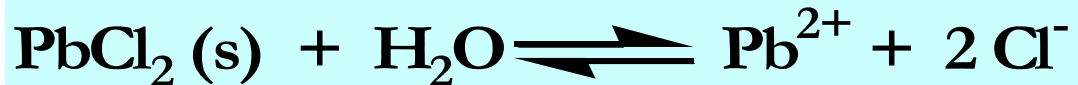


## Effet d'ion commun sur la solubilité

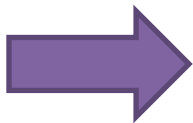
La solubilité **diminue** par effet d'ions communs

### Exemple

Solubilité **s** de  $\text{PbCl}_2$  dans l'eau pure,  $K_s = 1,7 \cdot 10^{-5}$  :



$$K_s = [\text{Pb}^{2+}] [\text{Cl}^-]^2 = 4s^3 = 1,7 \cdot 10^{-5}$$



$$s = \left( \frac{K_s}{4} \right)^{\frac{1}{3}} \Rightarrow s = \left( \frac{1,7 \cdot 10^{-5}}{4} \right)^{\frac{1}{3}} = 1,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

Quelle sera la Solubilité **s'** de  $\text{PbCl}_2$  dans une solution aqueuse de **NaCl** de concentration **C = 1 mol.l<sup>-1</sup> ??**

La Solubilité  $s'$  de  $\text{PbCl}_2$  dans une solution aqueuse de  $\text{NaCl}$  de concentration  $C = 1 \text{ mol.l}^{-1}$  va changer car

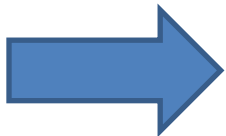
Il y a un ion commun entre les deux solutions :

La solution de  $\text{PbCl}_2$  celle de  $\text{NaCl}$

Cet ion est  $\text{Cl}$

$$[\text{Pb}^{2+}] = s' \text{ et } [\text{Cl}^-] = 2s' + c \Rightarrow K_s = s'(2s' + c)^2$$

$$s \ll c \Rightarrow s' = \frac{K_s}{c^2} = \frac{1,7 \cdot 10^{-5}}{1} = 1,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$$



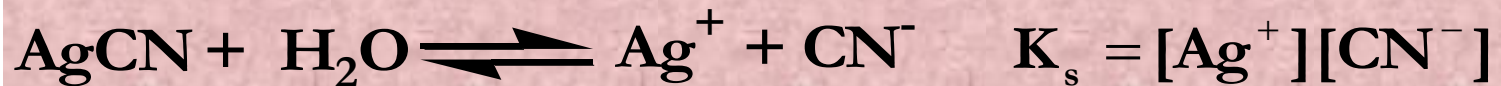
$s' < s$  La solubilité de  $\text{PbCl}_2$  a diminué.

## Exemple montrant l'Influence du pH

Calcul de la solubilité  $s'$  d'AgCN dans une solution de HNO<sub>3</sub> 0,1 M.

On donne :  $K_s(\text{AgCN}) = 1,6 \cdot 10^{-14}$  et  $K_a(\text{HCN}/\text{CN}^-) = 5 \cdot 10^{-10}$

L'introduction de HNO<sub>3</sub> provoque un déplacement de l'équilibre acido-basique.



$$K = \frac{[\text{Ag}^+][\text{HCN}]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{HCN}]}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]} \times [\text{Ag}^+][\text{CN}^-] = \frac{K_s}{K_a}$$

$$s' = [\text{Ag}^+] = [\text{CN}^-] + [\text{HCN}] = [\text{CN}^-] \left( 1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)$$

$$(s')^2 = [\text{Ag}^+][\text{CN}^-] \left( 1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right) = K_s \left( 1 + \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a} \right)$$

$$(s')^2 = 1,6 \cdot 10^{-14} \left( 1 + \frac{0,1}{5 \cdot 10^{-10}} \right) = 3,2 \cdot 10^{-6}$$



$$s' = 1,79 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

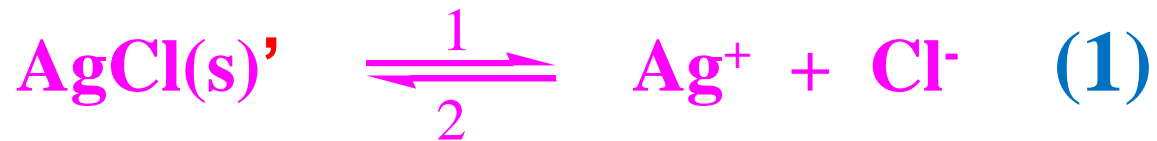
alors que la solubilité dans l'eau pure est :  $s = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-14}} = 1,265 \cdot 10^{-7} \text{ mol.l}^{-1}$

