ثانوية سيدي احمد بناصر
مادة الفيزياء و الكيمياء

سلسلة انشطة
حالة توازن مجموعة كيميائية

السنة الدراسية ـــــــــــــ
المستـــــــوى : 2éme BAC

تمرين 1 : تحديد تابثة اتوازن لحمض الايثانويك

نغمر خلية قياس الموصلية في حجم V لمحلول لحمض الإيثانويك تركيزه $C = 5.10^{-2}\,mol.l^{-1}$ فنجد أن قيمة موصلية هذا المحلول عند $25°C$ هي $\sigma = 343\ \mu S.cm^{-1}$.

1- أكتب معادلة تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء وحدد المزدوجتين (حمض /قاعدة) المتدخلتين في التفاعل.

2- أنشئ الجدول الوصفي للتفاعل.

3- حدد في حالة التوازن التراكيز المولية للأنواع الكيميائية المذابة.

4- استنتج قيمة خارج التفاعل $Q_{r,éq}$ عند التوازن

نعطي:

$\lambda_{CH_3COO^-} = 4,09\ mS.m^2.mol^{-1}$

$\lambda_{H_3O^+} = 35,0\ mS.m^2.mol^{-1}$

تمرين 2: تأثير الحالة البدئية على خارج التفاعل عند التوازن و على نسبة التقدم النهائي

نقيس الموصلية σ لثلاثة محاليل لحمض الإيثانويك ذات تراكيز مولية مختلفة عند $25°C$ فنحصل على النتائج التالية:

المحلـــول	❶	❷	❸
C $(mol.l^{-1})$	10^{-2}	5.10^{-3}	10^{-3}
σ $(mS.m^{-1})$	15,3	10,7	4,7

1- حدد تركيز أيونات الأوكسونيوم في كل محلول عند التوازن.

2- استنتج قيمة خارج التفاعل $Q_{r,éq}$ عند التوازن بالنسبة لكل محلول. ماذا تستنتج؟

3- حدد نسبة التقدم النهائي τ بالنسبة لكل حالة. ماذا تستنتـــــج؟

نعطي: $\lambda_{H_3O^+} = 35,0\ mS.m^2.mol^{-1}$ $\lambda_{CH_3COO^-} = 4,09\ mS.m^2.mol^{-1}$

تمرين 3: تأثير ثابتة التوازن K على نسبة التقدم النهائي

نأخذ محلولين حمضيين لهما نفس التركيز $C = 10^{-2}\,mol.l^{-1}$. محلول S_1 لحمض الإيثانويك و محلول S_2 لحمض الميثانويك.

ثابتة التوازن لمحلول حمض الإيثانويك مع الماء هي: $K_1 = 1,6.10^{-5}$.

ثابتة التوازن لمحلول حمض الميثانويك مع الماء هي: $K_1 = 1,6.10^{-4}$

نقيس موصليتي المحلولين S_1 و S_2 فنجد تباعا: $\sigma_1 = 153\ \mu S.cm^{-1}$ و $\sigma_2 = 510\ \mu S.cm^{-1}$.

1- ما هي التراكيز المولية الفعلية للأنواع الكيميائية الأيونية المتواجدة في كل من المحلولين S_1 و S_2؟

2- حدد نسبة التقدم النهائي لكل تفاعل؟

نعطي:

$\lambda_{CH_3COO^-} = 4,09\ mS.m^2.mol^{-1}$

$\lambda_{H_3O^+} = 35,0\ mS.m^2.mol^{-1}$

$\lambda_{HCOO^-} = 5,46\ mS.m^2.mol^{-1}$

تمرين 4: حدود K لتحول كلي

نعتبر التحول الكيميائي ذا المعادلة التالية $A(aq) + B(aq) \rightleftharpoons C(aq) + D(aq)$ حيث المتفاعلان A و B لهما نفس التركيزالبدئي c و نفس الحجم v

1- انشئ الجدول الوصفي للتحول

2- اكتب تعبير K تابثة التوازن بدلالة τ نسبة التقدم النهائي

3- في حالة $K>10^4$ حدد قيمة τ نسبة التقدم النهائي و استنتج

تمرين 5 : دراسة المحلول مائي لحمض الإيثانويك

نعتبر محلولا مائيا لحمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه من المذاب المستعمل $C = 10^{-2}\,mol.l^{-1}$. أعطى قياس pH هذا المحلول: $pH = 3,4$ عند $25°C$.

1- أكتب معادلة التفاعل الذي ينمذج التحول الحاصل في المحلول.

2- أنشئ جدول تتبع تطور التحول ثم أعط تعبير التراكيز المولية المذابة والحاضرة عند الحالة النهائية بدلالة التقدم النهائي للتحول.

3- استنتج العلاقـــة بين $[CH_3COO^-]_f$ و $[H_3O^+]_f$ و كذا بين $[CH_3COOH]_f$ و $[H_3O^+]_f$.

4- بين أن نسبة التقدم النهائي تكتب: $\tau = [H_3O^+]_f/C$

5- حدد ثابتة هذا التوازن ثم استنتج طبيعة التحول المدروس

تذكير

- تعطى مواصلة جزء من محلول محصور بين صفيحتي خلية قياس المواصلة بالعلاقة : $G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$

- تتناسب المواصلة G اطرادا مع S المساحة المشتركة للإلكترودين و عكسا مع المسافة ℓ بينهما $G = \sigma.\frac{S}{l}$

σ : ثابتة التناسب تسمى موصلية المحلول ، يعبر عنها ب $(S.m^{-1})$.

- يعبر عن الموصلية لمحلول أيوني محصل بإذابة مذاب MX بالعلاقة : $\sigma = \lambda_{M^+}.[M^+] + \lambda_{X^-}.[X^-]$

* $[M^+]$ و $[X^-]$ تركيزي الأيونين M^+ و X^- ، يعبر عنهما ب $(mol.m^{-3})$.

* λ_{M^+} و λ_{X^-} الموصليتين الأيونيتين للأيونين M^+ و X^- ، يعبر عنهما ب $(S.m^2.mol^{-1})$.