

Corrigé exercice 6

PRÉPARATION DE SOLUTIONS AQUEUSES

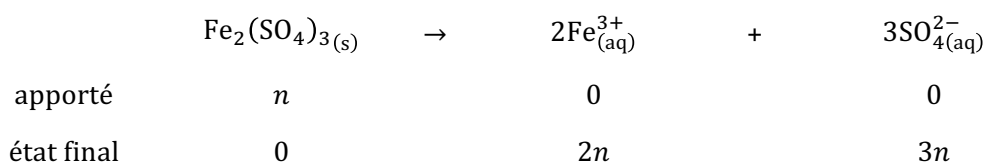
En dissolvant des solides...

1) Masse molaire du sulfate ferrique $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: $M = 399,9 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La quantité de matière apportée est donc : $n = \frac{m}{M} = 0,0500 \text{ mol}$

La concentration que l'on cherche à dissoudre est donc $C = \frac{n}{V} = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Comme la solubilité n'est pas fournie mais que l'énoncé indique « très soluble », on peut en déduire que C est largement inférieure à la solubilité, donc que la dissolution est bien totale.

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ est un sel ionique constitué des ions sulfate SO_4^{2-} et ferrique Fe^{3+} . L'équation de la dissolution, qui s'est déroulée **totalemment**, est donc :



On obtient donc en définitive une solution limpide de concentration $C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, contenant : $[\text{Fe}^{3+}] = 0,200 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

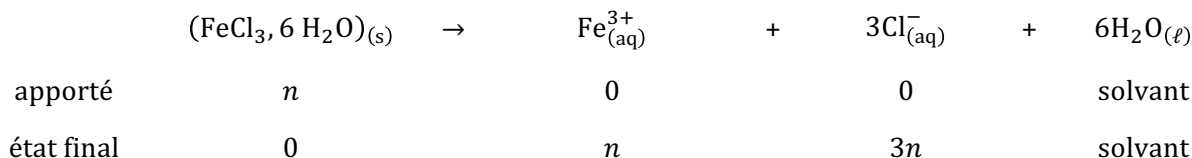
2) Masse molaire du chlorure ferrique hexahydraté $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$: $M = 270,3 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Attention : l'eau indiquée dans la formule du sel est de l'eau de cristallisation, c'est-à-dire que des molécules d'eau ont été piégées dans le solide lors de sa formation. Cette eau est donc contenue dans le solide que l'on pèse, et doit donc être incluse dans la masse molaire.

La quantité de matière apportée est donc : $n = \frac{m}{M} = 0,0499 \text{ mol}$

La concentration que l'on cherche à dissoudre est donc $C = \frac{n}{V} = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. La solubilité de FeCl_3 étant de $s = 5,67 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, on a $C < s$: la dissolution sera donc bien totale (l'eau de cristallisation ne change rien, car pour une mole de $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ que l'on apporte, il y a bien une mole de FeCl_3 de toutes façons).

FeCl_3 est un sel ionique constitué des ions chlorure Cl^- et ferrique Fe^{3+} . L'équation de la dissolution, qui s'est déroulée **totalemment**, est donc :



On obtient donc en définitive une solution limpide de concentration $C = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, contenant : $[\text{Fe}^{3+}] = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^-] = 0,300 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

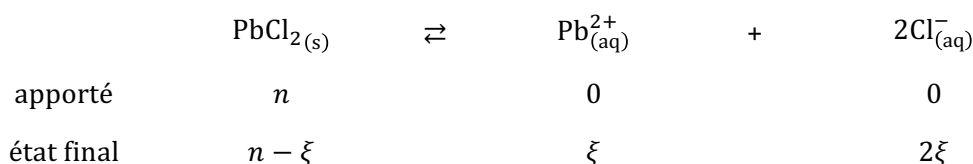
3) Masse molaire du chlorure de plomb PbCl_2 : $M = 278,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La quantité de matière apportée est donc : $n = \frac{m}{M} = 0,0359 \text{ mol}$

La concentration que l'on cherche à dissoudre est donc $C = \frac{n}{V} = 0,072 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Or la solubilité n'est que de $s = 1,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. On en déduit que l'on va obtenir une solution **saturée**. L'intégralité du

solide ne pourra pas se dissoudre, et il restera du solide dans l'état final.

