

TP 6 - Sens d'évolution spontanée d'une réaction

On désire étudier le sens d'évolution spontanée d'une réaction acide-base

DOC1 : Sens d'évolution d'une réaction

Evolution du quotient de réaction

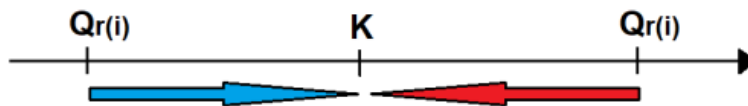
▪ Lors d'une transformation chimique spontanée, le système évolue vers un état d'équilibre.

▪ Le quotient de la réaction varie de $Q_r(i)$ à $Q_r(eq) = K$:

Si $Q_r(i) < K$: le système chimique évolue dans le sens direct de l'équation

Si $Q_r(i) > K$: le système chimique évolue dans le sens indirect de l'équation

Si $Q_r(i) = K$: le système chimique n'évolue plus (au niveau macroscopique) : il a atteint son état d'équilibre



DOC2 : Couples acide/base

$\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$: $\text{pKa} = 9,2$; $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$: $\text{pKa} = 10,3$

On dispose des solutions suivantes :

S₁ : solution aqueuse de chlorure d'ammonium (NH_4^+ ; Cl^-) de concentration $C_1 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

S₂ : solution aqueuse d'ammoniac appelée ammoniaque (NH_3) de concentration $C_2 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

S₃ : solution aqueuse d'hydrogencarbonate de sodium (Na^+ ; HCO_3^-) de concentration $C_3 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

S₄ : solution aqueuse de carbonate de sodium (2Na^+ ; CO_3^{2-}) de concentration $C_4 = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

On désire réaliser les 2 mélanges suivants :

	Mélange A	Mélange B
S1	$V_1 = 30,0 \text{ mL}$	$V_1 = 5,0 \text{ mL}$
S2	$V_2 = 10,0 \text{ mL}$	$V_2 = 50,0 \text{ mL}$
S3	$V_3 = 10,0 \text{ mL}$	$V_3 = 50,0 \text{ mL}$
S4	$V_4 = 30,0 \text{ mL}$	$V_4 = 5,0 \text{ mL}$
	$V_{\text{total}} = 80,0 \text{ mL}$	$V_{\text{total}} = 110,0 \text{ mL}$

Sans préjuger du sens de la réaction on peut écrire l'équation chimique comme suit :
 $\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{HCO}_3^- + \text{NH}_3$

I. Détermination du quotient de réaction initial

Constante d'équilibre K de la réaction

1. Donner l'expression des constantes d'acidité K_{A1} et K_{A2} des deux couples $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$ et $\text{HCO}_3^- / \text{CO}_3^{2-}$

2. Calculer les valeurs des constantes d'acidité K_{A1} et K_{A2} sachant que $K_A = 10^{-\text{pKa}}$

3. Montrer que la constante K de la réaction ($\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{HCO}_3^- + \text{NH}_3$) peut s'exprimer en fonction de K_{A1} et de K_{A2} ; calculer la valeur de K

Quotient de réaction initial

Pour chaque mélange :

4. Calculer les valeurs des concentrations $[\text{NH}_4^+]_i$, $[\text{CO}_3^{2-}]_i$, $[\text{HCO}_3^-]_i$ et $[\text{NH}_3]_i$ des espèces NH_4^+ , CO_3^{2-} , HCO_3^- et NH_3 , dans le mélange (après mélange mais avant réaction, les espèces subissant des dilutions)

5. Calculer le quotient de réaction initial du mélange

Sens d'évolution

Pour chaque mélange :

6. Prévoir le sens d'évolution du système chimique

7. Indiquer alors comment doivent varier les rapports $\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$ et $\frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$

II. Evolution des concentrations vers l'état d'équilibre

- Préparer les mélanges et les homogénéiser

8. Mesurer le pH des solutions obtenues

9. Montrer qu'à l'équilibre, on a la relation $\frac{[\text{Base}]_{\text{eq}}}{[\text{Acide}]_{\text{eq}}} = \frac{K_A}{10^{-\text{pH}}}$

10. Pour chaque mélange calculer :

$$\frac{[\text{NH}_3]_{(i)}}{[\text{NH}_4^+]_{(i)}} \text{ et } \frac{[\text{NH}_3]_{(\text{eq})}}{[\text{NH}_4^+]_{(\text{eq})}} ; \frac{[\text{CO}_3^{2-}]_{(i)}}{[\text{HCO}_3^-]_{(i)}} \text{ et } \frac{[\text{CO}_3^{2-}]_{(f)}}{[\text{HCO}_3^-]_{(f)}}$$

11. Les rapports ont-ils évolué dans le sens prévu ?