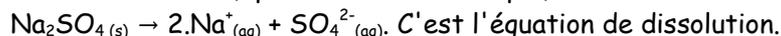


## QUELLE EST LA DIFFÉRENCE ENTRE LA CONCENTRATION PRÉPARÉE ET LA CONCENTRATION EFFECTIVE ?

Lorsque l'on prépare une solution aqueuse par dissolution, on mélange un solide ou un liquide avec de l'eau. On passe de l'espèce pure à une espèce dissoute, en solution aqueuse.

**Exemple 1** : dissolution du sulfate de sodium, qui est un solide ionique, un sel.



Supposons que l'on mélange 1 mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  et que l'on obtienne 1 L de solution. La concentration préparée en  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  vaut  $1 \text{ mol.L}^{-1}$ , on note  $C(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Calculer les concentrations effectives (présentes en solution) en  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en  $\text{Na}^+$  et en  $\text{SO}_4^{2-}$ , notées entre crochets [].

On a :

$[\text{SO}_4^{2-}] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$  car, selon l'équation de dissolution, 1 mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  donne 1 mol de  $\text{SO}_4^{2-}$ .

$[\text{Na}^+] = 2 \text{ mol.L}^{-1}$  car, selon l'équation de dissolution, 1 mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  donne 2 mol de  $\text{Na}^+$ .

$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$  car l'espèce  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  est solide et ne peut pas se retrouver en solution autrement que sous forme de ses ions. Le solide ionique se dissocie pour être dissous, il n'est pas sous sa forme solide.

**Exemple 2** : dissolution de glucose,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , 1 mol pour 1 L de solution. Concentrations préparée et effective ?

Comme on mélange 1 mol pour obtenir 1 L de solution, on a la concentration préparée :  $C(\text{glucose}) = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ .

Ici, on a un solide moléculaire, qui se dissout sans se dissocier. Donc, si toute la quantité de matière en sucre est dissoute, on aura  $[\text{glucose}] = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ . C'est la molécule  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  qui est dissoute, il n'y a pas de dissociation comme pour les solides ioniques. La molécule se retrouve sous forme aqueuse,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(aq)$ .

**Exercice** : calculer les concentrations préparée et effective si on fabrique 250 mL de solution à partir de 3,0 g d'hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , solide ionique.

**Réponse** :

-calculons la quantité de matière en hydroxyde de calcium. Pour cela, il nous faut la masse molaire,  $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = M(\text{Ca}) + 2.M(\text{O}) + 2.M(\text{H}) = 40 + 2 \times 16 + 2 \times 1,0 = 74 \text{ g.mol}^{-1}$ . La quantité de matière en hydroxyde de calcium vaut donc  $n = m/M = 3,0 / 74 = 4,1 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ .

-on peut en déduire la concentration apportée en hydroxyde de calcium  $c = n_{\text{soluté}} / V_{\text{solution}} = 4,1 \cdot 10^{-2} / 0,250 = 1,6 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

-utilisons l'équation de dissolution  $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2.\text{HO}^-$  pour calculer les concentrations effectives :

- $[\text{Ca}^{2+}] = 1,6 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

- $[\text{HO}^-] = 3,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  car le nombre stœchiométrique de  $\text{HO}^-$  est deux fois celui de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

- $[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0 \text{ mol.L}^{-1}$  car le solide ionique est dissocié lors de sa dissolution.