الوحدة: تطور جملة كيميائية نحو حال التوازن	المقرر السنوي: 2024/2023
السلسلة: (IV-2) الموضوع: مفاهيم عامة حول الأحماض و الأسس	من اعداد الأستاذ: م . قيسي

التمرين01:

نحلل كمية من كبريتات الفضة Ag_2SO_4 في الماء المقطّر ، ونحصل على محلول ناقليته النوعية في الدرجة $25°C$ هي $\sigma = 0{,}449S\,m^{-1}$

1 – اكتب معادلة تحلل كبريتات الفضة في الماء .

2 – عبّر عن الناقلية النوعية بدلالة التراكيز المولية للشوارد في المحلول والناقليات النوعية المولية لهذه الشوارد . (نهمل التفكك الذاتي للماء) .

3 – احسب ثابت التوازن المقرون بتحلّل كبريتات الفضة في الماء .

4 – احسب ثابت التوازن المقرون بترسيب شوارد الفضة بشوارد الكبريتات باستعمال نفس الكميتين الناتجتين في التحلل السابق .

$\lambda_{Ag^+} = 6{,}2mS.m^2.mol^{-1}$ ، $\lambda_{SO_4^{2-}} = 16mS.m^2.mol^{-1}$

التمرين02:

لدينا محلولان مائيان : S_1 : لحمض الإيثانويك CH_3COOH ، S_2 : لحمض الميثانويك $HCOOH$

المحلولان لهما نفس التركيز المولي $C = 5 \times 10^{-2}mol/L$. قسنا الناقلية النوعية لكل محلول ، فوجدنا القيمتين :

$\sigma_1 = 343\mu Scm^{-1}$ بالنسبة للمحلول S_1 ، $\sigma_2 = 1129\mu Scm^{-1}$ بالنسبة للمحلول S_2 .

نهمل وجود شوارد الهيدروكسيد في كل محلول . معادلتا تفاعلي الحمضين مع الماء هما :

$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$ و $HCOOH + H_2O = HCOO^- + H_3O^+$

1 - أنشيء جدول التقدّم لكل تفاعل .

2 – احسب تراكيز كل الأفراد الكيميائية في كل محلول .

3 – احسب نسبة التقدّم النهائي من أجل كل تفاعل .

4 – احسب ثابت التوازن المقرون بكل تفـاعل .

5 – مـا ذا تلاحظ ؟ $\lambda_{HCOO^-} = 5{,}46mS.m^2.mol^{-1}$ ، $\lambda_{H_3O^+} = 35mS.m^2.mol^{-1}$ ، $\lambda_{CH_3COO^-} = 4{,}1mS.m^2.mol^{-1}$

التمرين03:

لدينا محلولان لحمض الإيثـانويك ، تركيزاهما مختلفان . قُمْنا بقياس الناقلية النوعية لهذين المحلولين فوجدنـا النتائج التالية :

1 –معادلة تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء هي $CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$. أنشيء جدول التقدّم .

2 – احسب التركيز المولي لـ H_3O^+ و CH_3COOH عند التوازن في كل محلول .

3 – احسب ثابت التوازن المقرون بتفاعل الحمض مع المـاء في كل محلول .

4 – ما ذا تلاحظ ؟ $\lambda_{H_3O^+} = 35mS.m^2.mol^{-1}$ ، $\lambda_{CH_3COO^-} = 4{,}1mS.m^2.mol^{-1}$

$C(mol/L)$	$\sigma(mS.cm^{-1})$
$1{,}0 \times 10^{-2}$	0.153
$5{,}0 \times 10^{-3}$	0.107

التمرين04:

I - نحصل على محلول حجمه $V = 50\,mL$ بمزج $n_1 = 2{,}5\,mmol$ من حمض الميثانويك و $n_2 = 5\,mmol$ من إيثانوات الصوديوم CH_3COONa ، حيث يتحلّل هذا الملح كلّيا في الماء .

قياس الناقلية النوعية للمزيج عند التوازن أعطى القيمة $\sigma = 0{,}973S.m^{-1}$ في الدرجة $25°C$.

يحدث التفاعل التالي : $HCOOH + CH_3COO^- = HCOO^- + CH_3COOH$

1 - أنشئ جدول التقدّم .

2 - عبّرْ عن الناقلية النوعية للمزيج عند التوازن بدلالة التقدم النهائي (التقدّم عند التوازن) $x_{éq}$. نهمل تركيزي شاردتي الهيدروكسيد والهيدرونيوم .

3 - احسب نسبة التقدّم النهائي (τ_f) .

