

LYCEE SEYDINA LIMAMOU LAYE**CLASSE: TERMINALE S2****ANNEE SCOLAIRE : 2023 - 2024****SCIENCES PHYSIQUES**

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

EXERCICE 1:

- 1) Le produit ionique de l'eau pure à 50 °C est $K_e = 5,5 \cdot 10^{-11}$. Calculer les concentrations des ions hydroniums et hydroxyde à cette température.
- 2) On considère à 80°C des solutions aqueuses S_1 , S_2 et S_3 de pH respectifs $pH_1 = 5,8$, $pH_2 = 6,9$ et $pH_3 = 6,3$. Préciser le caractère acide, basique ou neutre de chacune de ces solutions S_1 , S_2 et S_3 .
On donne : A 80 °C, $K_e = 2,5 \cdot 10^{-13}$.
- 3) A 10mL d'une solution de pH=9, on ajoute 20ml d'eau pure. Calculer le pH de la solution obtenue
- 4) Quel volume d'eau faut-il ajouter à 10mL d'une solution de pH = 3,1 pour que le pH de la solution obtenue soit égal à 4,7 ?

EXERCICE 2:

On obtient une solution S en mélangeant un volume $V_1 = 100$ mL d'une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium NaOH de concentration $C_1 = 0,1$ mol/L; un volume $V_2 = 200$ mL de solution d'hydroxyde d'aluminium $Al(OH)_3$ concentration $C_2 = 0,005$ mol/L et un volume $V_3 = 30$ ml d'une solution aqueuse de sulfate de sodium Na_2SO_4 de concentration $C_3 = 0,015$ mol/L .

- 1) Ecrire l'équation bilan de dissolution dans l'eau de ses différentes espèces chimiques.
- 2) Déterminer la concentration des espèces présentes dans la solution S obtenue.
- 3) Vérifier l'électroneutralité de la solution S obtenue.

EXERCICE 3:

On dispose à 25°C les solutions aqueuses suivantes :

- S_1 : Une solution aqueuse d'hydroxyde de magnésium $Mg(OH)_2$ de $pH_1 = 12$
- S_2 : Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique de $pH_2 = 3,7$

- 1) On dilue 10 fois la solution S_1 pour obtenir une solution S_3 . Calculer la valeur du pH de la solution S_3 et la concentration de toutes les espèces chimiques présentes dans la solution S_3 ?
- 2) Quel volume d'eau faut ajouter à 50ml de la solution S_2 pour obtenir une solution de pH = 4,1
- 3) Une solution S_5 en mélangeant 100ml de la solution S_1 et 200ml de la solution S_2 . Déterminer la nature de S_5 puis calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans S_5 .

EXERCICE 4:

Dans un laboratoire, on dispose d'une solution S_0 d'hydroxyde de sodium de densité $d = 1,2$ et renfermant en masse 16,67% en hydroxyde de sodium pure.

- 1) Etablir la concentration molaire C_0 de la solution S_0 en fonction du pourcentage en masse pure P, la densité d et la masse molaire M de NaOH. Calculer C_0 .
- 2) On prélève 10mL de la solution S_0 que l'on dilue pour avoir une solution S_1 de concentration $C_1 = 0,50$ mol/L.
 - 2.1- Pourquoi est-il nécessaire de diluer la solution S_0 . Décrire le mode opératoire pour préparer la solution S_1 .
 - 2.2- Déterminer le volume d'eau distillée nécessaire à la préparation de la solution S_1 .

EXERCICE 5:

Une solution aqueuse S d'acide perchlorique de concentration $C_a = 5 \cdot 10^{-3}$ M a un pH = 2,3 à 25°C.

- 1) Définir un acide fort puis montrer que l'acide perchlorique est un acide fort.
- 2) Ecrire l'équation de la réaction de dissolution de l'acide perchlorique ($HClO_4$) dans l'eau.
- 3) Calculer la concentration molaire des différentes espèces chimiques en solution.

