

التمرين 01

- I – نحصل على محلول مائي حجمه V ، وذلك بمزج $0,01 \text{ mol}$ من حمض الأسكوربيك $C_6H_8O_6$ مع $0,01 \text{ mol}$ من إيثانوات الصوديوم $(Na^+ ; CH_3COO^-)$. يُعطى ثابت التوازن لتفاعل حمض الأسكوربيك مع شاردة الإيثانوات $K = 4,9$ في الدرجة $25^\circ C$.
- 1 – اكتب معادلة التفاعل وأنشئ جدول التقدّم .
 - 2 – عبّر عن ثابت التوازن بدلالة نسبة التقدّم النهائي τ_f .
 - 3 – احسب قيمة τ_f
- II – نفس الأسئلة السابقة إذا استعملنا $0,01 \text{ mol}$ من حمض الأسكوربيك و $0,03 \text{ mol}$ من إيثانوات الصوديوم .

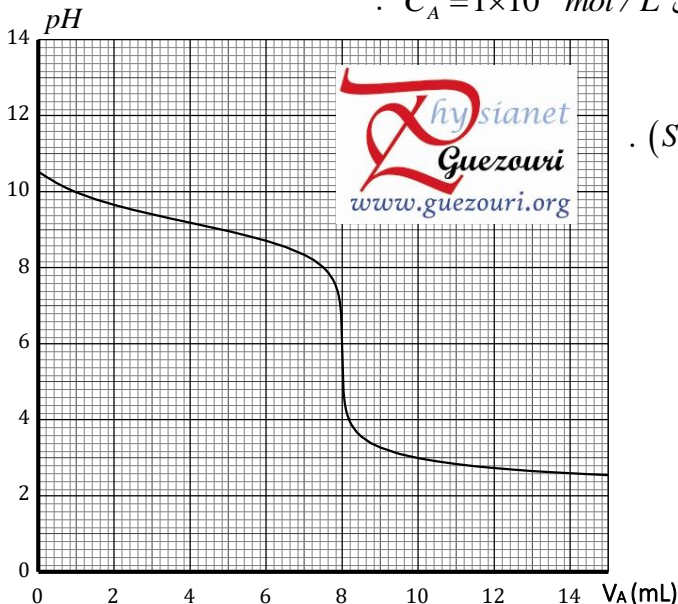
التمرين 02

- نحصل على محلول حجمه $V = 50 \text{ mL}$ بمزج $n_1 = 2,5 \text{ mmol}$ من حمض الميثانويك $HCOOH$ و $n_2 = 5,0 \text{ mmol}$ من إيثانوات الصوديوم $(Na^+ ; CH_3COO^-)$.
- نقوم بقياس الناقلية النوعية للمحلول عند التوازن في الدرجة $25^\circ C$ ، فنجدها $\sigma = 0,973 \text{ S/m}$.
- 1 – اكتب معادلة التفاعل بين حمض الميثانويك وشاردة الإيثانوات ، وأنشئ جدول التقدّم .
 - 2 – عبّر عن الناقلية النوعية للمحلول عند التوازن بدلالة التقدّم النهائي x_f .
 - 3 – احسب قيمة x_f .
 - 4 – احسب تراكيز الأفراد الكيميائية في المحلول عند التوازن .
 - 5 – احسب ثابت التوازن للتفاعل السابق .
- يُعطى في الدرجة $25^\circ C$:

$$\lambda (Na^+) = \lambda_3 = 5 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1} , \lambda (CH_3COO^-) = \lambda_2 = 4,1 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1} , \lambda (HCOO^-) = \lambda_1 = 5,46 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$$

التمرين 03

- 1 – أعط تعريفا دقيقا للعبارات : المعايرة – المعايرة الـ pH مترية – المعايرة اللونية – التكافؤ – نقطة التكافؤ – حجم التكافؤ – منحنى المعايرة .
 - 2 – نحضّر محلولا مائيا للنشادر (NH_3) ، وذلك بحل حجم V_g منه في لتر من الماء المقطر للحصول على محلول أساسي (S) تركيزه المولي C_B . قمنا بقياس pH المحلول (S) فوجدناه $pH = 10,55$.
- (أ) أعط تعريف برونشتد للأساس ، ثم اكتب معادلة التفاعل بين النشادر والماء .
- (ب) أنشئ جدول التقدّم وجدّ نسبة التقدّم النهائي τ_f بدلالة النسبة $\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$.
- (ج) احسب τ_f ، علما أن $\frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 21,72$. ماذا تستنتج فيما يخص تفاعل النشادر مع الماء ؟
- (د) احسب قيمة الحجم V_g مقاسا في الشرطين النظاميين . $(V_M = 22,4 \text{ L.mol}^{-1})$.
- 3 - نريد أن نحدّد التركيز المولي للمحلول (S) عن طريق المعايرة . من أجل هذا نأخذ حجما $V_B = 10 \text{ mL}$ من المحلول (S) ونعاير بواسطة محلول حمض كلور الهيدروجين (H_3O^+, Cl^-) تركيزه المولي $C_A = 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.



- نمثّل pH المزيج بدلالة حجم الحمض المضاف .
- (أ) عرّف نقطة التكافؤ حمض – أساس (E) ، ثم حدّها على البيان .
 - (ب) اكتب معادلة تفاعل المعايرة ، ثم احسب التركيز المولي للمحلول (S) .
 - (ج) أنشئ جدول التقدّم عند إضافة الحجم $V_A = 4 \text{ mL}$ ، ثم بيّن أن تفاعل المعايرة تام .
 - (د) بيّن أنه عند نقطة نصف التكافؤ يكون $V_A = \frac{V_{AE}}{2}$ ، ثم استنتج قيمة pK_a الثنائية NH_4^+/NH_3 .