

Dissolution de AgI en présence de CN^- .

On a mis 10^{-1} mole de HCN et 10^{-2} 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 $[\text{I}^-] = 10^{-2}$ mole/l donc $[\text{Ag}^+] = \frac{K_S}{10^{-2}} = 10^{-14}$ mole/l

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

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

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

2. le pH de la solution,

$$\{1\} \text{ donne } [\text{HCN}] = 10^{-1} - [\text{CN}^-] - 2 * [\text{Ag}(\text{CN})_2^-] \approx 10^{-1} - 2 * 10^{-2}$$
$$[\text{HCN}] = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mole/l d'où } [\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = 1.610^{-5} \text{ mole/l}$$
$$\text{pH} = 5.8$$

3. la quantité de soude ajoutée.

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

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