

لمزيد من دروس و التمارين و الامتحانات ... موقع قلبي

تصحيح تمارين الكيمياء

التحولات الكيميائية التي تحدث في منحنيين .

السلسلة 1

السنة الثانية بكالوريا علوم فيزيائية وعلوم رياضية

تمرين 1

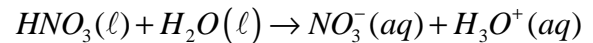
إذابة حمض النتريك الخالص في الماء تفاعل كلي .

1 - أكتب معادلة هذا التفاعل .

2 - نذيب 0,63g من حمض النتريك في الماء المقطر لتحضير 1l من المحلول الحمضي .
أحسب pH هذا المحلول .

نعطي : $M(N)=14g/mol$ ، $M(H)=1g/mol$ ، $M(O)=16g/mol$.
الجواب :

1 - معادلة التفاعل



2 - حساب pH المحلول :

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

نحسب التركيز المولي لأيونات H_3O^+ :

من خلال الجدول الوصفي للتفاعل :

الحالة	التقدم	$HNO_3(\ell) + H_2O(\ell) \rightarrow NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
البدئية	0	n_0	وفير	0	0
خلال التفاعل	x	n_0-x	وفير	x	x
نهاية التفاعل	x_{max}	n_0-x_{max}	وفير	x_{max}	x_{max}

حساب كمية المادة البدئية لحمض النتريك :

$$n_0 = \frac{m}{M(HNO_3)} = 0,1mol$$

وبما أن الماء وفير فإن المتفاعل المحد هو : حمض النتريك .

$$[H_3O^+] = [NO_3^-] = n_0 / V = 0,1mol / \ell$$

وبالتالي فإن $x_{max} = n_0 = 0,1mol$ أي أن

$$pH=1$$

تمرين 2

أعطى قياس pH محلول حمض الإيثانويك ، تركيزه : $C=2,0 \cdot 10^{-3}mol/\ell$ و $pH=3,7$.

1 - هل التفاعل بين حمض الإيثانويك والماء كلي أم غير كلي ؟ علل جوابك .

2 - حدد المزدوجتين قاعدة /حمض المتفاعلتين واكتب معادلة التفاعل .

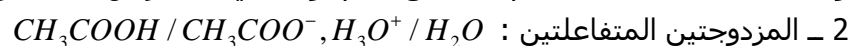
3 - حدد نسبة التقدم النهائي لهذا التفاعل .

الجواب :

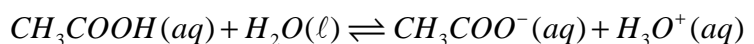
1 - نعلم أنه بالنسبة لتفاعل كلي $pH=-\log C$ لأن المتفاعل المد هو الحمض أي أنه سيختفي كلياً .

نحسب pH انطلاقاً من تركيز المحلول ، افتراضاً أن التفاعل كلي : $pH = -\log C = 2,69$

وهذه القيمة تخالف قيمة pH المحصل عليها وبالتالي فالافتراض خاطئ وأن التفاعل غير كلي .



معادلة التفاعل :



3 - نسبة التقدم النهائي للتفاعل :

لمزيد من دروس و التمارين و الامتحانات ... موقع قلبي

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{n(H_3O^+)}{n_0(CH_3COOH)} = \frac{[H_3O^+]}{C}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 1,99 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{1,99 \cdot 10^{-4}}{2 \cdot 10^{-3}} = 9,95 \cdot 10^{-2} = 9,95\%$$

تمرين 3

باستعمال مقياس pH ، يحمل إشارة الصانع $\Delta pH = 0,05$ ، لقياس pH محلول حمضي حصلنا على $pH=3,90$.

- 1 - أحسب تركيز أيونات الأوكسونيوم في المحلول .
- 2 - أطر قيم تركيز أيونات الأوكسونيوم .
- 3 - استنتج الارتياح $\Delta [H_3O^+]$ الذي ارتكب في قياس تركيز أيونات الأوكسونيوم .
- 4 - أحسب الدقة في تحديد تركيز أيونات الأوكسونيوم .

تمرين 4

نحضر عن طريق التخفيف حجما V لحمض الإيثانويك $CH_3COOH(aq)$ تركيزه $C=0,10 \text{ mol/l}$.

- 1 - أكتب معادلة التفاعل بين حمض الإيثانويك والماء .
- 2 - تساوي موصلية المحلول المحصل $\sigma = 4,9 \text{ mS.m}^{-1}$ ، أحسب تركيز مختلف الأيونات المتواجدة في

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

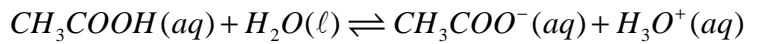
- 3 - أحسب نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل حمض الإيثانويك والماء .

ماذا تستنتج بخصوص ميزة هذا التفاعل ؟

- 4 - أحسب pH المحلول .

