

INSTITUT MBACKÉ MATHS

Cours Privé en Ligne International

WWW.MBACKEMATHS.COM

(+221) 70 713 09 21

(+221) 77 192 07 07

PROF : M.DIOP

SERIE D'EXERCICES

NIVEAU : TERMINALE S2

EXERCICE ①

On considère :

- Le sulfate de potassium, de formule chimique K_2SO_4 , est un électrolyte fort. Soit une solution aqueuse (S_1) de sulfate de potassium ($2K^+$; SO_4^{2-}) de concentration molaire $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_1 = 100 \text{ mL}$.
- Le chlorure de baryum, de formule chimique $BaCl_2$, est un électrolyte fort. Soit une solution aqueuse (S_2) de chlorure de baryum (Ba^{2+} ; $2Cl^-$) de concentration molaire $C_2 = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_2 = 100 \text{ mL}$.

1/ Écrire les équations bilans des réactions de dissolution de sulfate de potassium et du chlorure de baryum dans l'eau.

2/ Dans une fiole jaugée de 250 mL, on introduit les solutions (S_1) et (S_2) puis on complète le tout à 250 mL avec de l'eau distillée pour obtenir une solution (S). On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.

- a/ Faire le bilan des différentes espèces chimiques présentes dans la solution (S).
- b/ Déterminer la quantité de matière de chacun des ions présents dans cette solution.

c/ En déduire leurs concentrations.

d/ Vérifier que la solution est électriquement neutre.

EXERCICE ②

Les questions sont indépendantes

1/ À 60°C le pH de l'eau pure est 6,5. Calculer les concentrations des ions hydroniums et hydroxydes à cette température. Calculer le produit ionique de l'eau à cette température.

2/ À 50°C le produit ionique de l'eau est $5,6 \cdot 10^{-14}$. Trouver à cette température le pH de l'eau pure.

EXERCICE ③

Toutes les solutions sont étudiées à 25°C.

1/ Une solution S_1 d'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$ a un $pH = 12$.

a/ Quelles sont les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution S_1 ?

b/ Quelle masse de $Mg(OH)_2$ trouve-t-on dans 2L de cette solution ?

2/ Une solution S_2 d'acide chlorhydrique a un $pH = 3,7$.

a/ Quelles sont les concentrations des espèces chimiques présentes dans S_2 ?

b/ Quel volume de chlorure d'hydrogène gazeux a-t-on dissous dans l'eau pour préparer 500 mL de la solution S_2 ?

3/ Une solution S_3 est préparée en mélangeant $V_1 = 600$ mL de S_1 , $V_2 = 400$ mL de S_2 et $V = 300$ mL d'une solution de chlorure de magnésium $MgCl_2$ de concentration $C = 10^{-1}$ mol.L⁻¹.

a/ Calculer les concentrations des ions Mg^{2+} et Cl^- dans S_3 .

b/ La solution S_3 , est-elle acide, basique ou neutre ? Quel est son pH alors.

5/ On mélange un volume V_1' de S_1 avec un volume V_2' de S_2 de telle sorte que l'on obtienne une solution finale S de volume $V' = 300$ mL et de $pH = 11,5$. Calculer V_1' et V_2' .

On donne : volume molaire gazeux $V_m = 24$ L.mol⁻¹; $M(Cl) = 35,5$ g.mol⁻¹; $M(Mg) = 24$ g.mol⁻¹; $M(O) = 16$ g.mol⁻¹; $M(H) = 1$ g.mol⁻¹.

EXERCICE ④

On dispose des solutions aqueuses suivantes :

— S_1 : une solution de chlorure de sodium de concentration molaire $C_1 = 5,10 \times 10^{-1}$ mol.L⁻¹

— S_2 : une solution d'hydroxyde de calcium de concentration $C_2 = 8,10^{-2}$ mol.L⁻¹

— S_3 : une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_3 = 1,10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