4 – بيّن أن ثابت التوازن المقرون بهذا التفاعل يكتب بالشكل : $K = \dfrac{\tau_f^{\,2}}{(1-\tau_f)(2-\tau_f)}$

5 - احسب التراكيز المولية للأفراد الكيميائية في المزيج عند التوازن .

6 - احسب ثابت التوازن المقرون بهذا التفاعل بطريقتين .

- II

نعيد اجراء نفس التفاعل السابق في نفس درجة الحرارة باستعمال نفس الكميّتين من حمض الإيثانويك وإيثانوات الصوديوم : $n = 5mmol$.

1 – أنشئ جدول التقدّم ، ثم بيّن أن نسبة التقدّم النهائي تُكتب بالشكل : $\tau_f = \dfrac{\sqrt{K}}{1+\sqrt{K}}$

2 – احسب قيمة τ_f ، ثم استنتج قيمة التقدم عند التوازن .

3 – احسب الناقلية النوعية للمزيج عند التوازن ، ثم قارنها مع القيمة المعطاة في الجزء I ، واذكر سبب الاختلاف .

4 – لو فرضنا أن هذا التفاعل تام ، حيث $\tau_f = 0,9999..$ ، ما هي القيمة التقريبية التي يأخذها ثابت التوازن ؟

$\lambda_{Na^+} = 5mS.m^2.mol^{-1}$ ، $\lambda_{CH_3COO^-} = 4,1mS.m^2.mol^{-1}$ ، $\lambda_{HCOO^-} = 5,46mS.m^2.mol^{-1}$

التمرين05:

1 – محلول مائي (S_1) لحمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه المولي $C_1 = 2\times10^{-2}mol/L$ وحجمه $V_1 = 50mL$.

أ / عرّف الحمض حسب نظرية برونستد ، ثم اكتب معادلة تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء لإعطاء المحلول (S_1) وأنشئ جدول التقدّم .

ب / عبّر عن ثابت التوازن K_1 المقرون بتفاعل الحمض مع الماء ، وثابت الحموضة K_{a1} للثنائية CH_3COOH / CH_3COO^- بدلالة التراكيز المولية للأفراد الكيميائية في المحلول (S_1) ، ثم احسب قيمة K_1 . بيّن أن تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء هو تفاعل محدود .

جـ / أعطى قياس pH المحلول (S_1) القيمة $pH = 3,2$. تأكّد بطريقة أخرى أن تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء هو تفاعل غير تام .

د / نأخذ حجما قدره $5mL$ من المحلول (S_1) ونضيف له $5mL$ من الماء المقطر ، فنجد عند التوازن $pH = 3,4$ للمحلول الناتج .
احسب نسبة التقدّم النهائي لتفاعل الحمض مع الماء بعد التمديد . ماذا تلاحظ ؟

2 – محلول مائي (S_2) لغاز النشادر NH_3 (أساس) تركيزه المولي $C_2 = 1\times10^{-2}mol/L$ وحجمه $V_2 = 100mL$.

أ / عرّف الأساس حسب نظرية برونستد ، اكتب معادلة تفاعل NH_3 مع الماء لإعطاء المحلول (S_2) وأنشئ جدول التقدّم .

ب / عبّر عن ثابت التوازن K_2 المقرون بتفاعل الأساس مع الماء ، وثابت الحموضة K_{a2} للثنائية NH_4^+ / NH_3 بدلالة التراكيز المولية للأفراد الكيميائية في المحلول (S_2) ، ثم احسب قيمة K_2 . بيّن أن تفاعل النشادر مع الماء هو تفاعل محدود .

جـ / أعطى قياس pH المحلول (S_2) القيمة $pH = 10,6$. تأكّد مرة أخرى أن تفاعل النشادر مع الماء هو تفاعل غير تام .

د / نأخذ حجما قدره $10mL$ من المحلول (S_2) ونضيف له $90mL$ من الماء المقطر ، فنجد عند التوازن $pH = 10,1$ للمحلول الناتج .
احسب نسبة التقدّم النهائي لتفاعل الأساس مع الماء قبل وبعد التمديد . ماذا تلاحظ ؟

3 – نمزج حجما $V_a = 20mL$ من المحلول (S_1) مع حجم $V_b = 40mL$ من المحلول (S_2) .

أ / اكتب معادلة التفاعل بين حمض الإيثانويك والنشادر ، ثم أنشئ جدول التقدّم .

ب / عبّر عن ثابت التوازن K المقرون بهذا التفاعل بدلالة K_{a1} و K_{a2}

جـ / احسب قيمة K ، ثم بين أن تفاعل حمض الإيثانويك مع النشادر هو تفاعل تام ، واستنتج قيمة التقدّم النهائي .

يُعطى : $pK_{a1} = 4,8$ ، $pK_{a2} = 9,2$ ، $pK_e = 14$