

I- Définition et mesure de pH

Exercice :

- 1- À 25°C, le pH d'une solution A d'acide chlorhydrique est 2,1. Calcule la concentration des ions H_3O^+ dans cette solution.
- 2- Avec cette solution, on veut préparer une solution B d'acide chlorhydrique dont le pH soit 3,2.
 - a- Donne la procédure
 - b- Calcule le volume d'eau distillée V_e qu'il faut ajouter à 30,0 mL de solution A pour obtenir la solution B recherchée.
 - c- Quel est le volume de la solution B ainsi obtenue ?

Corrigé :

1. Concentration des ions H_3O^+

D'après la formule $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$,
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$

2.a. Procédure :

On prélève à l'aide d'une propipette un certain volume v d'acide que l'on verse dans une fiole jaugée que l'on remplit avec de l'eau distillée.

b. Volume V_e d'eau à compléter.

Comme la dilution ne modifie pas la quantité d'acide initialement présent, on écrit : $n_{\text{acide(avant)}} = n_{\text{acide(après)}} \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_1 \cdot v = [\text{H}_3\text{O}^+]_2 \cdot (v + V_e)$ avec v le volume prélevé et V_e le volume d'eau.

$$v + V_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_A \cdot v}{[\text{H}_3\text{O}^+]_B} \Rightarrow V_e = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_A \cdot v}{[\text{H}_3\text{O}^+]_B} - v = v \left(\frac{10^{-\text{pH}_A}}{10^{-\text{pH}_B}} - 1 \right)$$

$$V_e = v \left(10^{\text{pH}_B - \text{pH}_A} - 1 \right)$$

$V_e = 347,7 \text{ mL}$

c. Volume de B obtenu

$V_B = V_e + v = 377,7 \text{ mL}$

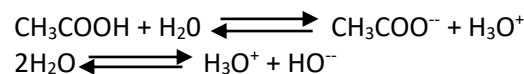
II- Couples acide-base et constante d'acidité

Exercice 1 : Une solution d'acide éthanóique CH_3COOH de concentration molaire $C_0 = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ a un $\text{pH} = 3,4$ à 25°C.

- 1- Écris l'équation-bilan de la dissociation de l'acide éthanóique dans l'eau, puis recense les espèces chimiques présentes dans la solution.
- 2- a) Calcule leurs concentrations molaires volumiques.
b)- Montre que l'acide éthanóique est un acide faible.
- 3- Classe les espèces obtenues en majoritaires, minoritaires et ultraminoritaires.
- 4- Déduis le pourcentage de molécules d'acides ionisées. Conclue.

Solution n°1

1.Équation de dissociation



Espèces présentes dans la solution :

Molécules : CH_3COOH ; H_2O .

Ions : CH_3COO^- ; H_3O^+ ; HO^- .

2. Concentration des espèces

$$\text{H}_2\text{O} : [\text{H}_2\text{O}] = \frac{\rho}{M} = 55,56 \text{ mol.L}^{-1} ;$$

$$\text{H}_3\text{O}^+ : [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1} ;$$

$$\text{HO}^- : \text{d'après } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-], \text{ on tire } [\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]};$$

$$[\text{HO}^-] = 2,51 \cdot 10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}$$

CH_3COO^- : d'après l'équation d'électroneutralité,

$[\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{HO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$. La solution étant acide, on peut négliger la

concentration des ions HO^- devant celle des ions H_3O^+ , on écrit:

$$[\text{HO}^-] \ll [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ Soit } [\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$$

CH_3COOH : d'après la conservation de la matière,

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] + [\text{CH}_3\text{COO}^-] = C_0 \Rightarrow [\text{CH}_3\text{COOH}] = C_0 - [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \underline{1,96 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

Autre méthode

	CH ₃ COOH	+	H ₂ O	↔	CH ₃ COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
À t = 0	Co		excès		0		0
À l'équilibre	Co - x		excès		x		x

D'après ce tableau,

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = x = \underline{3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}}; [\text{CH}_3\text{COOH}] = C_0 - [\text{H}_3\text{O}^+];$$

$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \underline{1,96 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$; puis on en déduit les autres concentrations

3. Classification des espèces

Majoritaires : CH₃COOH ;

Minoritaires : CH₃COO⁻ ; H₃O⁺ ;

Ultraminoritaires : HO⁻.

4. Pourcentage des molécules dissociées

$$\alpha = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{C_0} \times 100; \alpha \approx \underline{2\%}$$

Conclusion : très peu de molécules CH₃COOH se sont dissociées, CH₃COOH est un acide faible.

Exercice 2 : On a préparé une solution aqueuse S d'ammoniac (NH₃) de pH=11 en diluant une solution d'ammoniac S₁ vendue dans le commerce.

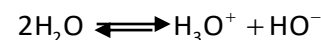
- 1- Écris l'équation-bilan de dissociation de l'ammoniac avec l'eau.
- 2- Détermine les concentrations molaires des espèces chimiques présentes dans la solution S.
- 3- Déduis sa concentration molaire initiale.
- 4- Sachant que la solution S₁ a une concentration molaire C₁ = 10 mol.L⁻¹, détermine le volume de la solution S₁ nécessaire à la préparation de 500 mL de la solution S.

