

تمرين 1 ص 99

(1) اجب بصحيح أو خطأ:

أ) يكون محلول قاعديا إذا كان : $pH > -\sqrt{\log k_e}$

ب) تكتب العلاقة التي تربط pH محلول حمض HA بثابتة الحمضية pK_A للمزدوجة HA/A^- على الشكل :

$$pK_A = pH + \log \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$$

ج) يكون pH محلول حمض الكلوريدريك ذي التركيز : $c = 10^{-8} \text{ mol/l}$ هو $pH = 8$.

د) ثابتة الحمضية للمزدوجة H_3O^+/H_2O هي: $pK_A = 14$.

هـ) تكون قاعدة أقوى كلما كانت ثابتة الحمضية الموافقة أكبر.

و) يكون النوع الحمضي لمزدوجة قاعدة/حمض مهيمنًا إذا كان $pH > pK_A$.

تصحيح

أ) يكون محلول قاعديا إذا كان : $pH > -\sqrt{\log k_e}$ صحيح $\Leftrightarrow pH > -\frac{1}{2} \log k_e \Leftrightarrow pH > \frac{pk_e}{2}$

ب) تكتب العلاقة التي تربط pH محلول حمض HA بثابتة الحمضية pK_A للمزدوجة HA/A^- على الشكل :

خطأ \Leftrightarrow الصواب $pH = pK_A + \log \frac{[A^-]_{\acute{e}q}}{[HA]_{\acute{e}q}}$

ج) يكون pH محلول حمض الكلوريدريك ذي التركيز : $c = 10^{-8} \text{ mol/l}$ هو $pH = 8$. خطأ.

د) ثابتة الحمضية للمزدوجة H_3O^+/H_2O هي: $pK_A = 14$. خطأ.

هـ) تكون قاعدة أقوى كلما كانت ثابتة الحمضية الموافقة أكبر. خطأ.

و) يكون النوع الحمضي لمزدوجة قاعدة/حمض مهيمنًا إذا كان $pH > pK_A$. خطأ.

تمرين 2 ص 99

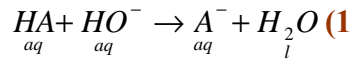
نعتبر معايرة حمض HA تركيزه C_A وثابتة حمضيته K_A بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه C_B .

(1) اكتب معادلة تفاعل المعايرة وأعط تعبير ثابتة التوازن.

(2) عرف تكافؤ هذه المعايرة.

(3) ما العلاقة التي يمكن كتابتها عند التكافؤ؟

تصحيح



ثابتة التوازن: $K = \frac{[A^-]}{[HA][HO^-]}$

(2) عند التكافؤ تكون : $n(HA) = n(HO^-)$

$$C_A V_A = C_B V_{B_e} \quad (3)$$

تمرين 3 ص 99

$$[HCOOH] = \frac{cV - x_f}{V} = c - \frac{x_f}{V} = c - [HCOO^-] = 3.10^{-2} - 2,24.10^{-3} = 2,776.10^{-2} \approx 2,78.10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$k_A = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{(2,24.10^{-3})^2}{2,78.10^{-2}} = 1,8.10^{-4} \text{ لدينا (3)}$$

$$pk_A = -\log k_A = 3,74$$

في هذه الحالة : $pH = 6,5$

$$\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 10^{pH - pK_A} \Leftrightarrow pH - pK_A = \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} \Leftrightarrow pH = pK_A + \log \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} : \text{ولدينا}$$

$$\frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]} = 10^{6,5-3,74} \approx 575 \text{ النوع المهيمن هو } HCOO^-$$

تمرين 10 ص 100

فينولات الصوديوم C_6H_5ONa مركب أيوني كثير الذوبان في الماء.

(1) اكتب معادلة تفاعل ذوبانه في الماء.

(2) علل الميزة القاعدية للمحلول المحصل ، باستعمال معادلة تفاعل الأيون $C_6H_5O^-$ مع الماء.

