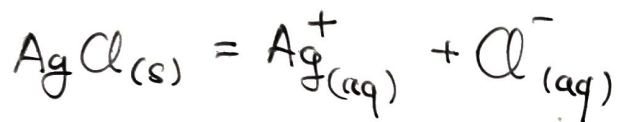


# Équilibre de précipitation

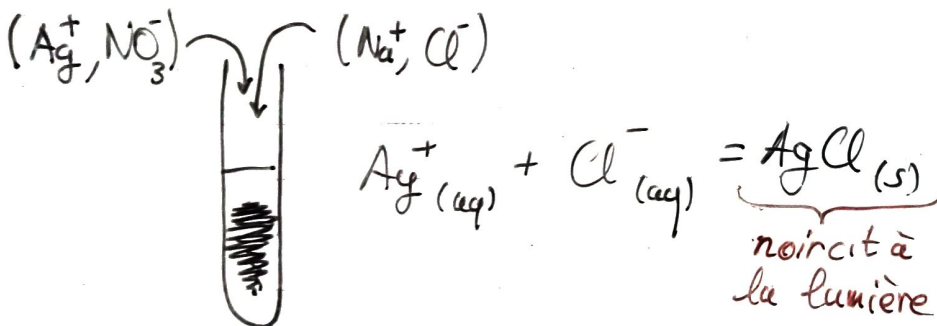
Ici on parle de solides: les précipités

Deux manières

- On part d'un solide et on l'introduit en excès dans l'eau (on obtient une solution saturée)



- On partant de 2 solutions ( $\text{Na}^+, \text{Cl}^-$ ), ( $\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$ )



remq Dans cet équilibre apparaissent :

- un donneur  $\text{AgCl}$  (donne  $\text{Cl}^-$ )
- un accepteur  $\text{Ag}^+$  (accepte  $\text{Cl}^-$ )

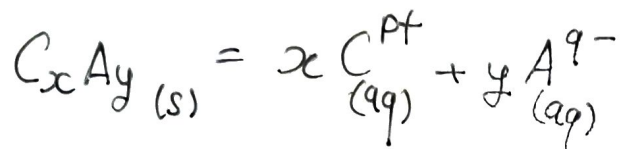
# I Définitions

## 1 Équilibre de précipitation

def

Soit une solution saturée contenant un composé ionique peu soluble  $C_x A_y (s)$  en équilibre avec

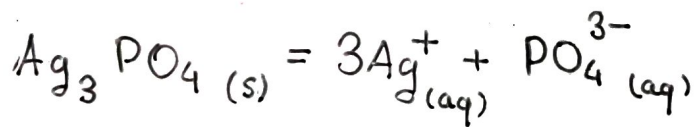
$\left\{ \begin{array}{l} \text{les cations } C^{p+} \\ \text{les anions } A^{q-} \end{array} \right.$



$$px = qy$$

 On l'exprime toujours dans ce sens

ex



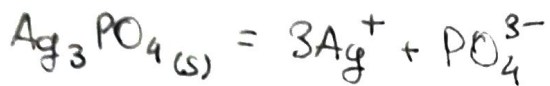
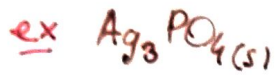
## 2 Produit de solubilité

La const de l'éq de précipitation précédent est

$$K^o = [C_{aq}^{p+}]_{\text{eq}}^x [A_{aq}^{q-}]_{\text{eq}}^y \frac{1}{c_{o2}} =: K_s \text{ à } T$$

le produit de solubilité

def  $pK_s = -\log K_s$



$$pK_s = 19,9 \Rightarrow K_s = 10^{-pK_s} = 1,3 \cdot 10^{-20} \text{ très faible}$$

$\Rightarrow Ag_3PO_4$  très peu soluble

### 3 Solubilité

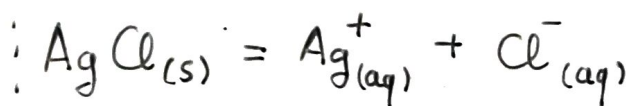
def solubilité  $s$

$s :=$  quantité de solide qui s'est dissoute dans l'eau  $[mol \cdot L^{-1}]$

ex calcul pour le chlorure d'argent  $AgCl(s)$

1

On a  $pK_s = 9,7; K_s = 2,0 \cdot 10^{-10}$



EI  
[mol]

