

COMPLÉMENT AU CHAPITRE AVANCEMENT RÉACTIONNEL : LES CONCENTRATIONS EFFECTIVES

À la manière d'une équation de réaction chimique, on peut aussi écrire l'**équation de dissolution** d'un soluté dans l'eau et être amené à déterminer des quantités finales obtenues à la fin de la dissolution.

La dissolution

La dissolution consiste à préparer une solution à partir du soluté pur, en le plaçant au contact du solvant liquide et en agitant jusqu'à l'obtention d'un mélange homogène.

Le soluté pur peut être un solide, un liquide ou un gaz et il peut être constitué au niveau microscopique de molécules ou d'ions.

Équation de dissolution :

On va s'intéresser à la préparation d'une solution aqueuse à partir d'un soluté solide ionique.

Au cours de cette opération, l'eau permet la "destruction" du solide en détachant les ions les uns des autres, puis tous ces ions se dispersent dans le volume total d'eau.

Au cours de la dissolution il y a de moins en moins de solide et de plus en plus d'ions dissous.

On peut donc considérer

- le soluté solide (noté avec l'indice _(s)) comme un réactif : on le place à gauche de la flèche
- les entités dissoutes (notées avec l'indice _(aq)) comme des produits, on les place à droite.
- Par contre, le solvant n'est qu'un outil, il n'est pas consommé par cette opération, sa quantité ne change pas, il y en a autant à la fin qu'au début. Il ne doit pas apparaître dans l'équation de dissolution. On l'indique parfois au-dessus de la flèche

Remarque :

Pour un soluté moléculaire (ici le sucre), voilà l'équation de dissolution. $C_{12}H_{22}O_{11(s)} \rightarrow C_{12}H_{22}O_{11(aq)}$

Cette écriture, bien que juste n'est souvent pas utile, on comprend bien que la quantité dissoute est égale à la quantité apportée, seul l'état physique change.

L'équation de dissolution des solutés ioniques est bien plus intéressante.

Électroneutralité d'un solide ionique :

Un solide ionique est microscopiquement constitué par des ions chargés. Mais il est globalement électriquement neutre.

On y trouve des anions et des cations en quantités telles que les charges se compensent.

Exemples :

- Le chlorure de sodium (le sel) est formé par des ions chlorure Cl^- et des ions sodium Na^+ .
Pour respecter l'électroneutralité, ce solide contient autant d'ions Cl^- que d'ions Na^+ .
À l'état solide on le note $NaCl_{(s)}$ le cation se notant en premier dans la formule.
- Le chlorure de magnésium est formé par des ions chlorure Cl^- et des ions magnésium Mg^{2+} .
Pour respecter l'électroneutralité, il contient deux fois plus d'ions Cl^- que d'ions Mg^{2+} , on le note $MgCl_{2(s)}$

A vous :

- Le sulfate de cuivre solide est formé par les ions sulfate SO_4^{2-} et les ions cuivre Cu^{2+}
Comment l'écrit-on ?
- Et le sulfate de sodium solide ?
- Et l'oxyde d'aluminium ? (données : ion oxyde O^{2-} et ion aluminium Al^{3+})

Équation de dissolution d'un solide ionique :

Au cours de la dissolution, sous l'action de l'eau, tous les ions qui étaient précédemment dans le solide se retrouvent en solution. Il y a donc plusieurs "produits" dans l'équation de dissolution d'un solide ionique, assortis parfois de coefficients.

- Équation de dissolution du chlorure de sodium

La solution obtenue se note :

- Équation de dissolution du chlorure de magnésium

La solution obtenue se note :

- Équation de dissolution du sulfate de sodium

La solution obtenue se note :

- Équation de dissolution de l'oxyde d'aluminium

La solution obtenue se note :

Les deux types de concentrations en quantités de matière

➤ La concentration en soluté apporté notée c

C'est la concentration que vous connaissez jusqu'à présent, elle ne représente pas la réalité de la solution fabriquée mais elle correspond à la quantité de soluté apportée pour effectuer la préparation d'un volume de solution. On la note c

$$c = \frac{n_{\text{soluté apporté}}}{V_{\text{solution}}}$$

$n_{\text{soluté apporté}}$: la quantité de soluté mis en solution (mol)
 V_{solution} : volume de solution (en L)
 c : concentration en soluté apporté en (mol.L⁻¹)

Cette concentration est la concentration en mol.L⁻¹ notée sur le flacon.

➤ Les concentrations effectives de chaque ion X en solution, notées entre crochets : [X]

Les concentrations effectives correspondent à la réalité chimique des espèces effectivement présentes par litre de solution aqueuse. Elles se calculent pour chaque ion présent.

On note cette concentration en plaçant la formule de l'espèce chimique entre crochets

$$[X] = \frac{n_X}{V_{\text{solution}}} \text{ en mol.L}^{-1}$$

n_X : quantité de X dissout (en mol)
 V_{solution} : volume de solution (en L)
 [X] : concentration effective de X (en mol.L⁻¹)

Par exemple de l'eau salée contient des ions Na^+ et des ions Cl^- . Il y a une concentration en quantité pour les ions Na^+ notée $[Na^+]$ et une concentration en quantité pour les ions Cl^- notée $[Cl^-]$

Pour déterminer la valeur de la concentration effective de chaque espèce chimique dissoute, il faut raisonner avec les coefficients de l'équation de dissolution.

Exemple : dissolution du chlorure de fer III : $FeCl_3(s) \rightarrow Fe^{3+}_{(aq)} + 3 Cl^-_{(aq)}$

La solution aqueuse contient d'ions $Cl^-_{(aq)}$ que d'ions $Fe^{3+}_{(aq)}$.

Il y ad'ions Fe^{3+} en solution que de soluté $FeCl_3$ apporté.

Il y ad'ions Cl^- en solution que de soluté $FeCl_3$ apporté

On peut donc écrire les relations suivantes :

On peut aussi s'aider de tableaux de bilan de matière

Application : à rédiger séparément :

1. Déterminer la concentration en soluté apporté et la concentration de chaque ion en solution lorsqu'on dissout $m = 5,0$ g de sulfate de sodium dans un volume $V = 200$ mL de solution
2. En déduire le volume de cette solution qui permet de prélever $n = 40$ mmol d'ions sodium.