

EXERCICE 2 : Calcul de pH - Indicateurs colorés - Dilution

Le chlorure d'hydrogène gazeux est soluble dans l'eau ; on en dissout un volume $v = 2,5 \text{ cm}^3$ dans $V = 5 \text{ L}$ d'eau. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire vaut $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

1. Ecrire la dissolution et calculer le nombre de moles de chlorure d'hydrogène mis en solution.
2. Calculer les molarités de tous les ions présents.
3. Calculer le pH de la solution ; on ajoute quelques gouttes d'hélianthine (zône de virage : ROSE 3,2 - pH - 4,4 JAUNE) : quelle est la couleur de l'indicateur ?

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

PARTIE I :

On prépare une solution S_1 , de volume $V = 5 \text{ L}$ en dissolvant une masse $m = 4 \text{ g}$ 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, en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$, de la solution ainsi préparée ?
- I.2. Quelles sont les concentrations molaires de tous les ions présents dans la solution S_1 ?
- I.3. Calculer le pH de la solution

PARTIE II :

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 tracé de la courbe $\text{pH} = f(v)$

- II.1. Faire un schéma du dispositif opératoire qui permet de faire ce dosage.
- II.2. Ecrire l'équation de neutralisation.
- II.3. 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.4. 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 courbe de $\text{pH} = f(v)$ en particulier au delà de l'équivalence, on a versé au total $v_a = 24 \text{ mL}$ d'acide chlorhydrique.
- Calculer dans ces conditions :
- 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, à savoir $[\text{Na}^+]$, $[\text{Cl}^-]$, $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{HO}^-]$
 - Le pH de la solution.

PARTIE III :

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

Les effluents liquides d'un laboratoire atteignent une épaisseur de $0,80 \text{ m}$ dans un bassin de récupération de longueur $1,60 \text{ m}$ et de largeur $1,10 \text{ m}$. Une mesure du pH de la solution réalisée à l'aide d'un papier indicateur de pH donne la valeur $\text{pH} = 2$.

- Ce laboratoire emploie de l'acide chlorhydrique. La solution contient donc au moins trois types d'ions.
 - Un ion est responsable de l'acidité de la solution. Donner son nom, sa formule et sa concentration molaire dans la solution. En déduire la quantité de matière (exprimée en moles) de cet ion présente dans le bassin.
 - Un ion l'accompagne dans toute solution aqueuse. Montrer que la concentration molaire de cet ion est très faible dans le cas présent.
 - Un troisième ion est présent en grande quantité. Lequel ?
- Avant pompage, on veut neutraliser l'acidité de la solution par addition d'hydroxyde de sodium.
 - Écrire l'équation bilan de la réaction de neutralisation.
 - En déduire la quantité d'ions hydroxyde (exprimée en moles) nécessaire.

- 3.) Les résultats obtenus à partir d'une mesure de pH étant trop approximatifs, on dose un échantillon de 10,0 mL de la solution acide prise dans le bassin par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C_b = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. L'équivalence est obtenue quand on a versé $V_b = 12,6 \text{ mL}$ de solution basique.
- 3.1. Calculer la concentration molaire en acide C_a et le pH théorique de la solution du bassin.
 - 3.2. Déduire de ce dosage la quantité puis la masse d'hydroxyde de sodium nécessaire pour neutraliser tout l'acide du bassin.