$n_0$	$0$	$0$
-------	-----	-----

eq.	$n_0 - \xi_{eq}$	$\xi_{eq}$	$\xi_{eq}$
	$= n_0 - sV$	$= sV$	$= sV$

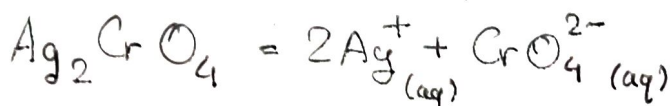
$$\text{LAM } K^0 = K_s = [\text{Ag}^+]_{\text{eq}} [\text{Cl}^-]_{\text{eq}}$$

$$= \frac{sV}{V} \cdot \frac{sV}{V}$$

$$= s^2$$

$$\text{ie } s = \sqrt{K_s} = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$\frac{\text{ex}}{2}$  calcul pour le chromate d'argent  $pK_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s)) = 12$   
 $K_s = 10^{-12}$



$$\text{EI} \quad n_0 \quad 0 \quad 0$$

$$\text{eq} \quad n_0 - \xi_{\text{eq}} \quad 2\xi_{\text{eq}} \quad \xi_{\text{eq}}$$

$$= n_0 - sV \quad 2sV \quad sV$$

$$\text{LAM } K_s = [\text{Ag}^+]_{\text{eq}}^2 [\text{CrO}_4^{2-}]_{\text{eq}}$$

$$= \left(\frac{2sV}{V}\right)^2 \left(\frac{sV}{V}\right)$$

$$= 4s^3$$

$$\text{ie } s = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On peut dissoudre beaucoup plus que le précédent,

⚠ Et pourtant, le  $K_s$  est plus petit:  $K_s \neq s$

## II Conditions de précipitation

### 1 Deux cas de figure

- Les 3 espèces coexistent

$\Leftrightarrow$  on est à l'éq.

$\Leftrightarrow$  solution saturée

$\Leftrightarrow Q_{eq} = K_s$

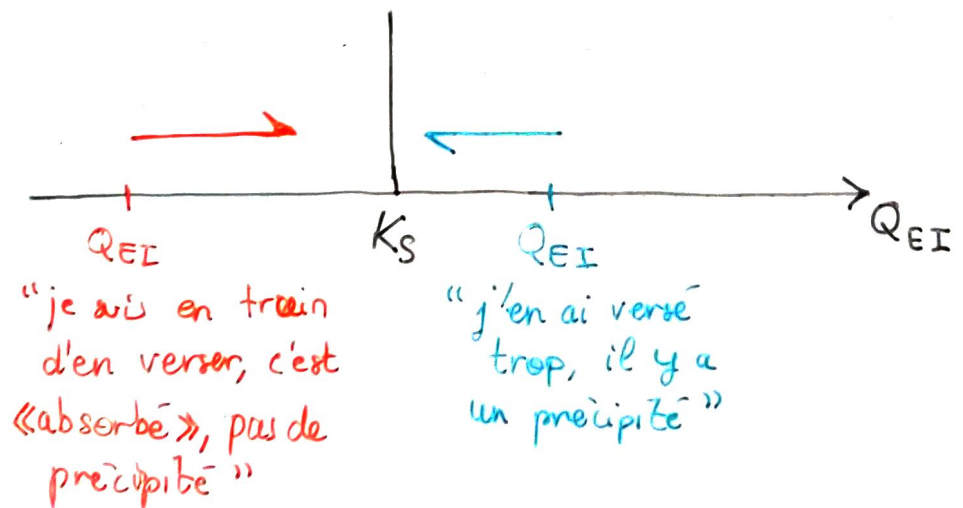
- La solution n'est pas saturée

Le quotient réactionnel initial

$$Q_{EI} = [C^{p+}]_i^x [A^{q-}]_i^y$$

-  $Q_{EI} < K_s$

-  $Q_{EI} > K_s$

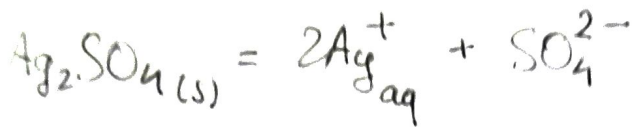


ex On mélange du sulfate de sodium et du nitrate d'argent, les deux à 10 mL et  $C = 8,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$

