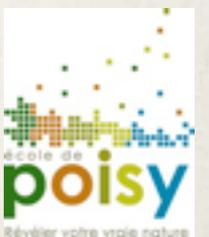




Dissolution / précipitation

Equilibres



Solides ioniques

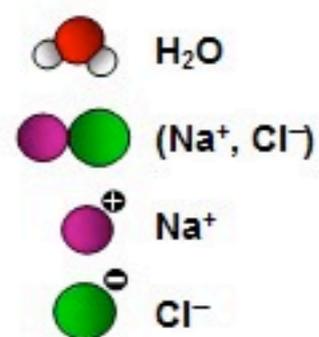


- ❖ Un **solide ionique** (ou cristal) est un empilement régulier d'anions (ions négatifs) et de cations (ions positifs) dans l'espace. Sa charge globale est nulle.

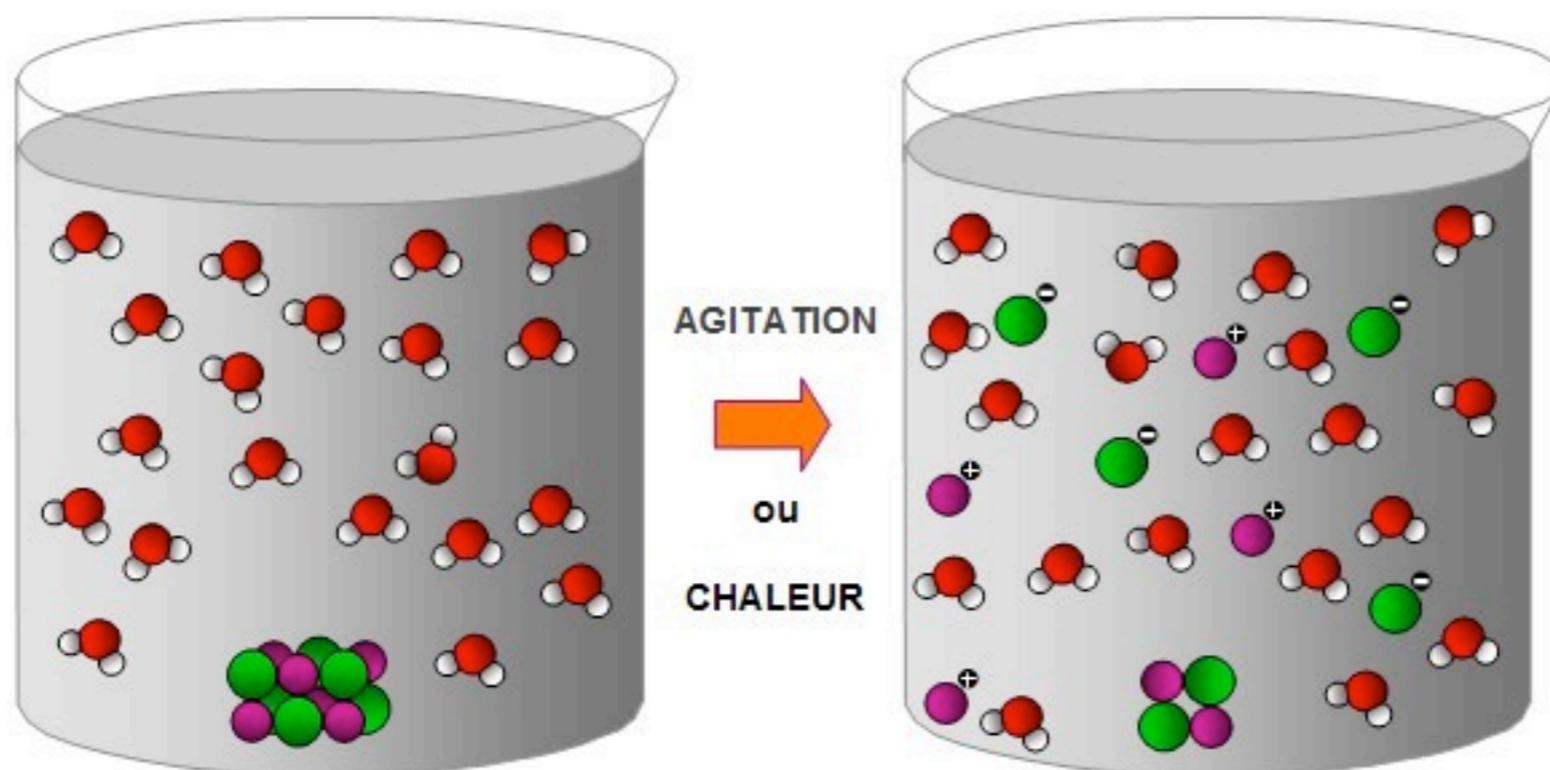


- ❖ **Formule** du solide ionique : elle indique la proportion d'anions et de cations nécessaires pour assurer la neutralité électrique.
Ex : $\text{NaCl}_{(s)}$, $\text{NH}_4\text{NO}_{3(s)}$, $\text{CaCO}_{3(s)}$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(s)$
- ❖ La **cohésion** du solide est assurée par l'interaction électrostatique

Mécanisme de la dissolution



DISSOLUTION DANS L'EAU DU CHLORURE DE SODIUM Cristal ionique NaCl

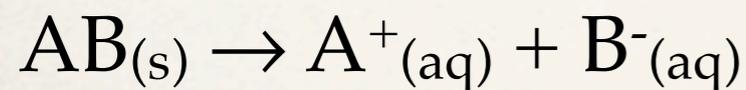


*cf animation
dissolution*

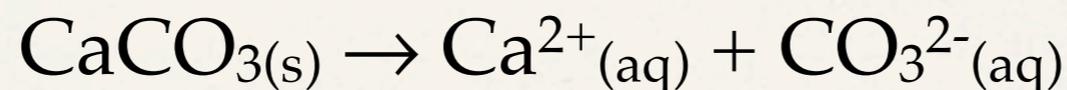
- ❖ **Dispersion** des ions par dislocation du réseau cristallin
- ❖ **Solvation** des ions (=hydratation), par interaction ion-dipôle, d'autant plus forte que l'ion est petit et chargé

