

Corrigé exercice 4

QU'Y A-T-IL DANS CETTE BOUTEILLE ?

- 1) L'eau distillée est de l'eau qu'on a purifié de ses solutés par distillation.

L'eau distillée est un système homogène (une phase liquide).
Il s'agit d'un corps pur.
L'espèce chimique est l'eau, de formule H_2O . C'est une espèce chimique moléculaire.

La masse molaire de l'eau est $\rho = 1,00 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, et sa masse molaire est $M = 18,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.
Pour en prélever une quantité de matière $n = 1,00 \text{ mol}$, il faut donc prélever, avec une pipette graduée, un volume :

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{nM}{\rho} = 18,0 \text{ mL}$$

- 2) On désigne par le terme de « soude » une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium.

L'hydroxyde de sodium est un solide ionique, constitué des ions hydroxyde HO^- et sodium Na^+ en proportion 1:1, donc de formule NaOH . Lorsqu'on le dissout dans l'eau pour constituer la soude, les ions se dissocient selon l'équation de dissolution : $\text{NaOH}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(aq)}^+ + \text{HO}_{(aq)}^-$.

La notation « M », courante au laboratoire, est une abréviation de l'unité « $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ».

Ainsi, une solution de « soude 0,1 M » est une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration $C = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

La « soude 0,1 M » est un système homogène (une phase liquide).
Il s'agit d'une solution, dont le solvant est l'eau et les solutés sont les ions $\text{Na}_{(aq)}^+$ et $\text{HO}_{(aq)}^-$,
aux concentrations $[\text{Na}^+] = [\text{HO}^-] = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

- 3) L'espèce $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$ est un solide ionique, le carbonate de sodium. Si on le trouve dans une bouteille dont le contenu est liquide, sans que rien d'autre ne soit précisé, cela signifie nécessairement qu'il a été dissous dans de l'eau, pour constituer une solution aqueuse.

L'indication 10% désigne a priori un pourcentage massique.

Cette solution a donc été réalisée en mélangeant, pour une masse m de solution, $0,10m$ du solide $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$ avec $0,90m$ d'eau pure.

Si on note $M = 106,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ la masse molaire de $\text{Na}_2(\text{CO}_3)$, cela signifie qu'on en a dissous une quantité de matière $n = \frac{0,10m}{M}$ pour constituer une masse m de solution. Or, lors de cette dissolution, les ions se dispersent selon : $\text{Na}_2(\text{CO}_3)_{(s)} \rightarrow 2\text{Na}_{(aq)}^+ + \text{CO}_3^{2-}_{(aq)}$.

La quantité de matière de chaque soluté dans la solution sera donc : $\frac{0,20m}{M}$ pour $\text{Na}_{(aq)}^+$ et $\frac{0,10m}{M}$ pour $\text{CO}_3^{2-}_{(aq)}$.

On ne connaît pas la masse volumique de la solution dans la bouteille, mais on peut supposer que, comme l'eau reste très majoritaire dans ce mélange, elle est proche de $\rho \approx 1,0 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$. Une masse m de solution a donc un volume $V = \frac{m}{\rho}$.

Finalement, la concentration molaire des solutés peut s'estimer ainsi :

$$[\text{Na}^+] = \frac{\frac{0,20m}{M}}{\frac{m}{\rho}} = \frac{0,20m}{M} \cdot \frac{\rho}{m} = 0,20 \frac{\rho}{M} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{mL}^{-1} = 1,9 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 0,10 \frac{\rho}{M} = 0,95 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Remarque : pour connaître plus précisément ces concentrations, il faudrait mesurer la masse volumique précise de cette solution.

La bouteille « Na₂CO₃ à 10% » contient un système homogène (une phase liquide). Il s'agit d'une solution, dont le solvant est l'eau et les solutés sont les ions Na⁺_(aq) et CO₃²⁻_(aq), aux concentrations approximatives [Na⁺] = 1,9 mol·L⁻¹ et [CO₃²⁻] = 0,95 mol·L⁻¹.

4) Le terme « éther » désigne couramment au laboratoire l'éther de diéyle, qui est une espèce chimique moléculaire de formule C₂H₅-O-C₂H₅, liquide dans les « CATP ».

