

EXERCICE 1

Le pH de l'eau pure varie avec la température selon la relation : $pH = \frac{1415}{T} + 2,24$ où T est la température en Kelvin [$T(K) = t(^{\circ}C) + 273,15$]

1. Représenter la courbe $PH=f(T)$.
(Les calculs de PH se feront au 100^e près)
2. En déduire le PH de l'eau pure à 50°C.
3. Calculer le produit ionique (Ke) à 50°C.

EXERCICE 2

Une solution A possède une concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$. On prélève 50 mL de A auxquelles on ajoute 450 mL d'eau. On obtient une solution B. On dilue 25 fois B. On obtient une solution C.

1. a Calculer le facteur de dilution ayant permis la préparation de la solution B
1. b En déduire la concentration de la solution B
2. Calculer la concentration de la solution C.

EXERCICE 3

Le thiosulfate de sodium cristallisé est un solide blanc de formule $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. On dissout 4,96 g de thiosulfate de sodium dans une fiole jaugée de 200 mL et l'on complète jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée.

1. Calculer la concentration de la solution ainsi préparée.
2. En déduire les concentrations de la solution en ion sodium Na^+ et thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
3. Avec la solution ainsi obtenu on souhaite préparer 100mL de thiosulfate de sodium à $0,01 \text{ mol.L}^{-1}$. Préciser la méthode utilisée.

On donne : M(S) : 32 ; M (Na) : 23 ;
M (O) : 16; M (H) : 1 (en g.mol^{-1})

EXERCICE 4

Une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium a une concentration massique de $0,64 \text{ g.L}^{-1}$.

On considère 150 cm^3 de cette solution.

1. Faire le recensement qualitatif et quantitatif des espèces chimiques contenues dans la solution à 25°C
2. En déduire le pH de cette solution.
3. A la solution précédente, on ajoute 79mg de chlorure de sodium sans variation notable de volume.

3.1 Calculer les concentrations des ions présents dans cette nouvelle solution

3.2 Vérifier que la solution est électriquement neutre. On donne les masses molaires atomiques en g.mol^{-1}
Na : 23 ; O : 16 ; H : 1 ; Cl : 35,5

EXERCICE 5

On prépare 250mL de la solution S_0 en mélangeant à 25°C

- 20 mL d'une solution de NaCl à $52,65 \text{ g.L}^{-1}$
- 55 mL de solution de CaBr_2 à $0,5 \text{ mol.L}^{-1}$
- $3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ de CaCl_2 solide
- 10,3 g de NaBr solide

Puis en complétant avec de l'eau distillée

1. Déterminer la masse de CaCl_2 à dissoudre
2. Déterminer la concentration des différents ions contenus dans S_0 (On négligera les ions provenant de l'autoprotolyse de l'eau)
3. Vérifier la neutralité électrique de la solution.
4. La solution obtenue après le mélange est-elle acide, basique ou neutre ? Justifier votre réponse.

On donne : Ca : 40 g mol^{-1} ; Na : 23 g mol^{-1}
Br: 80 g mol^{-1} ; Cl : $35,5 \text{ g mol}^{-1}$

EXERCICE 6

Cet exercice comporte quatre parties indépendantes.

1. a Quel nom peut-on donner à la réaction d'ionisation de l'eau dans

l'eau ? Ecrire l'équation – bilan de cette réaction.

1. b On ajoute à de l'eau distillée un composé riche en ion hydroxyde de sorte que cette solution contiennent 10^{-2} mol d'ions hydroxyde (OH^-)
 - Calculer son pH à $25^\circ C$

2.2 Expliquer brièvement le mode opératoire de cette préparation de solution

3. On dissout 10g de soude caustique dans 250mL d'eau distillée.

3.1 Calculer la concentration C de la solution d'hydroxyde de sodium obtenue
 3.2 Calculer la concentration des ions Na^+ contenue dans cette solution
 3.3 Montrer à partir de l'équation d'électroneutralité de la solution que le mélange obtenu est basique.
 On donne : M (Cu) : 63,3 ; M (Br) : 80 ;
 M (Na) : 23 ; M (O) : 16 (en $g.mol^{-1}$)

EXERCICE 7

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

NH_3 $\left\{ \begin{array}{l} \text{Masse molaire: } 17 \text{ g.mol}^{-1} \\ \text{Masse volumique de la solution: } 450 \text{ kg.m}^{-3} \\ \text{Pourcentage en masse de } NH_3: 33\% \end{array} \right.$

1. Quel volume de cette solution faut-il prélever pour obtenir 500mL d'une solution S de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$?
 2. Décrire le mode opératoire pour préparer les 500 mL de S.
 3. La solution S a un pH égal à 11,1 à $25^\circ C$. Calculer $[H_3O^+]$ et $[OH^-]$.

EXERCICE 8

On dispose de 4 solutions aqueuses A, B, C et D à $25^\circ C$.

- Pour A : $[H_3O^+] = 2,5.10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$
- Pour B : pH = 4,3
- Pour C : 100 cm^3 de cette solution renferment 6.10^{-3} mol d'ions H_3O^+ .
- Pour D : $[OH^-] = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$

Classer ces solutions par ordre croissant d'acidité.

-Calculer son pH à $60^\circ C$ sachant que le K_e à cette température est $K_e = 10^{-3}$

2. On désire préparer 200 mL d'une solution de bromure de cuivre ($CuBr_2$) à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

2.1 Calculer la masse de bromure de cuivre qu'il faut pour préparer cette solution

EXERCICE 9

A $80^\circ C$, le produit ionique de l'eau est $K_e = 2,5.10^{-13}$

1. Une solution aqueuse a un pH = 6,7 à cette température. Est-elle acide ou basique ?
 2. 100mL d'une solution aqueuse contient 10^{-5} mol d'ions OH^- . Est-elle acide ou basique ? Calculer son pH.

EXERCICE 10

1. Quel volume de gaz ammoniac (NH_3) faut-il dissoudre dans l'eau distillée pour obtenir une solution de 400 mL de concentration $C=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$?
 2. La solution obtenue a un pH de 11,1. Quelles sont les concentrations molaires des espèces chimiques présentes en solution, sachant que l'ammoniac réagit avec l'eau en donnant l'ion ammonium NH_4^+ et l'ion hydroxyde ?
 Le volume molaire est de 24 L.mol^{-1} et la dissolution se produit sans variation de volume de la solution.


 Fomesoutra.com
 ça soutra !
 Docs à portée de main