PbCl_2 est un sel ionique constitué des ions chlorure Cl^- et plomb (II) Pb^{2+} . L'équation de la dissolution, qui atteint l'équilibre chimique dans l'état final puisqu'il reste du solide, est donc :



La solution étant saturée, on sait que la concentration qui s'est dissoute atteint la valeur maximale, à savoir $\frac{\xi}{V} = s$. Donc $[\text{Pb}^{2+}] = \frac{\xi}{V} = s$ et $[\text{Cl}^-] = \frac{2\xi}{V} = 2s$

On obtient donc en définitive une solution saturée de chlorure de plomb, contenant : $[\text{Pb}^{2+}] = 1,43 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $[\text{Cl}^-] = 2,86 \cdot 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, surmontant du solide PbCl_2 en excès (il en reste $n - sV = 0,288 \text{ mol}$).

Remarque : Cet état final est un état d'équilibre chimique. Au chapitre 2, on pourra donc lui appliquer la relation de Guldberg et Waage, ce qui n'était pas possible pour les questions 1) et 2). On écrira que la constante d'équilibre de la réaction de dissolution est égale au quotient réactionnel dans l'état final, soit :

$$K^\circ = \frac{[\text{Pb}^{2+}][\text{Cl}^-]^2}{(c^\circ)^3} = \frac{s \times (2s)^2}{(c^\circ)^3} = \frac{4s^3}{(c^\circ)^3} = 1,17 \cdot 10^{-5}$$

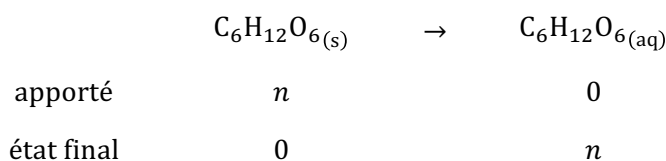
Du moment qu'on a saturé la solution, la quantité de solide restant n'a aucune importance, cette loi sera toujours vérifiée.

4) Masse molaire du glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: $M = 180,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

La quantité de matière apportée est donc : $n = \frac{m}{M} = 0,167 \text{ mol}$

La concentration que l'on cherche à dissoudre est donc $C = \frac{n}{V} = 0,333 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. La solubilité du glucose étant de $s = 4,99 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, on a $C < s$: la dissolution sera donc bien totale.

Le glucose étant un composé moléculaire, l'équation de la dissolution, qui s'est déroulée **totalemment**, est simplement :



On obtient donc en définitive une solution limpide de concentration $C = 0,333 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, qui contient $[\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6] = C = 0,333 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

En dissolvant un liquide...

On a préparé un volume $V_f = 100 \text{ mL}$ de solution ; la masse volumique étant de $\rho_s = 0,976 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, on en déduit que la masse de solution préparée est de :

$$m_s = \rho_s V_f = 97,6 \text{ g}$$

Pour préparer cette solution, on a apporté $V_{\text{éth}} = 14,0 \text{ mL}$ d'éthanol ; la masse volumique de l'éthanol étant de $\rho_{\text{éth}} = 0,789 \text{ g}$, on en déduit la masse introduite :

$$m_{\text{éth}} = \rho_{\text{éth}} V_{\text{éth}} = 11,0 \text{ g}$$

Par différence, la masse d'eau qu'on a utilisée pour compléter la fiole est de $m_{eau} = m_s - m_{éth} = 86,6$ g.

Une solution à 14° en éthanol possède une fraction **massique** de $w_{éth} = \frac{11,0}{97,6} = 0,113 = 11,3\%$.
On dit qu'il s'agit d'une solution à 11,3% en éthanol.

La masse molaire de l'éthanol étant de $M_{éth} = 46,0$ g·mol⁻¹ et celle de l'eau de $M_{eau} = 18,0$ g·mol⁻¹, on en déduit les quantités de matière apportées :

$$n_{éth} = \frac{m_{éth}}{M_{éth}} = 0,24 \text{ mol et } n_{eau} = \frac{m_{eau}}{M_{eau}} = 4,81 \text{ mol}$$

La fraction **molaire** de l'éthanol est de $x_{éth} = \frac{n_{éth}}{n_{éth} + n_{eau}} = 0,048 = 4,8\%$.
La concentration molaire est de : $C_{éth} = \frac{n_{éth}}{V_f} = 2,4$ mol·L⁻¹.

En diluant une solution commerciale...

On veut réaliser une solution fille de concentration $C_f = 0,100$ mol·L⁻¹ et de volume $V_f = 1,000$ L à partir d'une solution mère.

