

SERIE D'EXERCICES SUR C5 : pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE-AUTOPROTOLYSE DE L'EAU-PRODUIT IONIQUE-INDICATEURS COLORES
ET SUR C6 : ACIDE FORT- DE BASE FORTE-REACTION ENTRE ACIDE FORT /BASE FORTE. (DOSAGE)

EXERCICE 1: Les questions sont indépendantes

1/ A 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/ A 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 2:

On dispose d'une solution de nitrate de potassium KNO_3 à $C_1 = 0,5 \text{ mol.L}^{-1}$, d'une solution de nitrate de calcium $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ à $C_2 = 0,8 \text{ mol.L}^{-1}$, d'une solution de chlorure de potassium KCl à $C_3 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de chlorure de magnésium cristallisé, de formule: $(\text{MgCl}_2, 6\text{H}_2\text{O})$. On souhaite préparer un litre de solution contenant les ions Mg^{2+} ; Ca^{2+} ; K^+ ; NO_3^- et Cl^- tels que $[\text{Mg}^{2+}] = 0,2 \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{NO}_3^-] = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$; $[\text{Ca}^{2+}] = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ et $[\text{K}^+] = 0,25 \text{ mol.L}^{-1}$.

1/ Déterminer les volumes des solutions et la masse de solide à mélanger pour préparer cette solution que l'on complète à 1L avec de l'eau distillée.

2/ Calculer directement la concentration $[\text{Cl}^-]$.

3/ Vérifier l'électroneutralité de la solution.

On donne les masses atomiques en g.mol^{-1} : H = 1 ; O = 16; Mg = 24,3 ; Cl = 35,5.

EXERCICE 3:

Dans une fiole jaugée de 250 mL, on introduit successivement les composés suivants:

► une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_1 = 40 \text{ mL}$ et de concentration $C_1 = 0,3 \text{ mol.L}^{-1}$;

► une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_2 = 25 \text{ mL}$ et de concentration $C_2 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$;

► une masse $m_3 = 1 \text{ g}$ de chlorure de calcium solide CaCl_2 ;

► une masse $m_4 = 2 \text{ g}$ de nitrate de calcium solide $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

On complète le tout à 250 mL avec de l'eau distillée, à 25°C.

1/ Ecrire les équations de dissolution des 4 composés ci-dessus cités et celle de l'autoprotolyse de l'eau.

2/ Faites le bilan des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.

3/ Déterminer la quantité de matière de chacun des ions présents dans cette solution sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu.

4/ En déduire leur concentration.

5/ Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.

6/ Déterminer le pH de la solution.

On donne en g.mol^{-1} : H = 1 ; O = 16 ; Cl = 35,5 ; N = 14 ; Ca = 40.

EXERCICE 4:

Sur l'étiquette d'une bouteille commerciale d'ammoniac, on peut lire:

$$\text{NH}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Masse molaire : } 17 \text{ g/mol} \\ \text{Masse volumique : } 450 \text{ kg.m}^{-3} \\ \text{Pourcentage massique de pureté : } 33 \% \end{array} \right.$$

1/ Quel volume V faut-il prélever pour préparer 500 mL d'une solution S de concentration $C = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$?

2/ Décrire le mode opératoire pour préparer les 500 mL de S.

3/ La solution a un pH = 11,1 à 25°C. Calculer les concentrations et les quantités de matière des ions H_3O^+ et OH^- présents dans S.

EXERCICE 5:**PARTIE A:**

On considère à 25 °C, une solution aqueuse d'acide nitrique ($\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$) de volume $V = 50 \text{ mL}$ et de concentration $C = 6,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pH est 3,2.

1/ Montrer que l'acide nitrique est un acide fort. Ecrire l'équation de la réaction de dissolution.

2/ On prélève $V_1 = 20 \text{ mL}$ de cette solution et complète avec de l'eau pure pour obtenir un volume final $V_2 = 100 \text{ mL}$. Calculer le pH de la solution finale.

PARTIE B: Les questions sont indépendantes

1/ Quel est le pH d'un mélange obtenu en ajoutant $V_b = 8,2 \text{ cm}^3$ de solution décimolaire de soude à $V_a = 20 \text{ cm}^3$ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_a = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$?

