

Tp X 9 EVOLUTION SPONTANEE VERS L'ETAT D'EQUILIBRE

1. REACTION ACIDO-BASIQUE.

La manipulation proposée met en jeu des solutions de même concentration C dans lesquelles interviennent deux couples acide/base pour lesquels les pK_A sont donnés :
 Couple 1 : $HCOOH / HCOO^-$ $pK_{A1} = 3,8$ $K_{A1} = 1,8 \cdot 10^{-4}$
 Couple 2 : CH_3COOH / CH_3COO^- $pK_{A2} = 4,8$ $K_{A2} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Questions préliminaires

- 1°) Ecrire l'équation de la réaction qui peut se produire.
- 2°) Cette écriture permet-elle de préjuger du sens dans lequel a lieu la transformation ?
- 3°) Quelle est la valeur de la constante d'équilibre de la réaction ?

Etat Initial.

4°) Donner une expression, en fonction de C, V_i et V, de la concentration des espèces chimiques introduites à l'état initial dans le mélange.

5°) En déduire une expression du rapport $[Base]/[Acide]$ des concentrations des espèces conjuguées dans l'état initial des différents couples, en fonction des volumes V_i .

Les calculer pour chaque solution et reporter la valeur dans le tableau.

6°) En déduire une expression en fonction de V_i du quotient de réaction Q_{ri} à l'état initial.

Le calculer pour chaque solution et reporter la valeur dans le tableau.

Etat Equilibre.

7°) Rappeler les expressions des pK_a des deux couples acide / base mis en jeu.

8°) En déduire une expression du rapport $[Base]/[Acide]$ des concentrations des espèces conjuguées dans l'état d'équilibre des différents couples, en fonction du pH de la solution et du pK_A du couple.

Pour calculer les rapport $[Base]/[Acide]$ dans les béchers S et S', il nous faut connaître le pH atteint à l'équilibre... Seule une mesure avec un pHmètre nous permettra de compléter le tableau.

Mode opératoire.

- a°) Chaque élève du binôme prépare dans un des deux béchers la solution S ou S' (voir tableau).
- b°) Etalonner le pH
- c°) Mesurer le pH des solutions S et S'.
- d°) Calculer les rapports demandés et reporter les valeurs dans le tableau.

9°) En déduire une valeur du quotient de réaction Q_{ri} à l'état d'équilibre pour chaque solution et reporter la valeur dans le tableau. Comparer à K.

10°) Proposer une interprétation des résultats et une conclusion.

2. REACTION D'OXYDOREDUCTION.

Mode opératoire.

- a°) Préparer :
 - solution S_1 : 5 mL de solution de diiode $1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$ dans une solution d'iodure de potassium $1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
 - solution S_2 : 5 mL d'une solution d'ions fer(II) $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ et d'ions fer(III) $1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

11°) Prévoir le sens d'évolution de la transformation lors du mélange de S_1 et de S_2 , sachant qu'à la réaction des ions fer(III) avec les ions iodure est associée une constante d'équilibre : $K = 10^{4,7}$

- b°) Réaliser l'expérience : mélanger S_1 et S_2 . Chauffer légèrement car la transformation est lente.
- c°) Observer.

12°) Les observations valident-elles la prévision ?

Mélange préparé		S	S'
Acide méthanoïque v_1 (mL)		10	5
Méthanoate de sodium v_2 (mL)		10	10
Acide éthanoïque v_3 (mL)		10	20
Ethanoate de sodium v_4 (mL)		10	1
Rapport des concentrations des espèces conjuguées dans l'état initial.	$\frac{[HCOO^-]_i}{[HCOOH]_i}$		
	$\frac{[CH_3COO^-]_i}{[CH_3COOH]_i}$		
	Q_{ri}		
	pH mesuré		
Rapport des concentrations des espèces conjuguées dans l'état d'équilibre (et sens de variation)	$\frac{[HCOO^-]_{Eq}}{[HCOOH]_{Eq}}$		
	$\frac{[CH_3COO^-]_{Eq}}{[CH_3COOH]_{Eq}}$		
	Q_{rEq}		
	valeur du rapport $\frac{Q_{ri}}{K}$ et sens d'évolution		