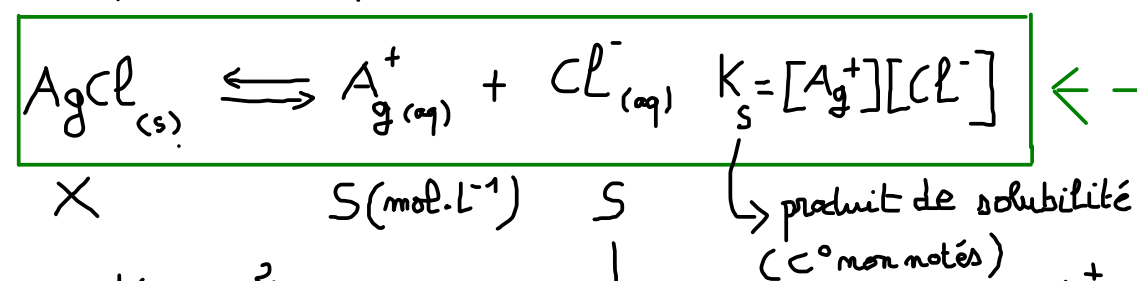


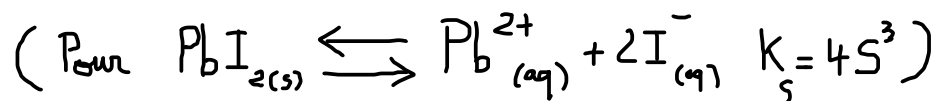
● Equilibre de précipitation



$$K_s = S^2$$

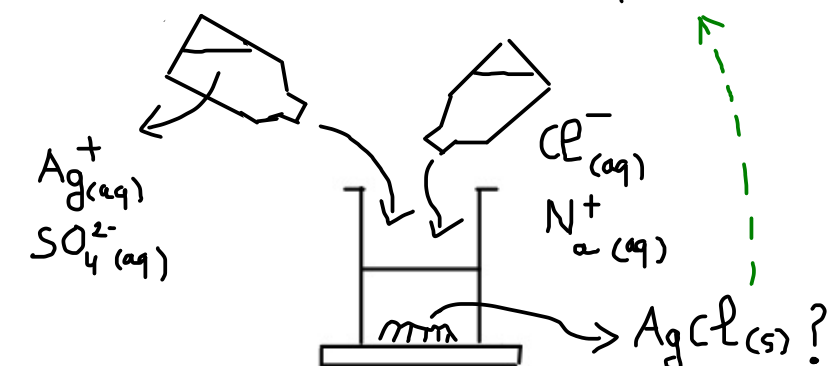
$$S = (K_s)^{1/2}$$

SOLUBILITE :
quantité (mol) de solide dissoute dans 1L d'eau pure avant que la première trace du solide n'apparaisse.

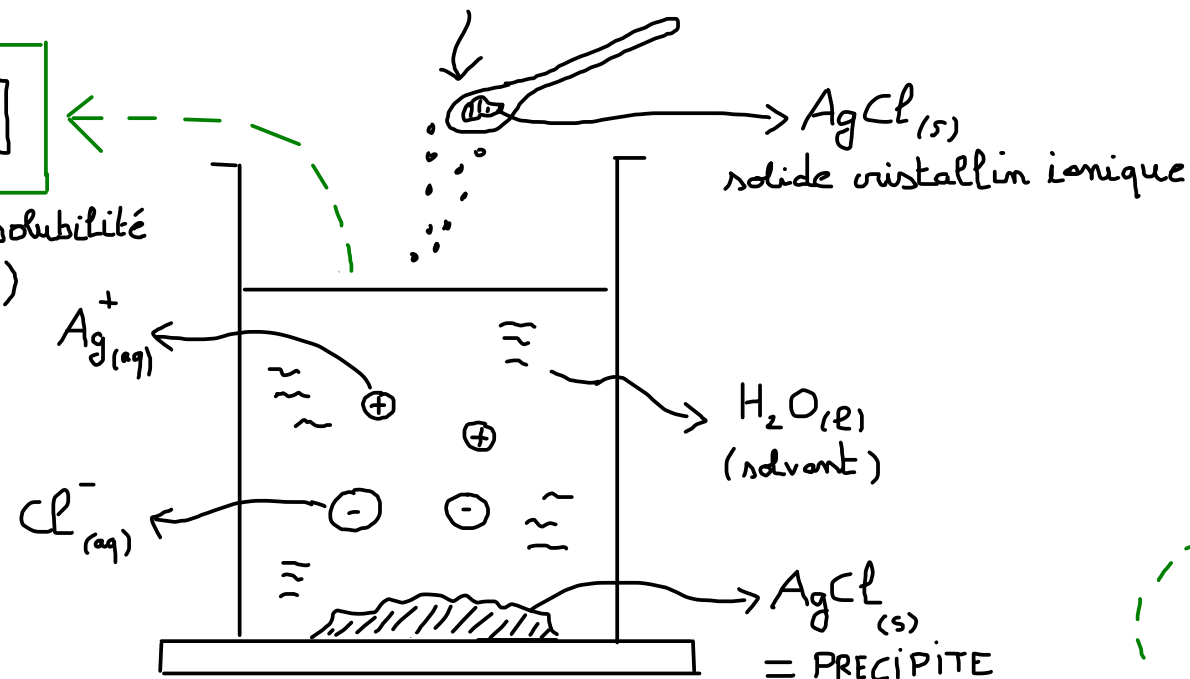


● Obtention du précipité en partant des ions séparément : conditions de précipitation

- Si $Q_0 \equiv [\text{Ag}^+]_0 [\text{Cl}^-]_0 > K_s \rightarrow$ précipitation
- Si $Q_0 < K_s \rightarrow$ pas de précipité $\rightarrow$ l'équilibre n'existe pas !



On introduit un solide en excès dans l'eau.



On obtient une solution saturée avec dépôt d'un précipité

notation: $pX \equiv -\log X$

● Facteurs influençant la solubilité

- $\rightarrow$ présence au préalable dans l'eau d'un ion commun
- $\rightarrow$ réaction compétitive
- $\rightarrow$ la température; en général si $T \uparrow$, $S \uparrow$
- $\rightarrow$ le pH à cause de HO^-

● HO^- précipite facilement avec les ions métalliques (test caractéristique)

- $\rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_{2(s)} : \text{blanc} \quad (\text{Zn}^{2+})$
 - $\rightarrow \text{Ag}(\text{OH})_{(s)} : \text{blanc} \quad (\text{Ag}^+)$
 - $\rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)} : \text{bleu} \quad (\text{Cu}^{2+})$
 - $\rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{2(s)} : \text{vert} \quad (\text{Fe}^{2+})$
 - $\rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_{3(s)} : \text{rouille} \quad (\text{Fe}^{3+})$
- si $\text{pH} \uparrow$ $[\text{HO}^-] \uparrow$
la précipitation est favorisée

● domaine d'existence du précipité

Dans le bécher, on a déjà $[\text{Cl}]_0$.

précipitation si $[\text{Ag}^+] \geq K_s / [\text{Cl}]_0 \Leftrightarrow p_{\text{Ag}} \leq pK_s - p\text{Cl}_0$

Domaine d'existence

pas de précipité

$$pK_s - p\text{Cl}_0$$

si $p_{\text{Ag}} \uparrow$, $[\text{Ag}^+] \downarrow$

p_{Ag}