Réaction de dissolution

- * La dissolution dans l'eau d'un solide à structure ionique s'écrit :

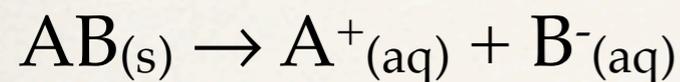


- * Exemples :



Constante (ou produit) de solubilité K_s

- ❖ La constante de solubilité d'un solide ionique s'écrit d'après l'équation de dissolution :



$$K_S = [A^{+}_{(aq)}] \times [B^{-}_{(aq)}]$$

- ❖ Cette constante ne dépend que de la température et se trouve dans des tables.
- ❖ Plus K_s est grand, plus le solide est soluble.
- ❖ Exemples :
 - $NaCl_{(s)} : K_S = [Na^{+}_{(aq)}] \times [Cl^{-}_{(aq)}]$
 - $NH_4NO_{3(s)} : K_S = [NH_4^{+}_{(aq)}] \times [NO_3^{-}_{(aq)}]$
 - $CaCO_{3(s)} : K_S = [Ca^{2+}_{(aq)}] \times [CO_3^{2-}_{(aq)}]$
 - $Ca_3(PO_4)_2_{(s)} : K_S = [Ca^{2+}_{(aq)}]^3 \times [PO_4^{3-}_{(aq)}]^2$

Solubilité s - saturation

❖ On appelle **solubilité s** d'un solide, la quantité maximale de ce solide que l'on peut dissoudre dans un litre de solution.

❖ Une solution en présence d'un excès de substance solide est une solution **saturée**.

La solubilité augmente avec la température.

❖ Connaissant s on peut calculer K_S et réciproquement.