On donne pour le couple NH₄⁺/NH₃ : pKa = 9,2.

Solution n°2

1. Espèces présentes dans la solution

Équations de dissociation :



Molécules : NH₃ et H₂O

Ions : NH₄⁺ ; HO⁻ ; H₃O⁺

2. Concentration des espèces

	NH ₃	+	H ₂ O	↔	NH ₄ ⁺	+	HO ⁻
À t = 0	Co		excès		0		0
À l'équilibre	Co - x		excès		x		x

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{HO}^-] = x$$

$$\text{Or } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = \underline{10^{-11} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$\text{D'après } K_e = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HO}^-], \text{ on tire } [\text{HO}^-] = \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]};$$

$$[\text{HO}^-] = \underline{10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}; \text{ donc } [\text{NH}_4^+] = \underline{10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \Rightarrow [\text{NH}_3] = \frac{[\text{NH}_4^+] \times K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{NH}_4^+] \times 10^{-\text{pKa}}}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

$$[\text{NH}_3] = \underline{6,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

3. Concentration initiale de la solution

$$\text{D'après le tableau } [\text{NH}_3] = C_0 - [\text{NH}_4^+] \Rightarrow \underline{C_0 = 6,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$$

4. Volume de la solution S₁ nécessaire à la préparation de 500 mL de S

Comme la dilution ne modifie pas la quantité de matière du soluté, on écrit : n(avant) = n(après) ⇔ C₁V₁ = C.V, on trouve V₁ = 3,2 mL

III- Dosage acido-basique et solution tampon

Exercice : L'acide ascorbique, couramment dénommé vitamine C, est un réducteur naturel que l'on qualifie usuellement d'antioxydant. On le trouve dans de nombreux fruits et légumes. En pharmacie, il est possible de trouver l'acide ascorbique sous forme de comprimés « de vitamine C 500 ». Sa formule brute est $C_6H_8O_6$. Pour simplifier, il sera désigné par AH.

On fait réagir une solution aqueuse d'acide ascorbique de concentration molaire en soluté apporté $C_A = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$) de concentration molaire en soluté apporté $C_B = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

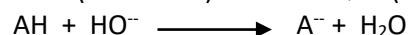
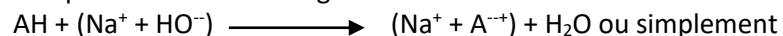
Le volume initial de la solution d'acide ascorbique est $V_A = 20,0 \text{ mL}$ et on note V_B le volume de la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium versée.

1. Écris l'équation traduisant cette réaction.
2. On étudie le mélange à $25 \text{ }^\circ\text{C}$. Lorsqu'on a versé $V_B = 5,0 \text{ mL}$ de solution aqueuse d'hydroxyde de sodium, le pH du mélange est alors égal à 4,0.
 - a- Calcule les concentrations des espèces chimiques présentes dans la solution.
 - b- Déduis la valeur du pKa du couple acide ascorbique-ion ascorbate. Quelles propriétés remarquables présente cette solution ?

N.B : On arrondira les résultats au nombre entier le plus proche.

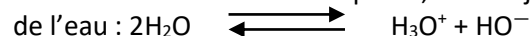
Corrigé :

1. Équation-bilan du dosage



- 2.a) Concentration des espèces

Pour faire l'inventaire des espèces, il faut ajouter l'équation d'autoprotolyse



Molécules : H_2O ; AH

Ions : HO^- ; H_3O^+ ; A^-

$$[H_2O] = \frac{\rho}{M} = \underline{\underline{55,56 \text{ mol.L}^{-1}}}$$

$$\text{pH} = 4 \Rightarrow \underline{\underline{[H_3O^+] = 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}}}$$

$$\underline{\underline{[HO^-] = 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1} ;}}$$

$$[Na^+] = \frac{C_B \times V_B}{V_A + V_B} ; \underline{\underline{[Na^+] = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}}}$$

D'après l'équation d'électroneutralité

$[A^-] + [HO^-] = [Na^+] + [H_3O^+] \Rightarrow [A^-] = [Na^+] + [H_3O^+]$ car la concentration des ions HO^- est très faible devant celle des autres ions.

$$\underline{\underline{[A^-] = 4,1 \cdot 10^{-3} \approx 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1},}}$$

Conservation de la matière

$$[A^-] + [AH] = \frac{C_A \times V_A}{V_A + V_B} \Rightarrow [AH] = \frac{C_A \times V_A}{V_A + V_B} - [A^-]$$

$$\underline{\underline{[AH] = 3,9 \cdot 10^{-3} \approx 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1},}}$$

b) Calcul du pKa

$$\text{pKa} = \text{pH} - \log\left(\frac{[A^-]}{[AH]}\right) = \text{pH} \text{ car } [A^-] = [AH] ; \underline{\underline{\text{pKa} = 4,0}}$$

Propriétés remarquables

Comme $\text{pH} = \text{pKa}$, alors la solution obtenue est une solution tampon. Le point considéré est appelé point de demi-équivalence.