

## Dissolution de AgI en présence de CN<sup>-</sup>.

On a mis 10<sup>-1</sup> mole de HCN et 10<sup>-2</sup> mole de AgI dans un litre d'eau (vérifier l'existence d'un précipité). On ajoute alors de la soude solide pour augmenter le pH.

On donne :  $K_a(\text{HCN}/\text{CN}^-) = 10^{-9.2}$   $K_s(\text{AgI}) = 10^{-16}$   $K_D(\text{Ag}(\text{CN})_2^-) = 10^{-21}$

Déterminer, au moment où le précipité de AgI disparaît :

### 1. la concentration des ions cyanures,

$$K_D = \frac{[\text{Ag}^+].[\text{CN}^-]^2}{[\text{Ag}(\text{CN})_2^-]} \quad K_S = [\text{Ag}^+].[\text{I}^-] \quad K_a = \frac{[\text{H}^+].[\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$[\text{CN}^-] + [\text{HCN}] + 2 * [\text{Ag}(\text{CN})_2^-] = 10^{-1} \text{ mole/l} \quad \{1\}$$

$$[\text{Ag}^+] + [\text{Ag}(\text{CN})_2^-] = 10^{-2} \text{ mole/l} \quad \{2\}$$

Quand AgI disparaît  $[\text{I}^-] = 10^{-2} \text{ mole/l}$  donc  $[\text{Ag}^+] = \frac{K_S}{10^{-2}} = 10^{-14} \text{ mole/l}$

{2} donne  $[\text{Ag}(\text{CN})_2^-] = 10^{-2} - [\text{Ag}^+] \approx 10^{-2} \text{ mole/l}$

dans le  $K_D$  on a:  $[\text{CN}^-]^2 = K_D * \frac{[\text{Ag}(\text{CN})_2^-]}{[\text{Ag}^+]}$  = 10<sup>-9</sup> mole/l

d'où  $[\text{CN}^-] = 3.16 \cdot 10^{-5} \text{ mole/l}$

### 2. le pH de la solution,

{1} donne  $[\text{HCN}] = 10^{-1} - [\text{CN}^-] - 2 * [\text{Ag}(\text{CN})_2^-] \approx 10^{-1} - 2 * 10^{-2}$

$$[\text{HCN}] = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mole/l d'où } [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = 1.6 \cdot 10^{-5} \text{ mole/l}$$

$$\text{pH} = 5.8$$

### 3. la quantité de soude ajoutée.

On a aussi :  $[\text{H}^+] + [\text{Na}^+] + [\text{Ag}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{CN}^-] + [\text{Ag}(\text{CN})_2^-] + [\text{I}^-]$

On peut négliger  $[\text{H}^+]$ ,  $[\text{Ag}^+]$ ,  $[\text{OH}^-]$ ,  $[\text{CN}^-]$  devant les autres espèces

il reste :  $[\text{Na}^+] \approx [\text{Ag}(\text{CN})_2^-] + [\text{I}^-]$

alors  $[\text{Na}^+] \approx 2 \cdot 10^{-2} \text{ mole/l}$  (NaOH ajoutée)