الجواب :

- 1 - معادلة التفاعل :



- 2 - حساب مختلف تركيز الأيونات المتواجدة في المحلول :

نشئ الجدول الوصفي للتفاعل :

الحالة	التقدم	$CH_3COOH(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$			
البدئية	0	n_0	وفير	0	0
خلال التفاعل	x	n_0-x	وفير	x	x
نهاية التفاعل	x_f	n_0-x_f	وفير	x_f	x_f

حسب المعادلة عند نهاية التفاعل لدينا $n(H_3O^+) = n(CH_3COO^-) = x_f$

موصلية المحلول عند نهاية التفاعل : $\sigma = \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+] + \lambda_{CH_3COO^-} [CH_3COO^-]$

عند نهاية التفاعل لدينا $n(H_3O^+) = n(CH_3COO^-) = x_f$ أي أن

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = \frac{x_f}{V}$$

$$\sigma = [H_3O^+] (\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-})$$

$$[H_3O^+] = \frac{\sigma}{(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{CH_3COO^-})} = \frac{4,9 \cdot 10^{-3}}{39,1 \cdot 10^{-3}} = 0,125 \text{ mol} / \text{m}^3 = 0,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / \ell$$

$$[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = 0,125 \cdot 10^{-3} \text{ mol} / \ell$$

$$[CH_3COOH] = C - [H_3O^+] = 0,10 - 0,125 \cdot 10^{-3} = 0,0998 \text{ mol} / \ell$$

3 - حساب نسبة التقدم :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{\max}} = \frac{[H_3O^+]}{C} = 0,125 \cdot 10^{-2} = 0,125\%$$

نستنتج أن هذا التفاعل جد محدود في المنحنى المباشر .

4 - حساب pH المحلول :

$$pH = -\log [H_3O^+] \Rightarrow pH = 3,9$$

تمرين 5

نمزج حجما $V=50\text{ml}$ من محلول نترات الرصاص $Pb^{2+}(aq)+2NO_3^-(aq)$ تركيزه $C_A=2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / \ell$ وحجما $V_A=50\text{ml}$ من محلول يودور البوتاسيوم $(K^+(aq)+I^-(aq))$ تركيزه $C_B=4,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} / \ell$ ، فنلاحظ تكون راسب أصفر ليودور الرصاص $PbI_2(s)$.

نرشح الخليط وبع غسل وتجفيف الراسب ، نحدد كتلته ، فنجد $m=0,41\text{g}$.

1 - أكتب معادلة الترسب .

2 - أحسب كمية مادة كل من أيونات الرصاص وأيونات اليودور في الحالة البدئية . ماذا نلاحظ بخصوص تركيب هذا الخليط ؟

3 - ما هو التقدم الأقصى لتفاعل الترسب ؟

4 - أحسب نسبة التقدم النهائي للتفاعل . ماذا تستنتج ؟

5 - ما هو تركيب المجموعة ، بالمول ، في الحالة النهائية ؟
الجواب :

1 - معادلة الترسب : $Pb^{2+}(aq) + 2I^-(aq) \rightarrow PbI_2(s)$

2 - حساب كمية مادة أيونات الرصاص وأيونات اليودور في الحالة البدئية :

$$n_0(Pb^{2+}) = C_A V_A = 1 \text{ mmol}$$

$$n_0(I^-) = C_B V_B = 2 \text{ mmol}$$

نلاحظ أن كمية المادة البدئية للمتفاعلات تتناسب مع المعاملات التناسبية أي أن الخليط ستوكيومتري .

3 - الجدول الوصفي للتفاعل :

معادلة التفاعل		$Pb^{2+}(aq)$	+	$2I^-(aq)$	\rightarrow	$PbI_2(s)$
الحالة البدئية	0	$n_0(Pb^{2+})$		$n_0(I^-)$		0
خلال التفاعل	x	$n_0(Pb^{2+})-x$		$n_0(I^-)-2x$		x
الحالة النهائية	x_{\max}	$n_0(Pb^{2+})-x_{\max}$		$n_0(I^-)-2x_{\max}$		x_{\max}

بما أن الخليط ستوكيومتري فإن كل المتفاعلات تختفي عند نهاية التفاعل ؛ أي أن :

$$n_0(Pb^{2+}) - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = C_A V_A = 1 \text{ mmol}$$

$$n_0(I^-) - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = \frac{C_B V_B}{2} = 1 \text{ mmol}$$

وبالتالي فالتقدم الأقصى هو : $x_{max} = 1mmol$

نسبة التقدم النهائي هي :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{x_{max}}{x_{max}} = 1$$

نستنتج أن التفاعل كلي .

تركيب المجموعة في الحالة النهائية :

$$n(Pb^{2+}) = n(I^-) = 0$$

$$n(NO_3^-) = 2C_A V_A = 2mmol$$

$$n(K^+) = C_B V_B = 2mmol$$

$$n(PbI_2) = 1mmol$$

تمرين 6

نتوفر على محلول مائي S_A لحمض الكلوريدريك تركيزه من المذاب المستعمل $C_A = 2,0 \cdot 10^{-3} mol/l$ ومحلول مائي S_B لمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه من المذاب المستعمل $C_B = 1,2 \cdot 10^{-3} mol/l$. نمزج حجما $V_A = 100ml$ من المحلول S_A وحجما $V_B = 150ml$ من المحلول S_B .