Ce corps a tendance à dissoudre de la vapeur d'eau de l'air, si on le laisse longtemps au laboratoire. Quand on ajoute le terme « anhydre », cela signifie que l'éther a été débarrassé de toute trace d'eau, par un traitement préalable (distillation, contact avec un agent hygroscopique...) et qu'il est conservé sur un **tamis moléculaire**, qui est un minéral poreux en granulé, ayant un fort pouvoir d'absorption de l'eau.



Tamis moléculaire

Ainsi, on reconnaît un liquide « anhydre » par la présence de ces granulés au fond de la bouteille.

Dans une bouteille d'éther anhydre, il y a *a priori* deux phases :
- une phase liquide, qui est un corps pur, donc l'espèce chimique est l'éther de diéyle ;
C'est une espèce chimique moléculaire, de formule C₂H₅-O-C₂H₅ ;
- une phase solide, au fond de la bouteille, constituée par les granulé du tamis moléculaire.
C'est donc un système hétérogène.

La densité de l'éther est de 0,71, c'est-à-dire que sa masse volumique est : $\rho = 0,71 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, et sa masse molaire est $M = 74,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Pour en prélever une quantité de matière $n = 1,00 \text{ mol}$, il faut donc prélever un volume :

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{nM}{\rho} = 104 \text{ mL}$$

5) L'espèce KCl est un solide ionique, le chlorure de potassium. Si on le trouve dans une bouteille dont le contenu est liquide, sans que rien d'autre ne soit précisé, cela signifie nécessairement qu'il a été dissous dans de l'eau, pour constituer une solution aqueuse.

L'indication « saturé » signifie qu'on l'a dissous dans l'eau jusqu'à atteindre la saturation, c'est-à-dire qu'on a apporté le solide jusqu'à ce qu'il ne soit plus possible d'en dissoudre. À la fin de la dissolution, il reste donc du solide en excès. L'équation de dissolution est : $\text{KCl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{K}_{(aq)}^{+} + \text{Cl}_{(aq)}^{-}$.

La concentration de la solution obtenue, qui est égale à la concentration de chacun des solutés, $\text{K}_{(aq)}^{+}$ et

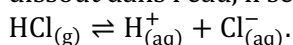
$\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$, est donc égale à la solubilité, qui est égale, d'après les tables, à $s = 4,6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

En résumé :

Dans une bouteille étiquetée « KCl saturée », il y a *a priori* deux phases :
- une phase liquide, qui est une solution, dont le solvant est l'eau et les solutés sont les ions $\text{K}^+_{(\text{aq})}$ et $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$, aux concentrations $[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = 4,6 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$;
- une phase solide, au fond de la bouteille, constituée d'un peu du corps pur KCl en excès.
C'est donc un système hétérogène.

6) L'espèce HCl est une espèce moléculaire : le chlorure d'hydrogène. Dans les « CATP », il s'agit d'un gaz. Si on le trouve dans une bouteille dont le contenu est liquide, sans que rien d'autre ne soit précisé, cela signifie nécessairement qu'il a été dissous dans de l'eau, pour constituer une solution aqueuse.

La solution aqueuse de HCl est couramment appelée « acide chlorhydrique ». En effet, lorsque ce gaz se dissout dans l'eau, il se dissocie quasi-totalement en ions H^+ et Cl^- . L'équation de dissolution est :



En faisant des recherches (page « Wikipedia » de l'acide chlorhydrique), on trouve un tableau avec la composition des solutions les plus concentrées. Une solution notée « HCl concentré » contient entre 32 et 38% du corps HCl en masse (le reste étant de l'eau), ce qui correspond à des concentrations molaires entre 10,2 et 12,4 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

En résumé :

Le contenu d'une bouteille étiquetée « HCl concentré » est homogène (une phase liquide). Il s'agit d'une solution, dont le solvant est l'eau, et les solutés sont $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ et $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$, à des concentrations $[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-]$ de l'ordre de 10 à 12 $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Remarque : l'ion $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ peut aussi être modélisé par $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ (ion oxonium).