CELLULE DE SCIENCES PHYSIQUES**LYCEE SEYDINA LIMAMOU LAYE**

LYCEE SEYDINA LIMAMOU LAYE**ANNEE SCOLAIRE : 2023 - 2024****CLASSE: TERMINALE S2****SCIENCES PHYSIQUES**

4) On prélève 15mL de la solution S précédente que l'on dose par une solution d'hydroxyde de magnésium $\text{Ca}(\text{OH})_2$ de concentration $C_b = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{M}$.

4.1- Ecrire l'équation bilan de la réaction du dosage puis calculer le volume de base versé à l'équivalence.

4.2- Calculer la concentration molaire des ions présents dans la solution à l'équivalence.

4.3- On obtient un solide en évaporant l'eau du mélange obtenu à l'équivalence.

Donner la formule et nom de ce solide puis calculer sa masse.

EXERCICE 6:

On dispose au laboratoire d'une bouteille contenant une solution d'un monoacide fort (HA).

Afin d'identifier ce monoacide fort (HA), un groupe d'élèves 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 de concentration $C_B = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

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

1) Faire un schéma annoté du dispositif permettant d'effectuer ce dosage.

2) Ecrire l'équation-bilan de la réaction du dosage.

3) Préciser, en le justifiant, les coordonnées du point d'équivalence.

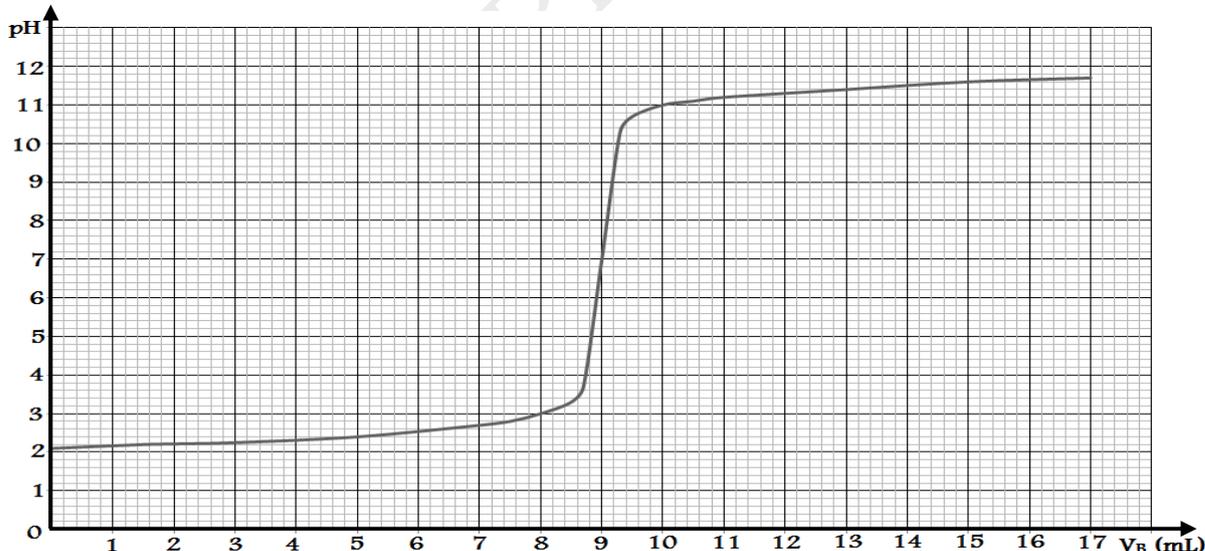
4) Définir l'équivalence acido-basique. Déterminer la concentration C_A de la solution du monoacide.

