



**SERIE D'EXERCICES SUR C5 : pH D'UNE SOLUTION AQUEUSE-AUTOPROTOLYSE DE L'EAU-
PRODUIT IONIQUE-INDICATEURS COLORES.**

EXERCICE 1:

- 1) A 60°C le pH de l'eau pure est 6,5. Calculer les concentrations des ions hydroniums et hydroxydes à cette température. Calculer le produit ionique de l'eau à cette température.
- 2) A 50°C le produit ionique de l'eau est $5,6 \cdot 10^{-14}$. Trouver à cette température le pH de l'eau pure.

EXERCICE 2:

A 80 °C, $K_e = 2,5 \cdot 10^{-13}$

- 1) Une solution aqueuse a, à cette température, un pH = 6,5. Est-elle acide ou basique ?
- 2) 200 mL d'une solution aqueuse contient $1,0 \cdot 10^{-4}$ mol d'ions hydroxyde. Quel est son pH à 80 °C ?
- 3) Le pH d'une solution aqueuse est 4,7 à 80 °C. En déduire sa concentration molaire en ions hydroxydes.
- 4) K_e augmente lorsque la température augmente. Dans le corps humain à 37°C, le sang a un pH $\approx 7,4$. Le sang est-il un liquide acide ou basique ?

EXERCICE 3:

- 1) On dispose d'une solution commerciale titrant 30% en masse, de densité $d = 1,22$ et dénommée solution d'acide chlorhydrique.
 - 1.1. Calculer la concentration molaire C_0 de la solution commerciale.
 - 1.2. Quel volume de la solution commerciale faut-il utiliser pour préparer un litre d'une solution S_1 d'acide chlorhydrique de concentration molaire $C_1 = 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - 1.3. Décrire le protocole expérimental.
- 2) On souhaite préparer une solution d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $C = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - 2.1) Calculer la masse de soude nécessaire.
 - 2.2) Décrire le protocole expérimental.

EXERCICE 4:

Dans une fiole jaugée de 250 mL, on introduit successivement les composés suivants:

- une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_1 = 40 \text{ mL}$ et de concentration $C_1 = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
- une solution d'acide chlorhydrique de volume $V_2 = 25 \text{ mL}$ et de concentration de pH = 4;
- une masse $m_3 = 1 \text{ g}$ de chlorure de calcium solide CaCl_2 ;
- une masse $m_4 = 2 \text{ g}$ de nitrate de calcium solide $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

On complète le tout à 250 mL avec de l'eau distillée, à 25°C.

- 1) Ecrire les équations de dissociation des 4 composés cités ci-dessus et celle de l'autoprotolyse de l'eau. On admettra que la dissolution de ces composés dans l'eau est totale.
- 2) Faites l'inventaire des différentes espèces chimiques présentes dans la solution.
- 3) Déterminer la quantité de matière de chacun des ions présents dans cette solution sachant qu'aucune réaction chimique n'a lieu entre les ions.
- 4) En déduire leurs concentrations.

- 5) Vérifier que la solution est électriquement neutre. On admettra qu'il ne se produit aucune réaction entre les différents ions présents.
- 6) Déterminer le pH de la solution.

On donne en g.mol⁻¹: H = 1 ; O = 16 ; Cl = 35,5 ; N = 14 ; Ca = 40.

EXERCICE 5:

- 1) On dispose d'un indicateur coloré dont la zone de virage est (4,0 ; 5,7). Dans un volume V_A = 10cm³ d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration C_A = 10⁻² mol/L, on introduit quelques gouttes de l'indicateur, puis on ajoute progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_B = 8,0.10⁻³ mol/L. On note V_B, le volume d'hydroxyde de sodium ajouté. On admettra que la concentration des ions hydroniums dans le mélange est donnée par la relation : $[H_3O^+] = \frac{C_A V_A - C_B V_B}{V_A + V_B}$

Déterminer les valeurs de V_B qui correspondent au début et à la fin du virage de l'indicateur.

- 2) On mélange un volume V₁=30mL d'acide chlorhydrique de pH₁=2 et un volume V₂=20mL d'acide nitrique de pH₂=4,5. Déterminer le pH du mélange.
- 3) On dispose de deux solutions aqueuses S₁ et S₂. Dans la première solution, on ajoute quelques gouttes d'hélianthine et dans la seconde, quelques gouttes de phénolphaléine. La solution S₁ devient jaune et la solution S₂ reste incolore.

Peut-on donner le caractère acide ou basique de chaque solution ? Justifier la réponse.

Quel est l'indicateur coloré le plus approprié pour classer ces solutions ?

Indicateurs colorés	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Bleu de bromothymol	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu
Phénolphaléine	Incolore	8,2 – 10,0	Rose

EXERCICE 6:

L'étiquette de la bouteille d'eau minérale naturelle «Possotomè» donne la composition de ce breuvage dont les propriétés curatives sont dues à la présence de certains ions en solution. Le tableau suivant indique les valeurs approchées des concentrations des espèces majoritaires

Espèces	Ca ²⁺	Cl ⁻	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻	NO ₃ ⁻
C en mg.L ⁻¹	54	115	70	15	19	9,5	260	0
10 ³ ×C en mol.L ⁻¹	1,35	3,24	3,05	0,38	0,78	0,10		

- 1) Compléter ce tableau en calculant la molarité de la solution en ions hydrogénocarbonate HCO₃⁻.
- 2) Vérifier la neutralité électrique de la solution en négligeant les quantités d'ions apportées par l'autoprotolyse de l'eau.
- 3) Calculer le pH de l'eau minérale de Possotomè sachant que l'équation d'électroneutralité tenant compte de tous les ions présents dans la solution conduit à la relation: $[H_3O^+] + 7,6999.10^{-3} = [OH^-] + 7,70000.10^{-3}$; dans laquelle les concentrations sont exprimées en mole par litre.