1. Calculez le pH de chacune de ces solutions.
2. On veut préparer 50 mL d'une solution dont le pH = 5 en mélangeant un volume V_2 de S_2 et V_3 de S_3 . Déterminez les valeurs V_2 et V_3 ainsi que la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans ce mélange.
3. On mélange 20 mL de S_1 ; 30 mL de S_2 et 30 mL de S_3 . Quel est le pH de ce mélange ?
4. On effectue un dosage colorimétrique d'un volume $V_b = 10 \text{ mL}$ de la solution S_2 par la solution S_3 .
 - (a) Faire un schéma annoté du dispositif du dosage.
 - (b) Écrire l'équation-bilan support de ce dosage.
 - (c) Définir l'équivalence pour ce dosage et en déduire le volume V_{AE} de S_3 à verser pour atteindre l'équivalence.
 - (d) On aurait pu effectuer un dosage pH-métrique au lieu du dosage colorimétrique. Donner l'allure de la courbe qu'on obtiendrait en précisant les points remarquables.
 - (e) Dire les avantages et les inconvénients de chacun des deux types de dosage.
5. Un volume de 1 L de la solution S_3 a été préparé par dilution d'un volume V_0 d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique, de masse volumique 1220 kg.m^{-3} et dont le pourcentage massique est de 30%. Déterminer ce volume V_0 à prélever de la solution commerciale puis décrire le mode opératoire pour préparer ce litre de la solution S_3 en précisant la verrerie utilisée.

On donne les masses molaires atomiques en g.mol^{-1} : H = 1 ; Cl = 35,5.

EXERCICE ⑤

Dans un laboratoire, on dispose des produits suivants :

- Une solution S_b d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de masse volumique = $1,2 \text{ kg.L}^{-1}$ de pourcentage massique d'hydroxyde de sodium 16,7 %.

- Une solution S_a d'acide sulfurique ($2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$) de concentration C_a .
- De l'eau pure.

Données : toutes les solutions sont étudiées à 25 °C ; produit ionique de l'eau à 25 °C ($K_e = 10^{-14}$).

1. Calculer la concentration C_b de la solution S_b .
2. On prélève un volume $V_b = 10 \text{ mL}$ de la solution S_b que l'on dilue pour obtenir une solution S'_b de concentration $C'_b = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer le volume d'eau nécessaire pour obtenir S'_b .
3. Afin de déterminer la valeur de la concentration de la solution d'acide sulfurique, on réalise un dosage pH-métrique d'un volume $V_a = 10 \text{ mL}$ de la solution d'acide sulfurique avec la solution S'_b .
 - (a) Écrire l'équation bilan de la réaction du dosage.
 - (b) À l'équivalence le volume de S'_b nécessaire pour doser l'acide sulfurique est de 20 mL. Définir l'équivalence acido-basique et donner en justifiant la valeur du pH à l'équivalence.
 - (c) Calculer la concentration de la solution de l'acide sulfurique.
 - (d) Calculer les concentrations des espèces présentes dans le mélange à l'équivalence.
4. Donner l'allure de la courbe du dosage qu'on obtiendrait en précisant les points remarquables.

EXERCICE ⑥

Institut

Données

On donne : $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{N}) = 14 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$;
 $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g.mol}^{-1}$. Toutes les solutions sont étudiées à 25°C.

Plus vous vous exercez, plus vous vous améliorez

Partie 1

1/ Une solution aqueuse basique S_B d'hydroxyde de calcium ($\text{Ca}^{2+}; 2\text{OH}^-$) de concentration $C_B = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ a un pH = 11,64.

- a/ Rappeler ce qu'est une base forte.
- b/ Montrer que l'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$ est une dibase forte en solution aqueuse.
- c/ Quelles sont les concentrations des différents ions présents dans la solution S_B .

Partie 2

2/ Un professeur de sciences physiques trouve dans le laboratoire de son lycée une bouteille contenant une solution étiquetée : solution d'un monoacide fort (HA) de concentration $C_A = 8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Afin d'identifier ce monoacide fort, le professeur décide de doser par pH-métrie un volume $V_A = 5 \text{ mL}$ de la solution de ce monoacide par la solution S_B d'hydroxyde de calcium.