2/ Quel volume V_b d'une solution décimolaire d'hydroxyde de sodium doit-on ajouter à $V_a = 100 \text{ cm}^3$ d'une solution centimolaire d'acide chlorhydrique pour obtenir un mélange de pH = 11 ?

PARTIE C: Les questions sont indépendantes

1/ A 10 cm^3 d'une solution de chlorure d'hydrogène, on ajoute 40 cm^3 d'eau et on obtient alors une solution de pH = 2,7. Calculer la concentration de la solution de chlorure d'hydrogène initiale.

2/ Déterminer le volume d'eau distillée qu'on doit ajouter à 40 cm^3 d'une solution de chlorure d'hydrogène de concentration $2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ pour obtenir une solution de pH = 2,4 .

3/ On mélange 20 cm^3 d'une solution d'acide chlorhydrique de pH = 3,1 avec 10 cm^3 de solution d'acide chlorhydrique de pH = 2,3. Déterminer le pH du mélange obtenu.

EXERCICE 6:

Dans un laboratoire, on dispose des solutions suivantes :

► Une solution S d'hydroxyde de sodium de masse volumique $\rho = 1,2 \text{ kg.L}^{-1}$ de pourcentage massique en hydroxyde de sodium pur 16,7 %.

► Une solution d'acide sulfurique de concentration molaire C_A .

► De l'eau distillée.

1/ Montrer que la concentration volumique C_B de la solution S peut s'écrire:

$$C_B = \frac{167}{40} \rho \quad (\text{avec } \rho \text{ en kg.L}^{-1}).$$

2/ On prélève 10 mL de la solution qu'on dilue pour obtenir une solution S' de concentration molaire volumique $C'_B = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$. Déterminer le volume d'eau distillée nécessaire à la préparation.

3/ Afin de déterminer la concentration C_A de l'acide sulfurique, on dose 10 mL de celle-ci par la solution S' d'hydroxyde de sodium.

a/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction.

b/ A l'équivalence, le volume de la solution S' d'hydroxyde de sodium utilisé est 20 mL .

► Définir l'équivalence acido-basique et évaluer qualitativement le pH du mélange à l'équivalence.

► Calculer C_A .

► Calculer les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans le mélange à l'équivalence.

EXERCICE 7:

On donne: $K_e = 10^{-14}$; $M(\text{H}) = 1 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Na}) = 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

1/ Pour doser une solution d'acide perchlorique ($\text{H}_3\text{O}^+; \text{ClO}_4^-$), on en mesure un volume $V_A = 100 \text{ cm}^3$ que l'on verse ensuite dans un bécher. On remplit une burette graduée de 25 mL avec une solution d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+; \text{OH}^-$), de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. On vide progressivement la burette en relevant le pH la solution du bécher:

$V_B(\text{mL})$	0	1,5	3	5	7	7,5	8	8,5	8,7	9	9,3	9,5	10	10,5	11	13	15	17
pH	2,1	2,2	2,3	2,4	2,7	2,8	3	3,4	3,7	7,1	10	10,4	10,8	11	11,2	11,4	11,6	11,7

- a/ Comment procéder pour prélever les 100 cm³ de la solution d'acide perchlorique ?
- b/ Comment procéder pour préparer 1L de la solution d'hydroxyde de sodium sachant que le laboratoire dispose d'une solution commerciale de cette monobase de concentration $C_0 = 10 \text{ mol.L}^{-1}$?
- 2/
- a/ Tracer la courbe de variation du pH en fonction du volume V_B de la solution d'hydroxyde de sodium versé.
- b/ Utiliser cette courbe pour déterminer la concentration C_A de la solution d'acide perchlorique.
- c/ Calculer les concentrations en mol.L^{-1} , des différentes espèces chimiques présentes dans la solution lorsque l'on a versé $V_B = 3 \text{ cm}^3$.
- d/ Quelle est la masse d'acide perchlorique contenue initialement dans le bécher ?
- e/ Vers quelle limite tendra le pH de la solution si l'on verse beaucoup de solution d'hydroxyde de sodium versé ?
- 3/ Si on évaporait l'eau du mélange obtenu à l'équivalence, on obtiendrait un solide. Quel est son nom? Déterminer sa masse.
- 4/ Comparer les quantités de matière d'ions H_3O^+ contenus dans le bécher initialement et à l'équivalence. Conclure?
- 4/ Deux expérimentaux décident de faire le même dosage que précédemment: même volume initial 100 cm³ de solution d'acide, même solution d'hydroxyde de sodium, mais en utilisant un indicateur coloré pour repérer l'équivalence. L'un prend le bleu de bromothymol, l'autre l'hélianthine. Quel expérimentateur fera le dosage le plus précis? Prévoir pour chacun d'eux la concentration C_A qu'il obtiendra.