❖ Solution saturée :

$$s = [A^+_{(aq)}] = [B^-_{(aq)}]$$

$$K_S = [A^+_{(aq)}] \times [B^-_{(aq)}] = s^2$$

❖ Exemples :

$$\text{NaCl}_{(s)} : K_S = [Na^+_{(aq)}] \times [Cl^-_{(aq)}] = s^2$$

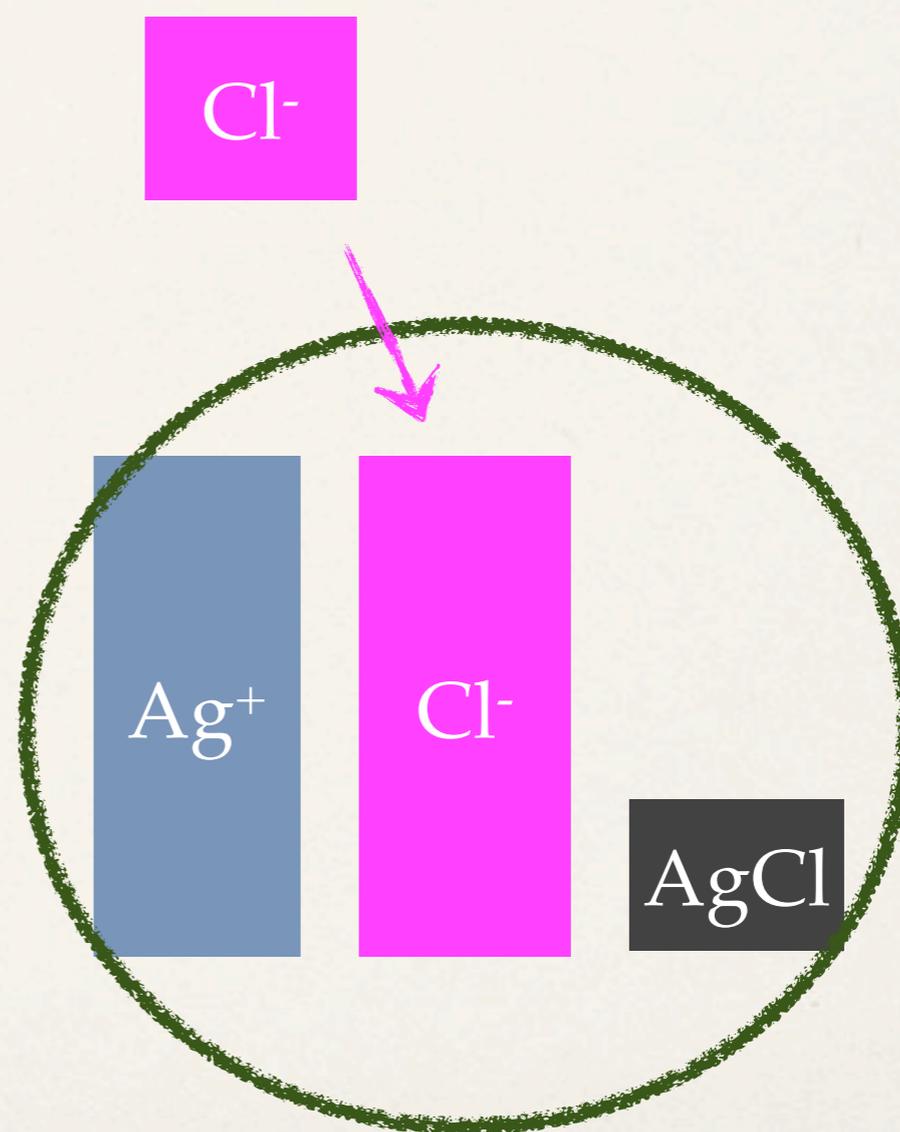
$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2_{(s)} :$$

$$K_S = [Ca^{2+}_{(aq)}]^3 \times [PO_4^{3-}_{(aq)}]^2 = (3s)^3 \times (2s)^2 = 108 s^5$$



