

Correction**I . SYSTEMES NE COMPORTANT QUE DES REACTIFS A L'ETAT INITIAL**1. Expérience (1)

- Mesure du pH de l'eau distillée : **6,3**
- Mesure du pH de la solution : **2,7**

- 3.1. Le pH de la solution a été **modifié**, donc le système chimique (= mélange réactionnel : eau + acide + produits) a **évolué spontanément** (= **tout seul**).
- 3.2. Le système chimique a évolué dans le **sens de formation de H_3O^+** (puisque le pH a diminué) donc dans le **sens direct** de l'équation.

$$3.3. Q_{r,i} = \frac{[CH_3COO^-]_i \times [H_3O^+]_i}{[CH_3COOH]_i} = 0 \text{ car il n'y a aucun ion éthanoate.}$$

- 3.4. $Q_{r,i} < K$ donc il était logique que la réaction évolue dans le **sens direct** de l'équation.

2. Expérience (2)

- Mesure du pH de la solution d'acide chlorhydrique : **4,0**.
- Mesure du pH de la solution obtenue : **5,3**.

- 3.1. Le pH de la solution a été **modifié**, donc le système chimique a **évolué spontanément**.
- 3.2. Le système chimique a évolué dans le **sens inverse** de l'équation (sens de **disparition des ions oxonium**).

$$3.3. Q_{r,i} = \frac{[CH_3COO^-]_i \times [H_3O^+]_i}{[CH_3COOH]_i} \rightarrow \infty ; \text{ car il n'y a aucune molécule d'acide éthanoïque.}$$

- 3.4. $Q_{r,i} > K$ donc il était logique que la réaction évolue dans le **sens inverse** de l'équation.

II . SYSTEMES COMPORTANT REACTIFS ET PRODUITS A L'ETAT INITIALA. SYSTEME ACIDO-BASIQUE1. Protocole expérimental

- Mesure du pH de la solution obtenue : **4,1**

2. Exploitation des résultats

- 2.1. Comme le mélange est **équimolaire**, la **quantité est identique** pour toutes les espèces chimiques introduites :

$$n = \frac{m_{HCOONa}}{M_{HCOONa}} = \frac{2,4}{68} = 3,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

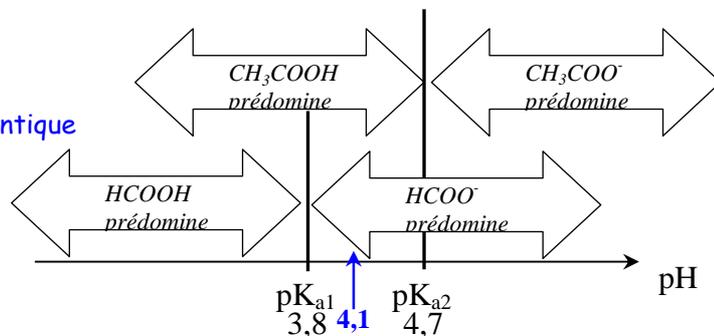
$$2.2. K = 10^{pK_{A2} - pK_{A1}} = 10^{4,7 - 3,8} = 10^{0,9} = 7,94.$$

- 2.3. Diagramme de prédominance (voir ci-contre).

- 2.4. A l'équilibre, les **espèces prédominantes** sont l'**acide éthanoïque** et les **ions méthanoates**, donc le système a évolué dans le **sens direct** de l'équation, qui est le sens de formation de ces deux espèces.

- 2.5. $Q_{r,i} = 1$ puisque les concentrations initiales sont les mêmes.

- 2.6. $Q_{r,i} < K$ donc il était logique que la réaction évolue dans le **sens direct** de l'équation.

B. SYSTEME OXYDOREDUCTEUR1. Protocole expérimental

- On observe un **précipité vert**.

2. Exploitation des résultats

- 2.1. Les ions mis en évidence par ce test sont les ions **Fe^{2+}** (les ions Cu^{2+} auraient donné un précipité bleu).

- 2.2. Ce système a évolué dans le sens de **formation des ions Fe^{2+}** , c'est-à-dire le **sens direct** de l'équation.

$$2.3. Q_{r,i} = \frac{[Fe^{2+}]_i}{[Cu^{2+}]_i} = 1.$$

- 2.4. $Q_{r,i} \ll K$, donc il était logique que la réaction évolue dans le **sens direct** de l'équation.

- 2.5. La valeur de **K** étant **très élevée ($>10^4$)**, on peut considérer cette **réaction** comme **totale**.