5) Le mélange obtenu à l'équivalence est totalement déshydraté. Le composé X obtenu a une masse $m = 3,25 \text{ mg}$

5.1- Déterminer la masse molaire du composé X. En déduire la masse molaire du monoacide (HA)

5.2- Identifier l'acide (HA) par sa formule brute et son nom.

On donne : Acide chlorhydrique : HCl ; Acide nitrique : HNO_3 ; Acide perchlorique : HClO_4

**EXERCICE 7:**

On prélève un volume $V_B = 20 \text{ mL}$ d'une solution S_B d'éthanoate de sodium qu'on introduit dans un bécher à laquelle on ajoute quelques gouttes de BBT puis à l'aide d'une burette graduée on verse goutte à goutte une solution d'acide nitrique de $\text{pH} = 2$. Le volume d'acide versé à l'équivalence est $V_{AE} = 20 \text{ mL}$.

1) Faire le schéma annoté du dispositif utilisé pour réaliser le dosage de la solution S_B .

2) Ecrire l'équation bilan de la réaction acide-base.

3) Définir l'équivalence acido-basique.

4) Déterminer la concentration C_B de la solution d'éthanoate de sodium puis en déduire son pH.

LYCEE SEYDINA LIMAMOU LAYE**CLASSE: TERMINALE S2****ANNEE SCOLAIRE : 2023 - 2024****SCIENCES PHYSIQUES**

5) Calculer la concentration molaire des espèces chimiques présentes dans le mélange lorsque le volume d'acide versé est $V_A = 15\text{ml}$.

EXERCICE 8:

On introduit un volume $V_a = 20\text{ mL}$ d'une solution S d'acide sulfurique de concentration C_a dans une fiole jaugée de 100mL puis on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

On dose la solution S_1 obtenue par une solution d'hydroxyde de potassium de concentration molaire $C_b = 0,01\text{ mol.L}^{-1}$. Le dosage suivi au pH-mètre a permis d'obtenir le tableau de valeurs suivant :

$V_b(\text{mL})$	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	2,7	3,0	3,4	3,7	7,1	10,0	10,4	10,8	11	11,2	11,4	11,6	11,7

- 1) Faire le schéma annoté du dispositif de dosage.
- 2) Tracer la courbe du pH du milieu en fonction du volume V_b d'hydroxyde de sodium versé.
- 3) Ecrire l'équation bilan du dosage.
- 4) Déterminer graphiquement le point équivalent puis calculer la concentration C_a de la solution S.
- 5) Pour $V_B = 10,5\text{ mL}$ versé, déterminer les concentrations molaires de toutes les espèces chimiques présentes dans le mélange.
- 6) Au lieu de suivre le dosage au moyen d'un pH-mètre on utilise un indicateur coloré, l'hélianthine. Le début du virage de l'indicateur se produit pour un pH voisin de 3,3. Quelle erreur relative commet-on sur la concentration de S si on arrête l'addition de la solution d'hydroxyde de sodium dès le début du virage de l'hélianthine ?
- 7) Quel indicateur doit-on utiliser pour faire le dosage calorimétrie. Justifier ? Comment repérer le point équivalent ?

EXERCICE 9:

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
logm									

- 1.1- Exprimer le pH de la solution en fonction de m , M et V .
- 1.2- Compléter le tableau et tracer la courbe $\text{pH}=f(\log m)$.
Echelle: abscisse: 1cm pour 0,2 ; ordonnée: 1 cm pour 0,4
- 1.3- 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.
- 1.4- Dédire 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 $V_a = 20\text{ mL}$ d'une des solutions de l'acide de $\text{pH} = 2,1$ et on y ajoute un volume $V_b = 30\text{ mL}$ d'une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 5 \cdot 10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$.
 - 2.1- Le mélange obtenu est-il acide, basique ou neutre ? Justifier la réponse. Calculer le pH de ce mélange.
 - 2.2- Quel volume de la solution d'hydroxyde de sodium devrait-on ajouter pour neutraliser exactement le volume d'acide prélevé?