

EXERCICE 2 : Calcul de pH - Indicateurs colorés – Dilution 8 points

Le chlorure d'hydrogène gazeux est soluble dans l'eau ; on en dissout un volume $v = 5,00 \text{ cm}^3$ dans $V = 10,0 \text{ L}$ d'eau. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire vaut $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Ecrire la dissolution et calculer le nombre de moles de chlorure d'hydrogène mis en solution.
2. Calculer les molarités (concentrations molaires) de tous les ions présents.
3. Calculer le pH de la solution
4. On fait 2 tests avec des indicateurs colorés :
Hélianthine : zone de pH de virage : 3,2 (ROSE) - 4,4 (JAUNE)
BBT : zone de pH de virage : 6,0 (JAUNE) - 7,6 (BLEU)
Quelle est la couleur de l'hélianthine ? Quelle est la couleur du BBT ?

EXERCICE 3 : Préparation d'une solution et vérification de la concentration

PARTIE I : 7 points

On prépare une solution S_1 , de volume $V = 2,5 \text{ L}$ en dissolvant une masse $m = 2,0 \text{ g}$ d'hydroxyde de sodium (NaHO) dans de l'eau pure. La température de la solution est 25°C .

- I.1. Quelle est la concentration molaire $c = [\text{NaHO}]$, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de la solution ainsi préparée ?
- I.2. Ecrire la dissolution et calculer les concentrations molaires de tous les ions présents dans la solution S_1 ?
- I.3. Calculer le pH de la solution

PARTIE II : 14 points

On se propose maintenant de vérifier la molarité de la solution S_1 préparée dans la partie I.

Pour cela on dose la solution S_1 par une solution S_2 d'acide chlorhydrique de concentration $c_2 = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On décide de faire ce dosage par mesure de pH et en traçant la courbe $\text{pH} = f(v)$

- II.1. Ecrire l'équation de neutralisation.
- II.2. En prenant un volume $v_1 = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S_1 , le saut de pH est obtenu pour un volume d'acide versé $v_2 = 20,0 \text{ mL}$. En déduire la concentration c_1 de la solution S_1 .

- II.3. Donner l'allure de la courbe $\text{pH} = f(v)$. Vers quelle valeur tend le pH de la solution finale ? Expliquer .
- II.5. Pour tracer la totalité de la courbe $\text{pH} = f(v)$, on a versé au total $v_a = 25 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique .
Calculer :
- le nombre de moles de solution de soude au départ
 - le nombre de moles d'acide versé
 - le nombre de moles restantes de l'espèce majoritaire.
 - Les concentrations molaires de tous les ions présents, c'est à dire $[\text{Na}^+]$, $[\text{Cl}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{HO}^-]$.
 - Le pH de la solution.

PARTIE III : 3 points

La solution S_2 , utilisée dans la partie II pour faire le dosage, a été préparée par dilution d'une dose de solution acide de concentration $c_i = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $v_i = 10 \text{ mL}$.

Le volume v_i a été complété avec de l'eau pure dans une fiole jaugée de volume v_f .

Déterminer ce volume v_f , de la fiole jaugée qu'il faut prendre, pour réaliser cette dilution.

EXERCICE 4 : CHIMIE DES SOLUTIONS AQUEUSES 9 points

- Une solution d'acide nitrique ($[\text{HNO}_3] = 2.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$) a une valeur de $\text{pH} = 2,7$.
 - Montrer que l'acide est fort.
 - Ecrire son équation d'ionisation dans l'eau.
- On a mesuré le pH d'une solution et on a trouvé $\text{pH} = 3$. On suspecte dans cette solution la présence d'acide chlorhydrique.
 - Un ion est responsable de l'acidité de la solution. Donner son nom, sa formule et sa concentration molaire dans la solution.
 - Un ion l'accompagne dans toute solution aqueuse. Donner son nom et montrer que la concentration molaire de cet ion est très faible dans le cas présent.
 - Un troisième ion est présent en grande quantité. Lequel ? Avec quelle test (réaction chimique) pourrait-on le mettre en évidence ?