

TD 3

Exercice 1

Déterminer le PH des solutions suivantes :

- a) Solution de sulfite de sodium de concentration $c = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- b) Solution d'hydrogénosulfite de sodium de concentration $c = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

Exercice 2

Un mélange d'acide et de base

On mélange 50 mL d'acide nitrique à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ avec 100 mL de solution aqueuse d'ammoniac à $0,2 \text{ mol.L}^{-1}$.

Déterminer la réaction prépondérante.

Calculer le pH de la solution.

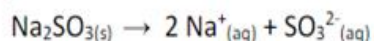
Dr Mohammed Cherif Ouiza

SOLUTION

Exercice 1

Réponses :

a) Étape 1 : Dissociation totale du sulfite de sodium dans l'eau :



Na^+ est un cation neutre (*ion spectateur*).

SO_3^{2-} est une base faible (car son $\text{pK}_a = 7,2$: $0 < \text{pK}_a < 14$) C'est la base conjuguée de l'acide HSO_3^- .

Étape 2 : Appliquer la formule approchée du pH d'une base faible :

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (14 + \text{pK}_a + \log C_b) \quad \text{pH} = \frac{1}{2} (14 + 7,2 + \log 10^{-2}) = 9,6$$

avec $\text{pK}_a = 7,2$ (chercher la valeur dans le tableau) et $C_b = 10^{-2} \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$

avec $\text{pK}_a = 7,2$ (chercher la valeur dans le tableau) et $C_b = 10^{-2} \text{ (mol.L}^{-1}\text{)}$

Étape 3 : Vérifier l'hypothèse « base faible » sur un diagramme de prédominance : $\text{pH} > \text{pK}_a + 1$ ($9,6 > 7,2 + 1$) : hypothèse validée.

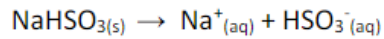
Étape 4 : Pas nécessaire.

avec $pK_a = 7,2$ (chercher la valeur dans le tableau) et $C_b = 10^{-2}$ (mol.L⁻¹)

Étape 3 : Vérifier l'hypothèse « base faible » sur un diagramme de prédominance : $pH > pK_a + 1$ ($9,6 > 7,2 + 1$) : hypothèse validée.

Étape 4 : Pas nécessaire.

b) Étape 1 : Dissociation totale de l'hydrogénosulfite de sodium dans l'eau :



Na^+ est un cation neutre.

HSO_3^- est à la fois une base faible (base conjuguée d'un acide faible H_2SO_3 de $pK_{a1} = 1,8$), et un acide faible ($pK_{a2} = 7,2$). HSO_3^- est donc un ampholyte.

Étape 2 : Appliquer la formule de pH pour un ampholyte :

$$pH = \frac{1}{2}(pK_{a1} + pK_{a2}) \quad pH = \frac{1}{2}(1,8 + 7,2) = 4,5$$

Vérification sur diagramme de prédominance : $pH = 4,5$ appartient bien au domaine de prédominance de HSO_3^- .

Exercice 2

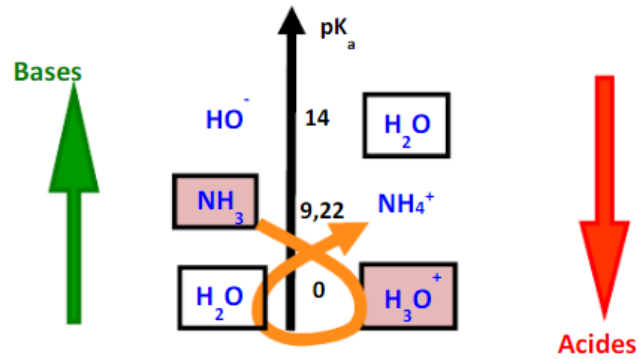
Réponse :

HNO_3 = acide fort car $pK_a < 0$ (donc totalement dissocié en ions oxonium H_3O^+ et en ions nitrate NO_3^- (ions spectateurs).

NH_3 = une base faible car $0 < pK_a < 14$

NH₃ = une base faible car 0 < pK_a < 14

La réaction prépondérante entre l'acide plus fort **présent** et la base plus forte **présente** dans la solution :



La Réaction prépondérante est : NH₃ + H₃O⁺ = NH₄⁺ + H₂O

Il faut ensuite exprimer la constante d'équilibre et calculer sa valeur pour savoir si cette réaction est totale, limitée ou nulle :

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1}{K_a} = \frac{1}{10^{-9,26}} = 10^{+9,26}$$

Cette constante est supérieure à 10⁺³ : la réaction est **totale**.

	NH ₃	+ H ₃ O ⁺	→	NH ₄ ⁺	+ H ₂ O
EI	0,02 mol	0,005 mol		0	-
réagi	-0,005	-0,005		+0,005	
EF	0,015 mol	0		0,005 mol	

Détail du calcul des qtés de matières :

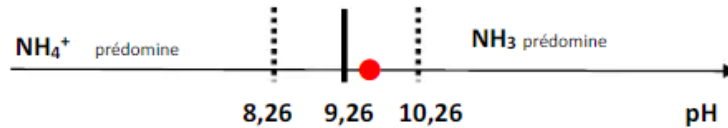
$$n_{\text{HNO}_3} = C \cdot V = 0,10 \times 50 \cdot 10^{-3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = C \cdot V = 0,20 \times 100 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

À l'état d'équilibre (EF), il reste 0,015 mol NH₃ (base faible) et 0,005 mol NH₄⁺ (acide faible) dans un volume total de 150 mL. C'est un mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée. C'est une **solution tampon**.

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 9,26 + \log \frac{[0,015/150 \cdot 10^{-3}]}{[0,005/150 \cdot 10^{-3}]} = 9,74$$

On doit maintenant **vérifier ce résultat** sur un diagramme de prédominance :



On constate que le **pH=9,74** calculé est bien dans le domaine des solutions tampons (NH₄⁺ et NH₃ coexistent).

Par ailleurs, on trouve un **pH > pKa**, car il y a plus de base (0,015 mol) que d'acide (0,005 mol). Le calcul est donc vérifié.

Dr Mohammed cherif ouiza