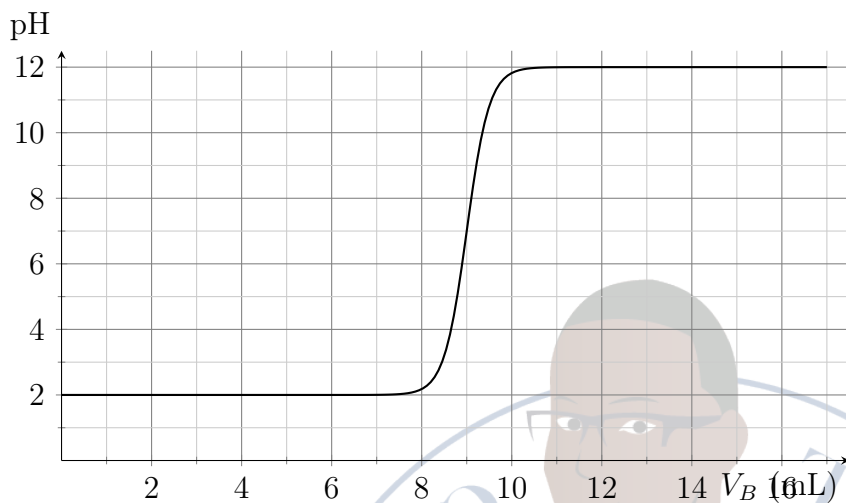
Les résultats obtenus ont permis de tracer la courbe $\text{pH} = f(V_B)$:

- a/ Faire un schéma annoté du dispositif permettant d'effectuer ce dosage.
- b/ Écrire l'équation-bilan de la réaction du dosage.
- c/ Préciser sur la courbe, en le justifiant, les coordonnées du point d'équivalence.
- d/ Définir l'équivalence acido-basique.
- e/ Déterminer la valeur numérique de la concentration C_A de la solution du monoacide (HA).
Conclure.
- f/ Le mélange obtenu à l'équivalence est complètement déshydraté. Le composé X obtenu a une masse $m = 3,25 \text{ mg}$.

Déterminer la masse molaire du composé X . Déduire la masse molaire moléculaire du monoacide (HA) utilisé puis donner sa formule brute et son nom.

Formules brutes	HCl	HNO ₃	HClO ₄
Noms	Acide chlorhydrique	Acide nitrique	Acide perchlorique

Plus vous vous exercez, plus vous vous améliorez



EXERCICE ⑦

L'hydroxyde de sodium dans les conditions normales est aussi appelé soude caustique. C'est un composé chimique minéral de formule chimique NaOH . Il se présente généralement sous forme de pastilles, de paillettes ou de billes blanches. Il est aussi très corrosif.

En tant que base, il est principalement utilisé à la fabrication des pâtes à papiers, à l'industrie des produits de nettoyage (savons, détergents...), au traitement des eaux...

- Rappeler ce qu'est une base forte.
- Écrire l'équation-bilan de dissociation de l'hydroxyde de sodium en solution aqueuse.
- On dissout une masse m de l'hydroxyde de sodium dans de l'eau distillée, à l'intérieur d'une fiole jaugée de 200 mL. On complète ensuite avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge. La solution S_B obtenue a une concentration molaire volumique en base notée C_B .

On dose ensuite un volume $V_B = 12$ mL de la solution S_B par une solution aqueuse d'acide perchlorique (H_3O^+ ; ClO_4^-) de concentration molaire volumique $C_A = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

La mesure du pH au cours du dosage permet d'obtenir le tableau ci-dessous :

$V_A(\text{mL})$	0	1	2	3	4	4,5	5	5,2	5,4	5,6	5,8	6
pH	11,4	11,3	11,2	11,0	10,9	10,7	10,6	10,5	10,3	10,0	7	

6,2	6,4	6,6	6,8	7	7,5	8	9	10	11	12	13
4,0	3,7	3,5	3,4	3,3	3,1	3,0	2,8	2,7	2,6	2,5	2,4

- a/ Faire un schéma annoté du dispositif permettant d'effectuer ce dosage.