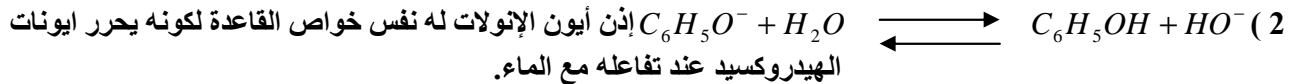
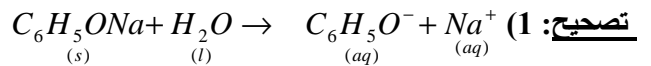
نقيس pH محلول مائي لفينولات الصوديوم، فنجد $pH = 11,3$.

(أ) ما هو النوع المهيمن للمزدوجة $C_6H_5OH / C_6H_5O^-$ في هذا المحلول؟

(ب) احسب النسبة $\frac{[C_6H_5O^-]}{[C_6H_5OH]}$.

(ج) حدد قيمة ثابتة التوازن المقرونة بمعادلة هذا التفاعل عند $25^\circ C$. نعطي: $pK_{A(C_6H_5OH / C_6H_5O^-)} = 10$

و: $ke = 10^{-14}$.



الهيدروكسيد عند تفاعله مع الماء.

(أ) لدينا:

$$k_A = \frac{[C_6H_5O^-][H_3O^+]}{[C_6H_5OH]} : \text{نعلم أن ثابتة الحمضية للمزدوجة } C_6H_5OH / C_6H_5O^- \text{ هي:}$$

مع $pH = 11,3$ و $pK_{A(C_6H_5OH / C_6H_5O^-)} = 10$ إذن: $pH = pK_A + \log \frac{[C_6H_5O^-]}{[C_6H_5OH]}$

$$\frac{[C_6H_5O^-]}{[C_6H_5OH]} > 1 \Leftrightarrow \log \frac{[C_6H_5O^-]}{[C_6H_5OH]} > 0 \Leftrightarrow pK_A + \log \frac{[C_6H_5O^-]}{[C_6H_5OH]} > pK_A \Leftrightarrow pH > PK_A :$$

$$\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} > 1 \Leftrightarrow \text{النوع المهيمن هو القاعدة } C_6H_5O^-$$

$$\frac{[C_6H_5O^-]}{[C_6H_5OH]} = 10^{pH - pK_A} \Leftrightarrow pH - pK_A = \log \frac{[C_6H_5O^-]}{[C_6H_5OH]} \Leftrightarrow pH = pK_A + \log \frac{[C_6H_5O^-]}{[C_6H_5OH]} \quad (ب)$$

$$\frac{[C_6H_5O^-]}{[C_6H_5OH]} = 10^{11,3-10} = 10^{1,3} = 19,95 \approx 20 \Leftrightarrow \text{تركيز القاعدة أكبر من تركيز الحمض حوالي 20 مرة.}$$

بالنسبة ل : لتر واحد من الدم يكون : $[HPO_4^{2-}] = 0,19 \text{ mol/l}$ و $[H_2PO_4^{2-}] = 0,085 \text{ mol/l}$

$$pH = pK_A + \log \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^{2-}]} = 6,82 + \log \frac{0,19}{0,085} = 7,169 \approx 7,2$$

تمرين توليفي

نعتبر محلولاً S مانيا لحمض الكلوريدريك ذي $pH = 1,7$.

(1) احسب c_A تركيز هذا المحلول S .

(2) ما حجم الماء الذي يجب إضافته إلى 10 cm^3 من المحلول S للحصول على محلول S_1 تركيزه

$$c_1 = 2.10^{-3} \text{ mol/l}$$

(3) نذيب كليا 4 g من هيدروكسيد الصوديوم في الماء الخالص فنحصل على 4 l من محلول S_2 . احسب التركيز c_2 للمحلول S_2 ، واستنتج قيمة pH هذا المحلول.

(4) نضيف الحجم $v_1 = 100 \text{ cm}^3$ من المحلول S_1 إلى $v_2 = 20 \text{ cm}^3$ من المحلول S_2 .