Indicateurs colorés	Zone de virage
Hélianthine	(rouge) 3,1 – 4,4 (jaune)
Bleu de bromothymol	(jaune) 6,0 – 7,6 (bleu)

EXERCICE 8:

On peut lire sur l'étiquette d'une bouteille d'acide chlorhydrique les données suivantes:

«masse volumique: 1190 kg.m⁻³; pourcentage en masse d'acide pur: 37 %».

1/ On extrait de cette bouteille un volume $V = 3,23 \text{ mL}$ de solution, qu'on complète à 400 mL avec de l'eau pure. Calculer la concentration C_A de la solution ainsi préparée.

2/ Afin de vérifier ce titre, on dose par cet acide un volume $V_B = 200 \text{ mL}$ d'éthanolate de sodium de concentration $C_B = 3.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$. Exceptionnellement, la solution à titrer est placée ici dans la burette. Pour chaque volume d'acide versé, on relève la valeur du pH et on obtient le tableau suivant:

$V_A(\text{mL})$	0	1	2	3	4	4,5	5	5,2	5,4	5,6	5,8	6
pH	11,5	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/ Proposer un schéma légendé du dispositif permettant d'effectuer ce dosage.
- b/ Ecrire l'équation-bilan de la réaction de dosage.
- c/ Construire la courbe $\text{pH} = f(V_A)$.
- d/ Déterminer le volume d'acide à l'équivalence ainsi que la concentration de la solution d'acide. Conclure.
- e/ Quelle est la nature de la solution obtenue à l'équivalence ?

3/ On remplace l'acide chlorhydrique initial par un même volume d'acide nitrique, de même concentration. La courbe précédente est-elle modifiée ? Justifier la réponse.

4/ Parmi les trois indicateurs colorés ci-dessous, quels sont ceux qui pourraient servir à un dosage colorimétrique. Comment repérerait-on l'équivalence ?

Indicateurs colorés	Zone de virage
Hélianthine	(rouge) 3,1 – 4,4 (jaune)
Bleu de bromothymol	(jaune) 6,0 – 7,6 (bleu)
Thymolphthaléine	(incolore) 9,4 – 10,6 (bleu)

EXERCICE 9:

On dispose des solutions aqueuses suivantes :

► S₁ une solution de chlorure de sodium de concentration molaire $C_1 = 5.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

► S₂ une solution d'hydroxyde de calcium de concentration $C_2 = 8.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

► S₃ une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_3 = 1.10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

1/ Calculer le pH de chacune de ces solutions.

2/ On veut préparer 50mL d'une solution dont le pH = 5 en mélangeant un volume V₂ de S₂ et V₃ de S₃. Déterminer les valeurs V₂ et V₃ ainsi que la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans ce mélange.

3/ On mélange 20mL de S₁ ; 30mL de S₂ et 30mL de S₃. Quel est le pH de ce mélange.

4/ On effectue un dosage colorimétrique d'un volume V_b = 10mL de la solution S₂ par la solution S₃.

a/ Faire un schéma annoté du dispositif du dosage.

b/ Ecrire l'équation-bilan support de ce dosage.

c/ Définir l'équivalence pour ce dosage et en déduire le volume V_{AE} de S₃ 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 1L de la solution S₃ a été préparé par dilution d'un volume V₀ 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 V₀ à prélever de la solution commerciale puis décrire le mode opératoire pour préparer ce litre de la solution S₃ en précisant la verrerie utilisée.

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

FIN DE LA SERIE