$s' > s$  La solubilité augmente en milieu acide

# Précipitation et complexation

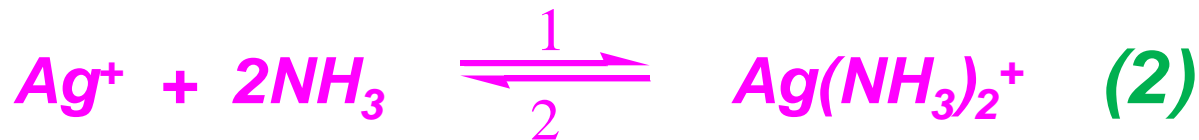
## *Exemple*

Soit le précipité de chlorure d'argent



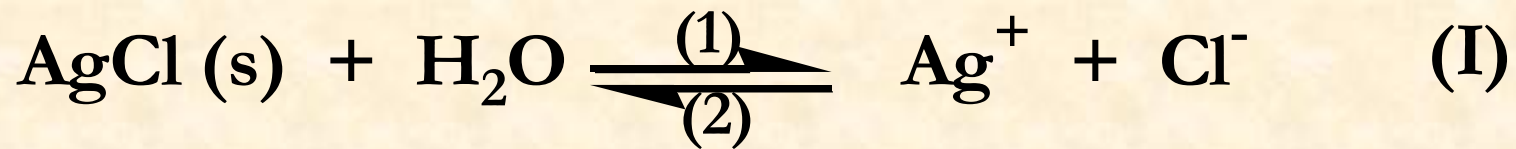
Calculer la solubilité  $s'$  d'AgCl dans une solution de  $\text{NH}_3$  ( $C = 0,1 \text{ M}$ ),

On sait que *Si on ajoute  $\text{NH}_3$* , on forme le complexe  $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$



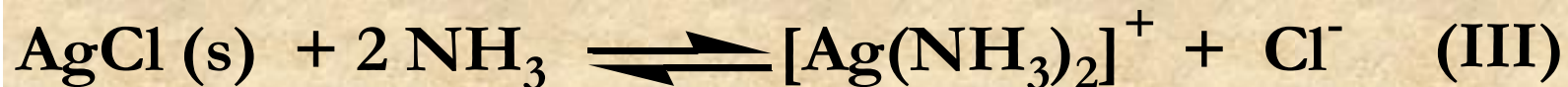
Calculons alors la nouvelle solubilité  $s'$  d'AgCl :

$$K_s(\text{AgCl}) = 1,6 \cdot 10^{-6} \quad \text{et} \quad K_d([\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+) = 6,31 \cdot 10^{-8}$$



$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \quad (\text{I}) \quad \text{et} \quad K_d = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]} \quad (\text{II})$$

### Calcul de la solubilité dans la solution d'ammoniac



$$s' = [\text{Cl}^-] = [\text{Ag}^+] + [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = [\text{Ag}^+] \left( 1 + \frac{[\text{NH}_3]^2}{K_d} \right)$$

$$(s')^2 = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] \left( 1 + \frac{[\text{NH}_3]^2}{K_d} \right) = K_s \left( 1 + \frac{[\text{NH}_3]^2}{K_d} \right)$$

$$(s')^2 = 1,6 \cdot 10^{-10} \left( 1 + \frac{(0,1)^2}{6,31 \cdot 10^{-8}} \right) = 2,536 \cdot 10^{-5}$$

$$s' = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1},$$

alors que la solubilité dans l'eau pure est

$$s = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-10}} = 1,265 \cdot 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$$

La solubilité de AgCl a augmenté en présence du complexant NH<sub>3</sub>.