Pour cela, il faut apporter grâce à la solution mère une quantité n_{HCl} de HCl dissoute, l'introduire dans une fiole jaugée de volume $V_f = 1,000$ L et compléter avec de l'eau distillée.

La quantité n_{HCl} à apporter dans la fiole est telle que :

$$C_f = \frac{n_{HCl}}{V_f}$$

Cette quantité $n_{HCl} = C_f V_f$ est apportée par un volume V_p de solution mère prélevé à la pipette graduée. On calcule ce volume V_p à prélever au moyen des indications figurant sur la bouteille.

On connaît la densité de la solution mère, donc sa masse volumique $\rho = 1,16$ g·mL⁻¹. La masse de solution contenue dans le volume V_p est donc :

$$m_p = \rho V_p$$

Or 32% de cette masse correspond à du chlorure d'hydrogène dissous. La masse de HCl contenue dans V_p est donc :

$$m_{HCl} = 0,32 m_p = 0,32 \rho V_p$$

D'où la quantité de matière, en utilisant la masse molaire M_{HCl} :

$$n_{HCl} = \frac{m_{HCl}}{M_{HCl}} = \frac{0,32 \rho V_p}{M_{HCl}}$$

Finalement, comme on voulait introduire $n_{HCl} = C_f V_f$, on obtient :

$$C_f V_f = \frac{0,32 \rho V_p}{M_{HCl}}$$

Le volume de solution mère à prélever est donc :

$$V_p = \frac{C_f V_f M_{HCl}}{0,32 \rho} = 9,8 \text{ mL}$$

On rappelle finalement le mode opératoire.

Attention : il s'agit de la dilution d'un acide fort concentré. Une telle dilution est très exothermique. **Il faut donc toujours apporter l'acide dans l'eau** et non l'inverse. En effet, la solution concentrée étant plus dense que l'eau, elle va se répartir dans le liquide, alors que si on verse un peu d'eau sur la solution concentrée, cette eau va rester en surface, la chaleur va s'y accumuler localement, cela

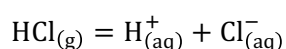
pouvant entraîner l'ébullition de l'eau et donc des projections de solution très acide !

De plus, même en versant l'acide dans l'eau, il faut le faire lentement, agiter régulièrement, disposer d'un cristalliseur avec de l'eau glacée au cas où l'échauffement serait trop important... et bien sûr porter des lunettes de protection !

- 1) Remplir une fiole jaugée de 1 litre à moitié d'eau distillée.
- 2) Introduire doucement un volume $V_p = 9,8 \text{ mL}$ de la solution mère d'acide chlorhydrique concentrée au moyen d'une pipette graduée. Porter des gants et des lunettes de protection lors du prélèvement de l'acide, et travailler de préférence sous hotte, car l'acide chlorhydrique dégage des vapeurs de HCl très irritantes.
- 3) Boucher et agiter.
- 4) Compléter au trait de jauge avec de l'eau distillée, en s'arrêtant régulièrement pour homogénéiser.
- 5) Après la mise au trait, agiter une dernière fois.

Remarque importante :

On a raisonné sur la quantité de HCl dissous. Or HCl, le chlorure d'hydrogène, est un **gaz**. L'équilibre de dissolution de ce gaz dans l'eau est :



(on néglige la molécule $\text{HCl}_{(aq)}$ qui est très peu stable et n'existe quasiment pas, l'eau la dissocie en ions quasi-totalement).

La solution préparée d'acide chlorhydrique contient donc en réalité :

$$[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = C_f = 0,100 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

Mais il ne faut jamais oublier que l'équation de dissolution est en fait un équilibre, puisqu'il s'agit de la dissolution d'un gaz. À la différence d'un corps condensé pur, un gaz ne peut être absent totalement et il tend à se dégager de la solution lorsque celle-ci est laissée à l'air libre (pour essayer de retrouver la pression d'équilibre, évolution de la réaction de dissolution dans le sens indirect).

Ceci explique que du gaz s'échappe de la solution : d'où l'odeur piquante que l'on sent au-dessus des solutions d'acide chlorhydrique. C'est aussi la raison pour laquelle **il est difficile de conserver des solutions titrées d'acide chlorhydrique**.

Ici, on signale que la solution a perdu beaucoup de HCl, puisqu'en définitive on mesure $0,094 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$! On peut supposer qu'elle a été laissée longtemps à l'air libre (ou bien la solution mère...).