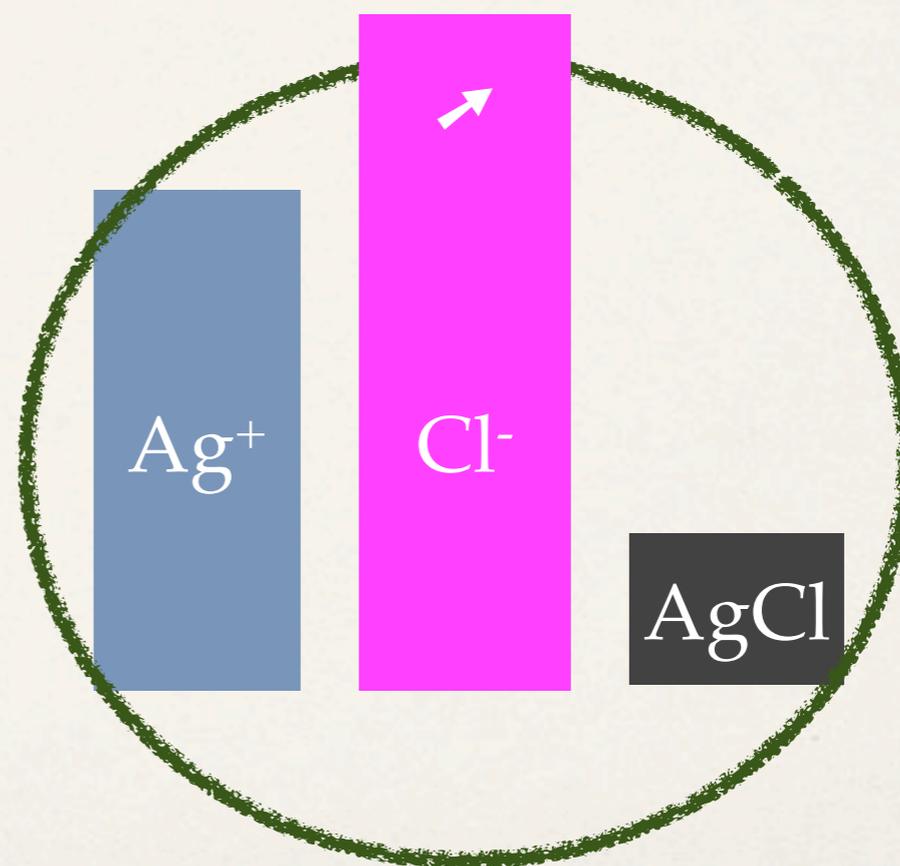
Effet d'ion commun

- ❖ Ex : à une solution saturée de AgCl (solubilité initiale : $s = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$), on ajoute (sans variation de volume) une solution de NaCl
- ❖ On va modifier un état d'équilibre, K_s



