

Problème chimie

I-a- La solution n'est pas saturée

- en $\text{Ag}(\text{OH})$ (s) si $Q_{\text{ra}} = [\text{Ag}^+].[OH^-] < K_{\text{sa}}$
- en $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (s) si $Q_{\text{rb}} = [\text{Cu}^{2+}].[OH^-]^2 < K_{\text{sb}}$

Tout l'argent ou le cuivre est à l'état « libre » en solution sous forme d'ions Ag^+ ou Cu^{2+} donc $[\text{Ag}^+]_i = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{Cu}^{2+}]_i = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

On ajoute de la soude concentrée, soit des ions OH^- ; la concentration en ions OH^- à l'équilibre augmente au fur et à mesure de l'addition de soude.

D'après ce qui précède, la solution n'est pas saturée

- en $\text{Ag}(\text{OH})$ (s) si $[\text{Ag}^+]_i.[OH^-] < K_{\text{sa}}$ $[OH^-] < \frac{K_{\text{sa}}}{[\text{Ag}^+]_i}$ $[OH^-] < 2.10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{soit si } \boxed{\text{pOH} > 5,7}$$

- en $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (s) si $[\text{Cu}^{2+}]_i.[OH^-]^2 < K_{\text{sb}}$ $[OH^-] < \sqrt{\frac{K_{\text{sb}}}{[\text{Cu}^{2+}]_i}}$ $[OH^-] < 4,5.10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$

$$\text{soit si } \boxed{\text{pOH} > 8,35}$$

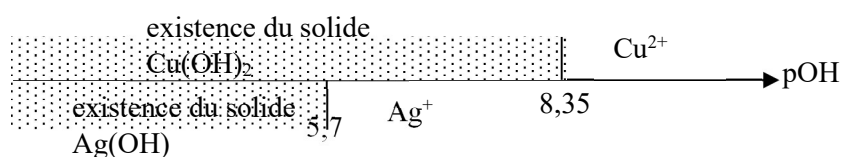
Le premier précipité qui apparaît est celui d'hydroxyde de cuivre de couleur bleue pour $[OH^-] = 4,5.10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$

I-b- Lorsque le précipité d'hydroxyde d'argent apparaît, $[OH^-] = 2.10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$ et

$$\boxed{[\text{Cu}^{2+}] = \frac{K_{\text{sb}}}{[\text{OH}^-]^2} = 5.10^{-8} \text{ mol.L}^{-1}}$$

Pratiquement tous les ions $\text{Cu}(\text{II})$ sont sous forme de précipité.

I-c-



II- La solution S contient initialement en solution les ions : $\text{Cu}^{2+} : n_2 = C_2.V_0$; $\text{Ag}^{2+} : n_3 = C_3.V_0$; $\text{H}_3\text{O}^+ : n_1 = C_1.V_0$ et $\text{NO}_3^- : n = (C_1+2C_2+C_3).V_0$; on ajoute de la soude, soit des ions OH^- et Na^+ .

II-a- Equations bilan des réactions se produisant :

R	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	$K^o = 1 / K_e = 10^{14}$
R _{pa}	$\text{Ag}^+ + \text{OH}^- = \text{Ag}(\text{OH})(\text{s})$	$K_{\text{pa}} = 1 / K_{\text{sa}} = 10^{7,7}$
R _{pb}	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$	$K_{\text{pb}} = 1 / K_{\text{sb}} = 10^{18,7}$

Ces trois réactions sont quasitotales. La première, R, se produit dès le début de l'ajout d'ions OH^- . Les deux autres d'après I ne se produisent que lorsque Q_{ra} devient égal à K_{sa} et Q_{rb} égal à K_{sb} .

$$n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = \xi$$

$$\xi_{\max} = 0,25 \text{ mmol}$$

Soit

$n(\text{Cu}^{2+}) = 0,15 \text{ mmol}$	$n(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,25 \text{ mmol}$
$n(\text{Ag}(\text{OH})) = 0$	$n(\text{Ag}^+) = 0,5 \text{ mmol}$
$[\text{Cu}^{2+}] = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$[\text{Ag}^+] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Présence de solide $\text{Cu}(\text{OH})_2$: K_{sb} vérifié :

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{sb}} / [\text{Cu}^{2+}]} = 3,65 \cdot 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1} \quad \boxed{\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 5,6}$$

Vérification de la dissolution totale du précipité de $\text{Ag}(\text{OH})$:

$$Q_{\text{ra}} = [\text{Ag}^+].[\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-10} < K_{\text{sa}}$$