نحرك الخليط فنلاحظ ارتفاع درجة الحرارة .

بعد الرجوع إلى درجة الحرارة البدئية يعطي قياس pH الخليط : $pH = 4,1$.

1 - أعط الأدوات الضرورية لقياس pH الخليط .

2 - أجرد الأنواع الكيميائية المتواجدة في كل من S_A و S_B .

3 - أكتب المعادلة الكيميائية للتفاعل الحمضي القاعدي الذي حدث بين أيونات الأوكسونيوم وأيونات الهيدروكسيد .

4 - 1 أحسب كميتي المادة البدئيتين $n_i(H_3O^+)$ و $n_i(OH^-)$ في الخليط .

4 - 2 أنشئ الجدول الوصفي للتحويل باستعمال التقدم x .

5 - أحسب التركيز $[H_3O^+]_f$ في الخليط عند الحالة النهائية ، واستنتج قيمة التقدم النهائي .

6 - أوجد نسبة التقدم النهائي . ماذا تستنتج ؟

الجواب :

1 - الأدوات الضرورية لقياس pH :

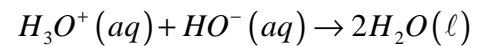
- جهاز pH متر

- محلول عيار $pH = 7$ و $pH = 4$

- ماء مقطر .

2 - الأنواع الكيميائية المتواجدة في S_A : H_3O^+ , Cl^- , H_2O في المحلول S_B : Na^+ , HO^- , H_2O

3 - المعادلة الكيميائية للتفاعل :



4 - 1 حساب كميتي المادة البدئيتين لأيونات الأوكسونيوم وأيونات الهيدروكسيد :

$$n_i(H_3O^+) = C_A V_A = 0,2mmol$$

$$n_i(OH^-) = C_B V_B = 0,18mmol$$

3 - الجدول الوصفي للتفاعل :

معادلة التفاعل		$H_3O^+(aq)$	+	$HO^-(aq)$	→	$2H_2O(l)$
الحالة البدئية	0	$C_A V_A$		$C_B V_B$		0
خلال التفاعل	x	$C_A V_A - x$		$C_B V_B - x$		2x
الحالة النهائية	x_f	$C_A V_A - x_f$		$C_B V_B - x_f$		2x _f

5 - التركيز النهائي لأيونات الأوكسونيوم :

$$pH = 4,1 \Rightarrow [H_3O^+]_f = 10^{-4,1} = 7,9.10^{-5} \text{ mol } / \ell$$

قيمة التقدم النهائي :

$$n(H_3O^+)_f = C_A V_A - x_f \Rightarrow [H_3O^+]_f = \frac{C_A V_A}{V_A + V_B} - \frac{x_f}{V_A + V_B}$$

$$\Rightarrow x_f = C_A V_A - (V_A + V_B)[H_3O^+]_f \approx 0,18 \text{ mmol}$$

6 - نسبة التقدم النهائي :

حساب التقدم الأقصى : من خلال كمية المادة البدئية للمتفاعلات يتبين أن المتفاعل المحد هو أيونات

$$C_B V_B - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = C_B V_B = 0,18 \text{ mmol} \text{ الهيدروكسيد}$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{0,18}{0,18} = 1$$

وبالتالي فإن التفاعل كلي :

تمرين 7

تتوفر على محلولين S_1 و S_2 حمضيين ، لهما نفس التركيز : $C = 5,0.10^{-2} \text{ mol } / \ell$.

S_1 محلول البروميديريك أو برومور الهيدروجين ذو $pH = 1,3$.

S_2 محلول حمض الأسكوربيك (فيتامين C) ذو $pH = 2,7$.

1 - أكتب المعادلة العامة لتفاعل بين حمض صيغته AH و الماء .

2 - أنشئ الجدول الوصفي لتطور المجموعة الكيميائية باستعمال التقدم مع اعتبار C_{AH} تركيز المذاب AH

المستعمل و V حجم المحلول .

3 - باستغلال الجدول الوصفي :

3 - 1 بين أن تحول حمض البرميديريك في الماء تحول كلي .

3 - 2 أكتب معادلة التفاعل الذي يمتدج هذا التحول .

4 - باستغلال الجدول الوصفي :

4 - 1 أوجد نسبة التقدم النهائي للتفاعل بين حمض الأسكوربيك و الماء .

4 - 2 ماذا تستنتج ؟ أكتب إذن معادلة هذا التفاعل .

5 - يؤدي التحول المدروس في السؤال 4 إلى توازن كيميائي .

5 - 1 أوجد الأنواع الكيميائية الموجودة في المحلول S_2 ، واحسب تراكيزها .

5 - 2 فسّر مجهرياً كيف تتحقق حالة التوازن . ولماذا نسميه بتوازن كيميائي ديناميكي ؟

معطيات : $C_6H_8O_6(aq) / C_6H_7O_6^-(aq), HBr(aq) / Br^-(aq)$