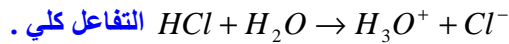
1-4: ما طبيعة المحلول الناتج؟ علل جوابك.

2-4: احسب تراكيز الأنواع الكيميائية المتواجدة في الخليط ثم استنتج قيمة pH المحلول الناتج.

نعطي الجداء الأيوني للماء $K_e = 10^{-14}$ و $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$

إجابة:

(1) حمض الكلوريدريك يتفكك كليا في الماء وفق المعادلة التالية:



$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$					
$c_A \cdot V$	بوفرة	0	0	التقدم	البدنية الحالة
$c_A \cdot V - x_f = 0$	بوفرة	x_f	x_f	x_f	حالة التحول

$$c_A = \frac{x_f}{V} \leftarrow [HCl] = \frac{c_A \cdot V - x_f}{V} = c_A - \frac{x_f}{V} = 0: \text{ عند نهاية التفاعل}$$

$$[H_3O^+] = c_A \leftarrow [H_3O^+] = \frac{x_f}{V}: \text{ ومن خلال جدول التقدم لدينا كذلك}$$

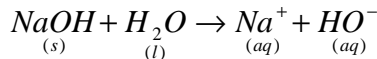
$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1,7} \approx 2.10^{-2} \text{ mol/l} \text{ ومن جهة أخرى نعلم أن:}$$

(2) علاقة التخفيف في هذه الحالة تكتب كما يلي : $c_A v_A = c_1 (v_A + v_e)$ ومنه:

$$v_e = \frac{c_A v_A - c_1 v_A}{c_1} = \frac{2.10^{-2} \cdot 10 \cdot 10^{-3} - 2.10^{-3} \cdot 10 \cdot 10^{-3}}{2.10^{-3}} = 0,09 \text{ l} = 90 \text{ cm}^3$$

$$c_2 = \frac{m(\text{NaOH})}{V_s} = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \times V_s} = \frac{4 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot 4 \text{ l}} = 0,025 \text{ mol/l} \quad (3)$$

بما أن هيدروكسيد الصوديوم يتفكك كليا في الماء وذلك وفق المعادلة التالية:



من خلال جدول التقدم لدينا :

$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + HO^-$				معادلة التفاعل	
				التقدم	الحالة
$c_2 \cdot v_2$	بوفرة	0	0	0	الحالة البدنية
$c_2 \cdot v_2 - x_f = 0$	بوفرة	x_f	x_f	x_f	حالة التحول

$$c_2 = \frac{x_f}{v_2} \Leftrightarrow [NaOH] = \frac{c_2 \cdot v_2 - x_f}{v_2} = c_2 - \frac{x_f}{v_2} = 0 : \text{بنا أن التفاعل كلي :}$$

$$[HO^-] = c_2 \Leftrightarrow [HO^-] = \frac{x_f}{v_2} \quad \text{ومن خلال جدول التقدم :}$$

$$pH \text{ ومن خلال علاقة الجداء الأيوني: } [H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{c_2} \Leftrightarrow [HO^-][H_3O^+] = 10^{-14} \text{ وباستعمال علاقة ال:}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log \frac{10^{-14}}{c_2} = 14 + \log c_2 = 14 + \log 0,025 \approx 12,4$$

(1-4) لدينا

$$n(H_3O^+) = c_A v_A = 2.10^{-2} \cdot 10.10^{-3} = 2.10^{-4} \text{ mol}$$

$$n(OH^-) = c_2 v_2 = 25.10^{-3} \cdot 20.10^{-3} = 5.10^{-4} \text{ mol}$$

إذن: $n(OH^-) > n(H_3O^+)$ وبالتالي المحلول قاعدي

$$[OH^-] = 2,5.10^{-3} \text{ mol/l} \quad \text{(2-4) استعمال جدول التقدم}$$

$$[H_3O^+] = 4.10^{-12} \text{ mol/l}$$

اسبيرو عبد الكريم الثانوية الفلاحية بأولاد- تايمه بضواحي مدينة أكادير المملكة المغربية
حظ سعيد للجميع - والله ولي التوفيق.