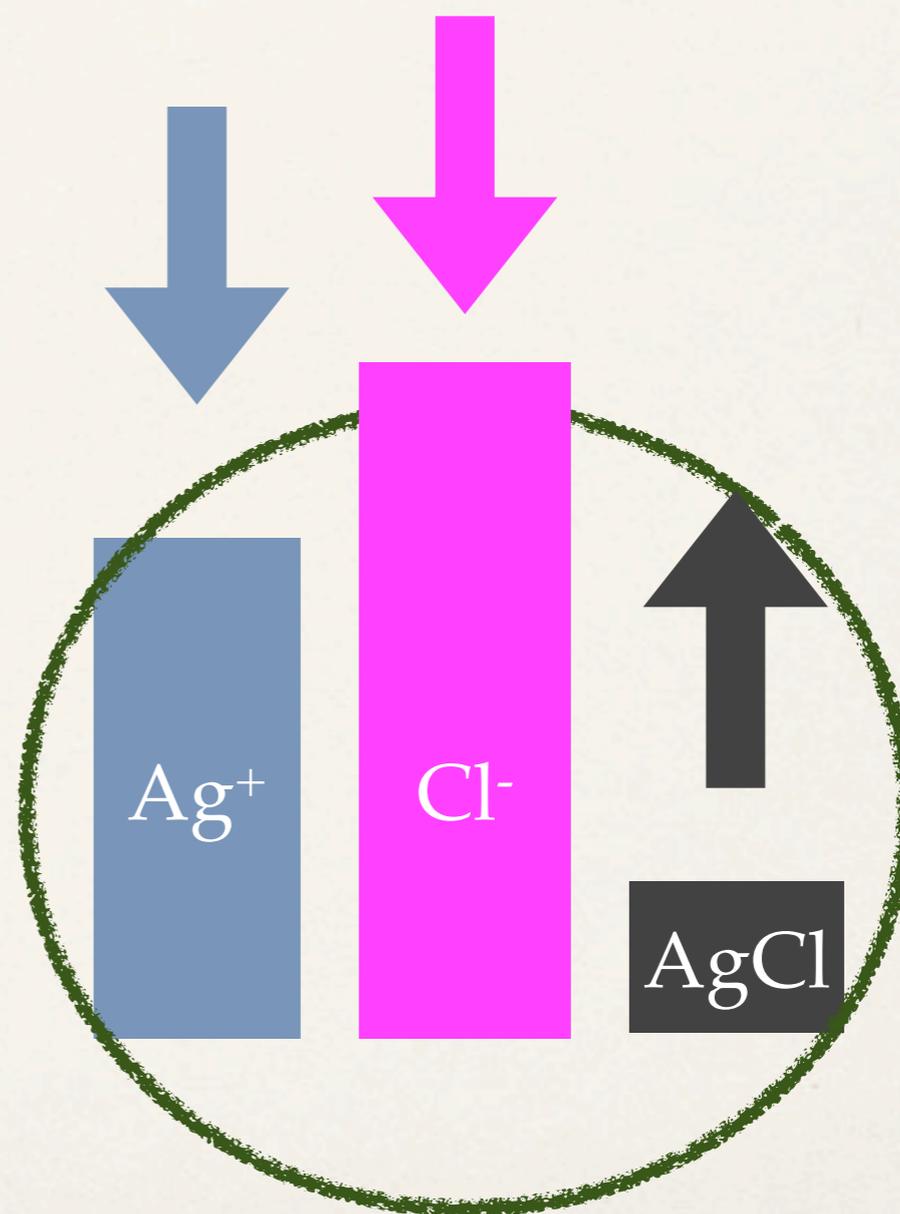
Effet d'ion commun

- ❖ il y a augmentation de la quantité d'ion Cl^- en solution : donc $[\text{Cl}^-] \nearrow$.



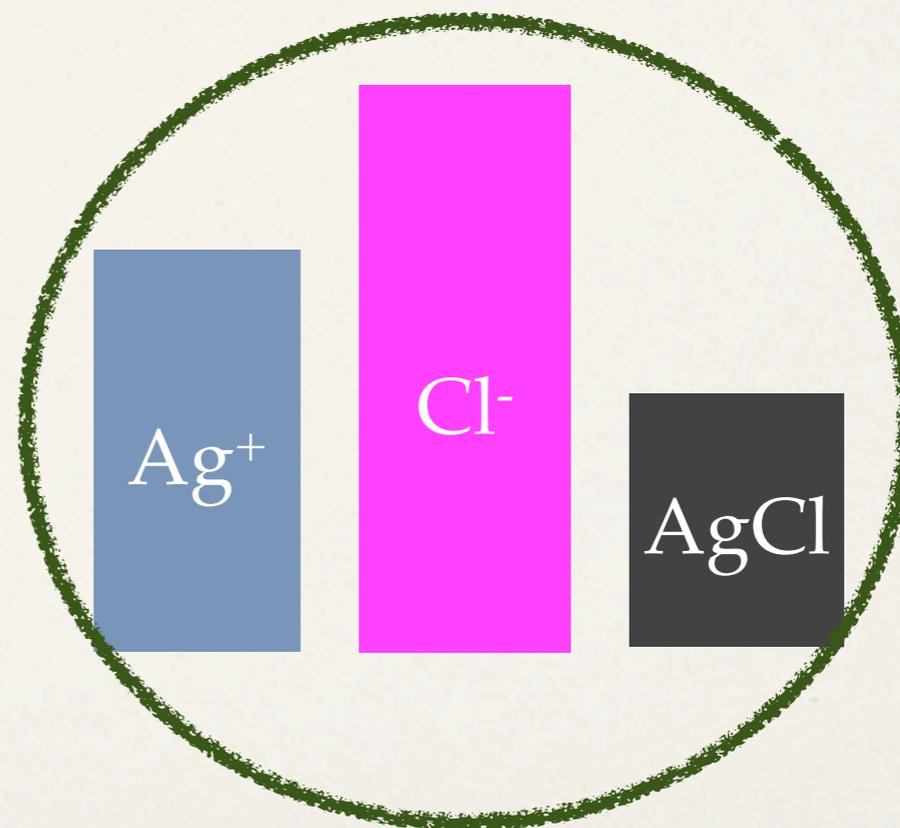
Effet d'ion commun

- ❖ La réaction :
$$\text{AgCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$$
va être déplacée dans le sens \leftarrow (précipitation)
- ❖ $K_s = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] =$ constante ;
et donc $[\text{Ag}^+] \searrow$.

