

SERIE D'EXERCICES : GENERALITES SUR LES SOLUTIONS AQUEUSES

On donne : $M(\text{Fe})=56\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{N})=14\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{O})=16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cu})=63\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$; $M(\text{S})=32\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
 $M(\text{Zn})=65\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$;

EXERCICE 1:

1/ On introduit 1,248g de sulfate de cuivre anhydre CuSO_4 dans une fiole jaugée de 500 mL que l'on complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.

a/ Calculer la masse molaire du sulfate de cuivre.

b/ Déterminer la concentration molaire de la solution de sulfate de cuivre. En déduire sa concentration massique

2/ On introduit cette fois 1,248 g de sulfate de cuivre penta hydraté ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) dans une fiole jaugée de 500 mL que l'on complète avec de l'eau distillée. Répondre aux mêmes questions que précédemment.

EXERCICE 2:

1/ Un adolescent doit absorber 75 mg de vitamine C de masse molaire $M=176\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ par jour. Calculer la quantité de vitamine C correspondante.

2/ Un jus de fruit contient de la vitamine C à la concentration molaire $C=2,3\text{mmol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer le volume de jus de fruit qu'un adolescent doit boire dans la journée pour absorber sa quantité quotidienne de vitamine C.

EXERCICE 3 :

Le chlorure de cuivre (II) est un composé ionique constitué d'ions chlorure Cl^- et d'ions cuivre (II) Cu^{2+} .

1. Donner la formule statistique de ce composé.

2. Écrire l'équation de sa dissolution dans l'eau.

3. On prépare une solution de chlorure de cuivre (II) en dissolvant 26,9g de ce composé dans 250mL d'eau sans variation de volume.

- Déterminer la concentration molaire C de cette solution.

- Déterminer les concentrations molaires des ions Cl^- et Cu^{2+} .

4. Calculer le volume d'eau faut-il ajouté à 10 mL de la solution de chlorure de cuivre (II) de concentration C pour obtenir la même solution de concentration $C_1=0,08\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$?

EXERCICE 4:

On mélange un volume $V_1=100\text{cm}^3$ d'une solution de sulfate de cuivre(II) (CuSO_4) de concentration $C_1=0,50\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et un volume $V_2=150\text{cm}^3$ d'une solution de sulfate de zinc (ZnSO_4) de concentration $C_2=0,30\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. 1) Faire l'inventaire des ions présents dans le mélange et calculer leurs concentrations molaires.

EXERCICE 5:

1/ On désire préparer un litre de solution mère de nitrate de fer III ($\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$) de concentration $C_0=0,1\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Calculer la masse de ce produit à peser.

2/ A partir de cette solution, on désire préparer un volume $V=250\text{mL}$ d'une solution fille de concentration $C=2\cdot 10^{-3}\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Déterminer le volume de la solution mère qu'on doit prélever.

3/ Calculer les concentrations des ions présents dans la solution fille.

4/ Vérifier la neutralité électrique de la solution.

EXERCICE 6 :

On mélange 100 mL d'une solution de chlorure de calcium $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ et 100 mL d'une solution de nitrate d'argent $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$. Les deux solutions ont la même concentration $C=0,01\text{mol/L}$. Les ions argent et chlorure réagissent pour donner du chlorure d'argent $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \leftrightarrow \text{AgCl}_{\text{solide}}$.

1) Établir le tableau d'avancement de la réaction de précipitation.

2) Calculer la masse de précipité obtenu en fin de réaction.

3) Déterminer les concentrations des ions dans l'état final du système.

Masse molaire atomique : $\text{Ag} = 108$; $\text{Cl} = 35,5\text{g/mol}$

EXERCICE 7 :

Nous préparons 250,0 mL de solution S_0 en mélangeant à 25°C :

- 25,0mL d'une solution de NaCl à $0,80\text{mol/L}$

- 50,0 mL de solution CaBr_2 à $0,50\text{mol/L}$

- 0,03 mol de chlorure de calcium CaCl_2 solide

- 10,30 g de bromure de sodium NaBr solide puis en complétant avec de l'eau distillée.

1) Déterminer la masse de CaCl_2 à dissoudre.

2) Déterminer la quantité de matière, puis la concentration molaire de chacun des ions présents en solution. (les ions ne réagissent pas entre eux)

- 3) Vérifier que les résultats trouvés sont en accord avec l'électroneutralité de la solution.
Masse atomique molaire (g/mol) Ca= 40 ; Cl=35,5 ; Br=80 ; Na=23

EXERCICE 8 :

En solution aqueuse, les ions calcium Ca^{2+} donnent avec les ions phosphate PO_4^{3-} un précipité de phosphate de calcium $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. A un volume $V_1 = 30$ mL d'une solution de chlorure de calcium de concentration molaire $C_1 = 0,05$ mol/L, on ajoute un volume $V_2 = 20$ mL d'une solution S_2 de phosphate de sodium de concentration $C_2 = 0,01$ mol/L.

