

**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
- 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:**

1/ Quelle masse d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  faut-il mélanger à l'eau pure pour obtenir un litre de solution ( $S_1$ ) de concentration  $C_1=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ?

2/ On obtient un litre de solutions ( $S_2$ ) par dissolution de 960mL de chlorure d'hydrogène  $\text{HCl}$  dans de l'eau pure.

a/ Ecrire l'équation bilan de la réaction

b/ Quel est le pH de la solution si dans les conditions de l'expérience **le volume molaire des gaz est  $24 \text{ L.mol}^{-1}$** .

3/ On prépare 100mL d'une solution ( $S_3$ ) en mélangeant 40mL de  $S_1$  et 60mL de  $S_2$ .

Montrer que le pH ( $S_3$ ) = 1,55.

4/ On ajoute à un prélèvement  $V_a=10\text{mL}$  de  $S_3$ , un volume  $V_{b1}$  d'hydroxyde de calcium  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (dibase forte) de concentration  $C_b=10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Déterminer les volumes  $V_{b1}$  et  $V_{b2}$  pour obtenir respectivement :

a/ Une solution de pH=7. Calculer les concentrations de tous les ions présents

b/ Une solution de pH=10

**EXERCICE 6:**

On dispose des solutions aqueuses suivantes :

- $S_1$  une solution de nitrate de potassium  $\text{KNO}_3$  de concentration molaire  $C_1 = 5.10^{-1} \text{ mol/L}$
- $S_2$  une solution d'hydroxyde de magnésium  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  de concentration  $C_2 = 1,6.10^{-2} \text{ mol/L}$ .
- $S_3$  une solution d'acide nitrique  $\text{HNO}_3$  de concentration  $C_3 = 1.10^{-1} \text{ mol/L}$

1/ Calculer le pH de chacune de ces solutions.

2/ On veut préparer 50mL d'une solution dont le pH = 4 en mélangeant un volume  $V_2$  de  $S_2$  et  $V_3$  de  $S_3$ . Déterminer les valeurs  $V_2$  et  $V_3$ .

3/ On mélange 20mL de  $S_1$  ; 30mL de  $S_2$  et 30mL de  $S_3$ .

Calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques présentes dans ce mélange. Quel est le pH de ce mélange.

**EXERCICE 7:**

Une solution aqueuse S d'acide perchlorique de concentration  $C_a= 5.10^{-3}\text{M}$  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 ( $\text{HClO}_4$ ) dans l'eau.
  - 3) Calculer la concentration molaire des différentes espèces chimiques en solution.
  - 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  $C_b=1,5.10^{-3}\text{M}$ .
- 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 8:**

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 :  $\text{HCl}$ ; Acide nitrique :  $\text{HNO}_3$ ; Acide perchlorique  $\text{HClO}_4$

**EXERCICE 9:**

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.
- 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 10:**

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  $100 \text{ mL}$  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 11:**

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:  $\text{HCl}$  ;  $\text{HNO}_3$  ;  $\text{HClO}_3$ .
- 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  $C_b = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ .
    - 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 ?

**Fin de la série**