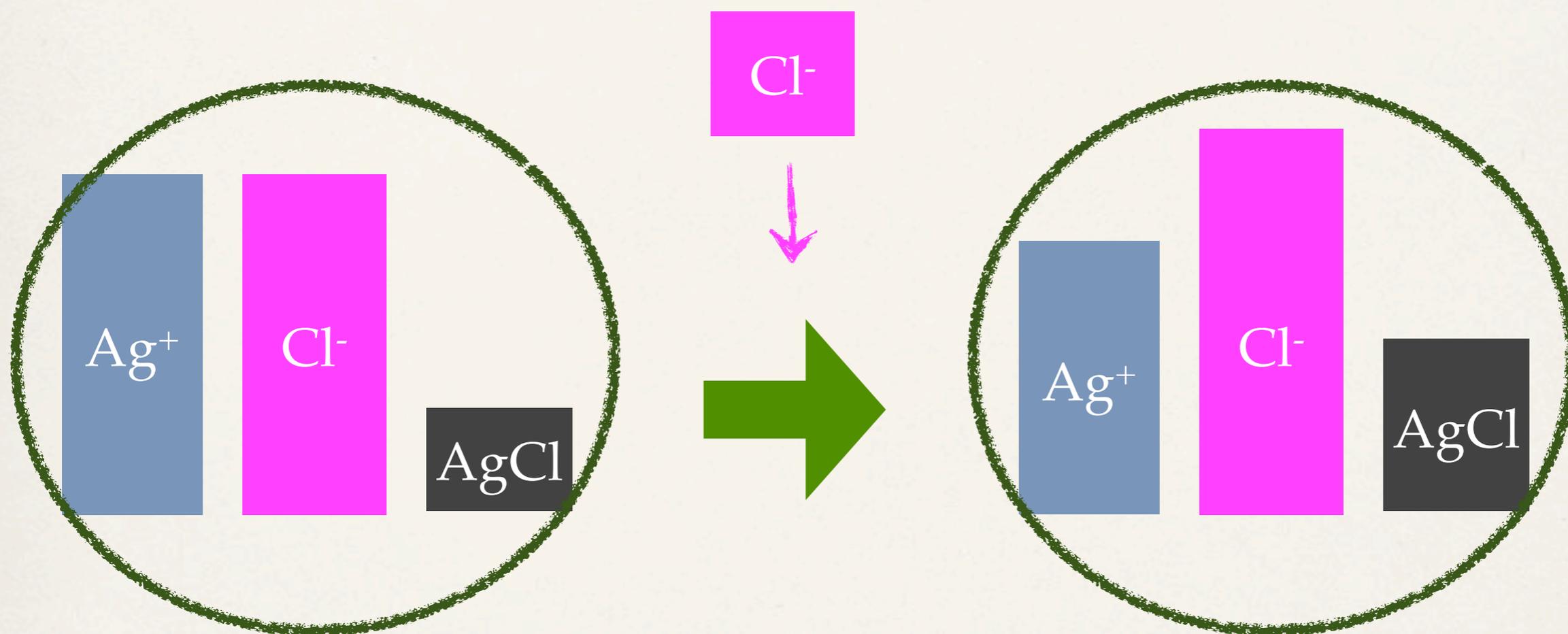


Effet d'ion commun

- ❖ Nouvel état d'équilibre, même K_s
- ❖ Nouvelle solubilité :
 $s' = [\text{Ag}^+] < s$.
(cf. principe de Le Chatelier).



Effet d'ion commun



- ❖ Etat 1 à l'équilibre
 $K_s = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = s^2$

- ❖ Nouvel état d'équilibre
 $K_s = [\text{Ag}^+]' \times [\text{Cl}^-]'$