- b/ Écrire l'équation-bilan de la réaction du dosage.
- c/ Construire la courbe $\text{pH} = f(V_A)$.
- d/ Préciser sur le graphe, en le justifiant, le point d'équivalence.
- e/ Définir l'équivalence acido-basique entre un acide fort et une base forte.
- f/ Déterminer la valeur numérique de la concentration C_B . Quel est le pH de la solution dans le bécher pour $V_A = 0 \text{ mL}$?
- g/ En déduire la masse de l'hydroxyde de sodium contenue dans la solution S_B .

Si on évaporait l'eau du mélange obtenu à l'équivalence, on obtiendrait un solide. Quel est son nom ? Déterminer sa masse. On donne : $K_e = 10^{-14}$; $M(H) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Na) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Cl) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$. Nom (ClO_4^-) = ion perchlorate; nom (Na^+) = ion sodium.

EXERCICE ⑧

1/ On prépare une solution en dissolvant une masse m d'un monoacide fort de masse molaire M dans un volume V d'eau pure. On négligera la variation de volume consécutive à la dissolution de l'acide. On mesure les pH de plusieurs solutions obtenues chacune par dissolution d'une masse m de cet acide dans un volume $V = 1 \text{ L}$ d'eau et on obtient le tableau suivant :

pH	1,8	2	2,2	2,4	2,6	2,8	3	3,2	3,4
m(g)	1	0,63	0,39	0,25	0,158	0,1	0,06	0,04	0,02
log m									

- a/ Exprimer le pH de la solution en fonction de m , M et V .
- b/ Compléter le tableau ci-dessus et tracer la courbe $\text{pH} = f(\log m)$. Échelle : abscisse : 1cm pour 0,2; ordonnée : 1cm pour 0,4.
- c/ Montrer, à partir de la courbe, que le pH peut se mettre sous la forme : $\text{pH} = a \log m + b$ relation où a et b sont des constantes dont on déterminera les valeurs.
- d/ Déduire de ceux qui précèdent la masse molaire M de l'acide et l'identifier parmi les acides de formules brutes : HCl ; HNO_3 ; HClO_3 .

2/ On prélève un volume $V_A = 20$ mL d'une des solutions de l'acide de $\text{pH} = 2,1$ et on y ajoute un volume $V_B = 30$ mL d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_B = 5 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.

- Le mélange obtenu est-il acide, basique ou neutre ? Justifier la réponse.
- Calculer le pH de mélange.
- Quel volume de la solution d'hydroxyde de sodium devrait-on ajouter pour neutraliser exactement le volume d'acide prélevé ?

EXERCICE ⑨

On se propose d'effectuer le dosage d'une solution d'acide sulfurique de concentration molaire volumique inconnue C_A et de volume $V_A = 50$ cm³ par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire C_B également inconnue. On relève le pH du mélange pour différentes valeurs du volume V de solution basique versée. Les résultats obtenus sont consignés dans le tableau ci-dessous :

V (cm ³)	5	10	25	35	45	50	60
pH	2,04	2,12	2,42	2,67	3,16	4,03	10,77
$n(\text{H}_3\text{O}^+)$							

- Écrire l'équation de la réaction et exprimer les concentrations molaires volumiques $[\text{Na}^+]$; $[\text{SO}_4^{2-}]$ et $[\text{H}_3\text{O}^+]$ du mélange en fonction de C_A , C_B et V_A . On se limitera à la partie du dosage avant l'équivalence.
- Définir l'équivalence acido-basique ; exprimer le volume à l'équivalence V_E en fonction de C_A , C_B et V_A . Déduire des résultats précédents la relation : $[\text{H}_3\text{O}^+](V_A + V) = C_B(V_E - V)$.
- On pose : $n(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+](V_A + V) = 10^{-\text{pH}}(V_A + V)$.
 - Compléter le tableau ci-dessus et tracer la courbe $n(\text{H}_3\text{O}^+) = f(V)$. Échelle : abscisse : 1cm \rightarrow 5 cm³ ; ordonnée : 1cm \rightarrow 4 \cdot 10⁻⁵ mol.
 - Déterminer graphiquement la concentration C_B de la solution d'hydroxyde de sodium utilisée et le volume à l'équivalence V_E . Calculer la concentration molaire volumique C_A de la solution d'acide sulfurique.