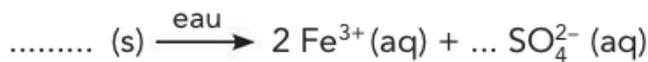
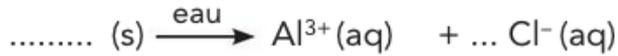
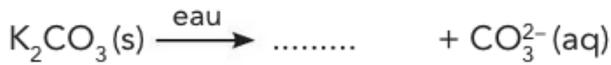
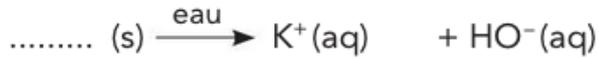


# Exos\_chapitre\_09\_Dissolution\_concentration\_reelle\_effective

## Écrire des équations de dissolution

compléter les équations de dissolution



## Distinguer concentration molaire apportée et concentration effective

Le sulfate de sodium  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$  est un solide ionique blanc, utilisé, entre autres, pour le traitement de la pâte à papier. La concentration molaire effective des ions sodium  $\text{Na}^+(\text{aq})$  dans une solution aqueuse de sulfate de sodium est égale à  $0,020 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

1. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau du sulfate de sodium.
2. Quelle est la concentration molaire effective des ions sulfate dans cette solution ?
3. Quelle est la concentration molaire de la solution en soluté apporté ?

## Concentrations molaires effectives

On considère une solution aqueuse  $S_1$  de sulfate de potassium  $\text{K}_2\text{SO}_4$  et une solution aqueuse  $S_2$  de phosphate de potassium  $\text{K}_3\text{PO}_4$ . Les deux solutions ont même concentration molaire effective en ion potassium  $\text{K}^+(\text{aq})$  :  $[\text{K}^+] = 0,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

1. Écrire les équations de dissolution dans l'eau des deux composés ioniques  $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{s})$  et  $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{s})$ .
2. Calculer les concentrations molaires des deux solutions en soluté apporté.
3. En déduire les concentrations molaires effectives des anions dans les deux solutions.