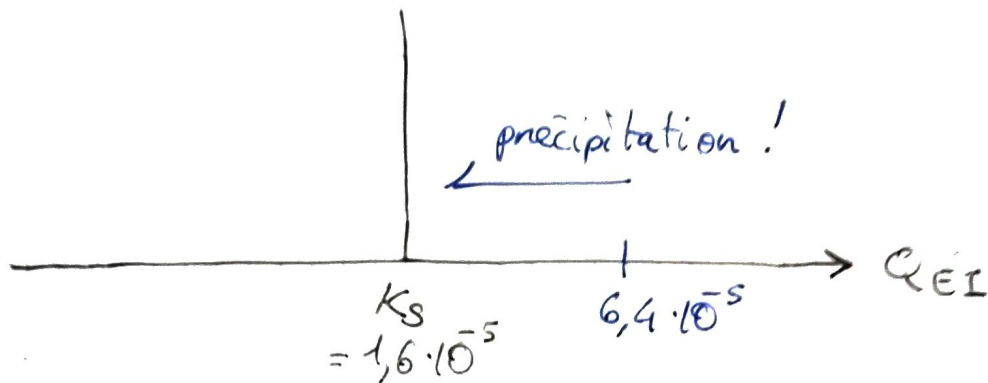
Se forme-t-il un précipité de sulfate d'argent ?



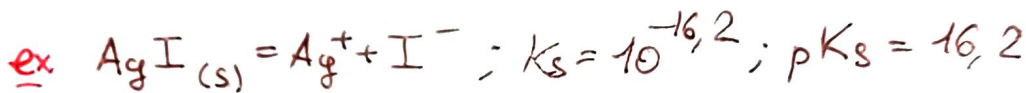
$$K_s = 1,6 \cdot 10^{-5}$$



$$Q_{\text{EI}} = [\text{Ag}^+]_i^2 [\text{SO}_4^{2-}]_i = \left(\frac{c}{2}\right)^2 \frac{c}{2} = \frac{c^3}{8} = 6,4 \cdot 10^{-5}$$



## 2 Domaines d'existence d'un précipité



On part d'une solution de nitrate d'argent ( $\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$ ) à  $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

On ajoute ( $\text{K}^+, \text{I}^-$ ) très concentrée (pas de dilution)

La précipitation démarre  $\Leftrightarrow Q_{\text{EI}} \geq K_s$

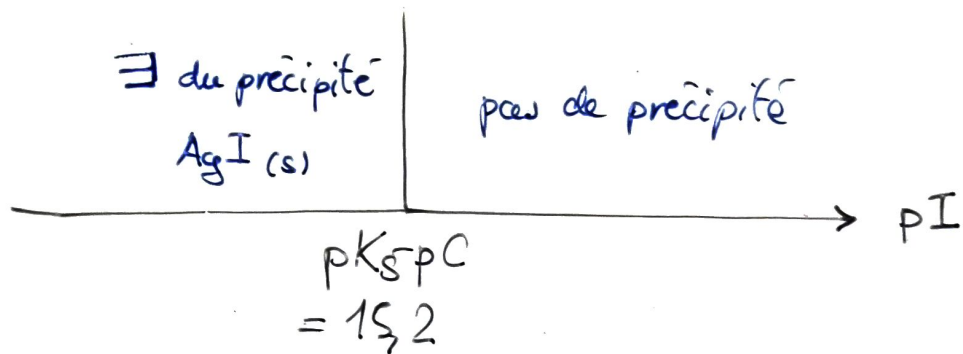
$$\Leftrightarrow [\text{Ag}^+]_0 [\text{I}^-]_0 \geq K_s$$

$$\Leftrightarrow [\text{I}^-]_0 \geq \frac{K_s}{c}$$

$$\Leftrightarrow \log [\text{I}^-]_0 \geq \log K_s - \log c$$

$$\Leftrightarrow -\log [\text{I}^-]_0 \leq -\log K_s + \log c$$

$$\Leftrightarrow p\text{I} \leq pK_s - pC$$



remq En ajoutant un axe vertical

