

EXERCICE 1

- 1) Une solution de volume $V = 250 \text{ mL}$, est obtenue en dissolvant 12 mmol de saccharose dans de l'eau pure. Calculer la concentration molaire de la solution en saccharose.
- 2) Déterminer la quantité de matière d'acide benzoïque ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$) contenue dans un volume $V = 23 \text{ mL}$ d'une solution d'acide benzoïque de concentration molaire $C = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. Endéduire sa masse.

On donne : $M(\text{C}) = 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE 2

- 1) On introduit $1,248 \text{ g}$ 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- Calculer la concentration molaire de la solution de sulfate de cuivre.
- 2) On introduit $1,248 \text{ g}$ de sulfate de cuivre pentahydraté ($\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$) dans une fiole jaugée de 500 mL que l'on complète avec de l'eau distillée. Répondre aux mêmes questions que précédemment.

On donne : $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{S}) = 32 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.

EXERCICE 3

- 1) Un adolescent doit absorber par jour 75 mg de vitamine C ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) de masse molaire $M = 176 \text{ g.mol}^{-1}$. Calculer la quantité de matière de vitamine C correspondante.
- 2) Un jus de fruit contient de la vitamine C à la concentration molaire $C = 2,3 \text{ mmol.L}^{-1}$. Calculer le volume de jus de fruit qu'un adolescent doit boire dans la journée pour absorber sa quantité quotidienne de vitamine C.

EXERCICE 4

On considère trois solutions de même concentration $C = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$;

- solution de sulfate de potassium K_2SO_4 ,
- solution de sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- solution de phosphate de potassium K_3PO_4 .

- 1) Ecrire les équations-bilans de dissolution de chacun des trois composés ioniques.
- 2) Déterminer la concentration molaire des ions présents dans chacune des solutions.
- 3) Vérifier la neutralité électrique de la solution

EXERCICE 5

On prépare quatre solutions en introduisant :

- ❖ $0,05 \text{ mol}$ de KCl dans $0,25 \text{ litre}$ d'eau ;
- ❖ $0,05 \text{ mol}$ de NiCl_2 dans $0,5 \text{ L}$;
- ❖ $0,1 \text{ mol}$ de $\text{FeCl}_2, 4\text{H}_2\text{O}$ dans $0,5 \text{ L}$;
- ❖ $0,05 \text{ mol}$ de $\text{FeCl}_3, 6\text{H}_2\text{O}$ dans 1L .

- 1) Ecrire les équations-bilans des réactions de dissolution.
- 2) Classer les solutions par ordre croissant de concentration en ions chlorure.
- 3) Calculer la concentration des ions chlorure dans le mélange des quatre solutions.

EXERCICE 6 :

- 1) On dissout $0,74 \text{ g}$ d'hydroxyde de calcium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ dans un volume d'eau $V = 2\text{L}$ pour obtenir une solution S_1 .
 - a) Calculer la concentration massique de la solution et en déduire la molarité.
 - b) Donner l'équation de dissolution du composé dans l'eau et calculer les concentrations molaires des ions présents dans la solution obtenue.
- 2) On dissout une masse $m_1 = 0,08 \text{ g}$ de soude NaOH et une masse $m_2 = 0,06 \text{ g}$ de potasse KOH dans $V = 300 \text{ ml}$ d'eau pour obtenir une solution S_2 .
Calculer les concentrations molaires des ions présents dans la solution S_2 .
- 3) On prélève 300 ml de la solution S_1 qu'on mélange avec 200 ml de la solution S_2 pour obtenir une solution S_3 . Calculer les concentrations des ions présents dans la nouvelle solution S_3

Données : Masses molaires en g/mol : Ca : 40 ; O : 16 ; H : 1 ; Na : 23 ; K : 39

EXERCICE 7 :

- 1) On désire préparer un litre de solution mère de nitrate de fer III $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Quelle masse de ce produit doit-on peser ?
 - 2) A partir de cette solution, on désire préparer un volume $V = 250 \text{ mL}$ d'une solution fille de concentration $C = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Quel volume de la solution mère doit-on prélever ?
 - 3) Calculer les concentrations des ions présents dans la solution fille.
 - 4) Vérifier la neutralité électrique de la solution.
- On donne les masse molaire atomiques: $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$.**

EXERCICE 8 :

Une solution S_1 est obtenue par dissolution d'une masse $m = 3,42 \text{ g}$ de sulfate d'aluminium de formule $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ dans un volume $V = 250 \text{ ml}$.

- 1) Calculer la masse molaire du composé et en déduire sa concentration molaire volumique.
- 2) La dissociation du sulfate d'aluminium dans l'eau donne les ions Al^{3+} et SO_4^{2-} . Ecrire l'équation-bilan de dissociation et en déduire la concentration molaire des ions Al^{3+} et celle des ions SO_4^{2-} .
- 3) On ajoute à S_1 500 ml d'eau et on obtient S_2 . Quelles sont les nouvelles concentrations molaires des ions Al^{3+} et SO_4^{2-} ?
- 4) On ajoute à S_2 une masse $m = 1,335 \text{ g}$ de chlorure d'aluminium AlCl_3 (le volume de S_2 reste constant), on obtient une solution S_3 . Déterminer la nouvelle concentration des ions Al^{3+}

EXERCICE 9 :

- 1) On désire préparer un litre de solution mère de chlorure de cuivre II (CuCl_2) de concentration $C_0 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Quelle masse de ce produit doit-on peser ? Citer les matériels utilisés lors de l'opération conduisant à cette solution mère.
 - 2) A partir de cette solution, on désire préparer un volume $V = 250 \text{ mL}$ d'une solution fille de concentration $C = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Quel volume de la solution mère doit-on prélever ? Citer les matériels à utiliser pour la préparation de cette solution fille.
 - 3) Calculer les concentrations des ions présents dans la solution fille.
 - 4) Vérifier la neutralité électrique de la solution.
- On donne les masse molaire atomiques : $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cu}) = 65 \text{ g.mol}^{-1}$.**

EXERCICE 10 :

Une solution d'acide chlorhydrique HCl a une densité $d = 1,27$. Le pourcentage en masse d'acide pur dans la solution est égal à $P = 25\%$

- 1) Montrer que la concentration molaire de la solution est sous la forme $C = \frac{P\rho_0 d}{100M}$ avec ρ_0 la masse volumique de l'eau et M la masse molaire de l'acide.
- 2) Calculer la concentration molaire de la solution sachant que $\rho_0 = 1 \text{ g/cm}^3$,
- 3) On prélève 10 ml de la solution qu'on dilue à 2L
Faire l'inventaire du matériel nécessaire et décrire le protocole de cette opération.
 - a) Donner l'équation de la dissolution du gaz acide chlorhydrique dans l'eau et calculer les concentrations molaires des différentes espèces ioniques en solution.
 - b) Calculer la densité d' de la nouvelle solution obtenue.