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction de précipitation.
- 2) Écrire l'équation de la dissolution dans l'eau du chlorure de calcium solide et en déduire les concentrations molaires des ions dans la solution S_1 .
- 3) Écrire l'équation de la dissolution dans l'eau du phosphate de sodium solide et en déduire les concentrations molaires des ions dans la solution S_2 .
- 4) Calculer les quantités (mol) introduites en ions calcium et phosphate.
- 5) Déterminer l'avancement maximal de la réaction et en déduire le réactif limitant
- 6) Décrire le système dans l'état final et en déduire:
 - la masse de phosphate de calcium précipité
 - la concentration molaire de tous les ions présents en solution. On donne: Ca=40; P=31; O=16 g/mol
- 7) Quelle masse de chlorure de calcium faut-il peser pour obtenir les 30 mL de S_1 ?
- 8) Décrire la dilution à réaliser pour préparer 100 mL de solution S_2 à partir d'une solution mère de concentration $C_0 = 1$ mol/L.

EXERCICE 9 :

On dispose de solutions aqueuses en dissolvant à chaque fois un solide ionique (soluté) dans un volume d'eau bien déterminé. La concentration et le volume de chaque solide ionique sont donnés dans le tableau suivant :

<i>Solution aqueuse</i>	<i>Solide ionique</i>	<i>Concentration (mol/L)</i>	<i>Volume (mL)</i>
S_1	Nitrate de sodium (NaNO_3)	$C_1 = 0,25$	$V_1 = 250$
S_2	Phosphate de cuivre ($\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$)	$C_2 = 0,4$	$V_2 = 100$
S_3	Chlorure de sodium (NaCl)	$C_3 = 0,5$	$V_3 = 50$
S_4	Sulfate de cuivre (CuSO_4)	$C_4 = 0,05$	$V_4 = 100$

- 1) Calculer le nombre de mol initial de chaque soluté.
- 2) Ecrire les équations bilan de dissolution de chaque solide ionique.
- 3) On mélange ces différentes solutions pour obtenir ainsi une solution notée S
 - a) A partir des équations de dissolution, en déduire les ions présents dans la solution S.
 - b) Si ces ions ne réagissent pas entre eux, calculer la concentration molaire de chaque ion dans la solution S.
 - c) Vérifier la neutralité de la solution S.
 - 4) Si dans la solution S, les ions sodium Na^+ réagissent avec les ions phosphates PO_4^{3-}
 - a) Ecrire l'équation de précipitation et en déduire le réactif limitant.
 - b) Calculer la masse du précipité formé.

Données en g/mol : $M(\text{Na}) = 23$; $M(\text{P}) = 31$; $M(\text{O}) = 16$

EXERCICE 10 : (2S₁)

Afin de déterminer la concentration molaire d'une solution d'acide chlorhydrique, on introduit 100mL de cette solution et 5,0 g de zinc dans un ballon de 250 mL. On ferme alors immédiatement le ballon avec un bouchon muni d'un tube, relié par un tuyau à un capteur de pression. Celui-ci permet de mesurer la variation de pression due au dégagement de dihydrogène. A l'état final, le système contient encore du zinc et la pression a augmenté de $9,55 \cdot 10^3$ Pa à 20°C.

- 1) Écrire l'équation chimique de la réaction entre les ions $\text{H}^+(\text{aq})$ contenus dans la solution d'acide chlorhydrique et le zinc $\text{Zn}(\text{s})$.
- 2) Quel est le réactif limitant ? Justifier.
- 3) Dans quel volume le dihydrogène formé est-il contenu ? On négligera le volume du tuyau.
- 4) On note Δn la variation de quantité de matière de gaz entre l'état initial et l'état final et ΔP la variation de pression mesurée ($\Delta P = P_{\text{finale}} - P_{\text{initiale}}$). Écrire la relation entre Δn et ΔP .
- 5) Calculer la quantité de matière de dihydrogène produite.
- 6) Calculer la concentration molaire d'ions $\text{H}^+(\text{aq})$ de la solution d'acide chlorhydrique.
- 7) En déduire la concentration molaire c de la solution d'acide chlorhydrique
- 8) Quelle masse de zinc solide reste-t-il à la fin de la transformation ?

Données: constante des gaz parfaits: $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$; $Zn = 65,4 \text{ g/mol}$.