

المجال: التطورات الرتيبة

الوحدة الرابعة: تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

المدة: 2سا + 1سا

الموضوع: تطور جملة كيميائية إلى حالة التوازن

1. نسبة التقدم:

في اللحظة t من التفاعل الكيميائي أين يكون التقدم x ، تعرف نسبة التقدم في هذه اللحظة والتي يرمز لها بـ τ .

$$\tau = \frac{x}{x_{max}}$$

في نهاية التفاعل تكون عبارة نسبة التقدم النهائي x_f كما يلي:

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}}$$

بـ τ محصور بين 0 و 1.

2. التفاعل التام وغير التام (محدود):

2-1. تفاعل تام:

نشاط:

نحضر محلول لكور الهيدروجين بحل 240 mL من غاز الهيدروجين في 1L من الماء المقطر، فنتحصل على محلول ذو تركيز 0,01 mol/L نقيس pH المحلول الناتج فنجد pH=2.0.

نأخذ في شروط التجربة الحجم المولي $V_M=24 \text{ L/mol}$.

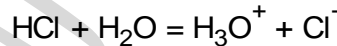
1. اكتب معادلة التفاعل الممنذج لانحلال الحمض HCl في الماء.

2. مثل جدول تقدم هذا التفاعل، ثم أوجد قيمة التقدم الأعظمي x_{max} .

3. اوجد مقدار التقدم النهائي x_f ، وكذا نسبة التقدم النهائي.

4. إذا علمت أن كلور الهيدروجين هو حمض قوي وأن انحلاله في الماء تام، ماذا يمكن قوله في هذا النوع من التفاعلات عن التقدم النهائي x_f والتقدم الأعظمي x_{max} من جهة ونسبة التقدم النهائي τ_f من جهة أخرى.

تحليل النشاط:



1. معادلة التفاعل:

2. جدول تقدم التفاعل:

الحالة	التقدم	HCl	+	H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+	Cl ⁻
ابتدائية	0	10 ⁻²				0		0
وسطية	x	10 ⁻² -x				x		x
نهائية	x _f	10 ⁻² -x _f				x _f		x _f

باعتبار التفاعل تام لدينا:

$$10^{-2} - x_{max} = 0 \Rightarrow x_{max} = 10^{-2} \text{ mol}$$

3. مقدار التقدم النهائي x_f ونسبة التقدم النهائي τ_f :

نعلم أن:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_f \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2} \text{ mol/L}$$

من جدول التقدم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{x_f}{V} \Rightarrow x_f = V \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow x_f = 10^{-2} \text{ mol}$$

حساب نسبة التقدم النهائي:

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{10^{-2}}{10^{-2}} = 1 \Rightarrow \boxed{\tau_f = 1}$$

4. نستنتج في التفاعل التام يكون:

$$\boxed{\tau_f = 1} \quad \boxed{x_f = x_{max}}$$

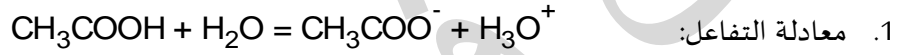
2-2. تفاعل غير تام (محدود):

نشاط:

حضرنا محلول حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه المولي $C=10^{-3} \text{ mol/L}$ وحجمه $V=100 \text{ mL}$ وعندما قمنا بقياس pH المحلول الناتج عند الدرجة 25°C وجدنا $\text{pH}=3,9$.

1. أكتب معادلة التفاعل الممنذج لانحلال حمض الإيثانويك في الماء.
2. مثل جدول تقدم هذا التفاعل، ثم أوجد قيمة التقدم الأعظمي x_{max} .
3. أوجد مقدار التقدم النهائي x_f ، وكذا نسبة التقدم النهائي.
4. إذا علمت أن الإيثانويك هو حمض ضعيف وأن انحلاله في الماء غير تام، ماذا يمكن قوله في هذا النوع من التفاعلات عن التقدم النهائي x_f والتقدم الأعظمي x_{max} من جهة ونسبة التقدم النهائي τ_f من جهة أخرى.

تحليل النشاط:



2. جدول تقدم التفاعل:

الحالة	التقدم	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
ابتدائية	0	10^{-4}	تقدم	0	0
وسطية	x	$10^{-4}-x$		x	x
نهائية	x_f	$10^{-4}-x_f$		x_f	x_f

باعتبار التفاعل تام لدينا:

$$10^{-4} - x_{max} = 0 \Rightarrow \boxed{x_{max} = 10^{-4} \text{ mol}}$$

3. مقدار التقدم النهائي x_f ونسبة التقدم النهائي τ_f :

نعلم أن:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]_f \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

من جدول التقدم:

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_f = \frac{x_f}{V} \Rightarrow x_f = V \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 0,1 \cdot 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\Rightarrow \boxed{x_f = 1,25 \cdot 10^{-5} \text{ mol}}$$

حساب نسبة التقدم النهائي:

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{1,25 \cdot 10^{-5}}{10^{-4}} = 0,125 \Rightarrow \boxed{\tau_f = 0,125}$$

4. نستنتج في التفاعل غير التام يكون:

$$\boxed{\tau_f < 1} \quad \boxed{x_f < x_{max}}$$

3. مفهوم حالة التوازن لجملة كيميائية:

نشاط:

- حضر بيشرين يحتويان محلول حمض الإيثانويك تركيزه المولي $C=10^{-2} \text{ mol/L}$ وذو $\text{pH}=3,4$ مثلاً.
- نضيف إلى البيشر الأول بعض قطرات حمض الإيثانويك، تجد قيمة الـ pH أصبحت 2,85.
 - نضيف إلى البيشر الثاني بلورات إيثانوات الصوديوم (CH_3COONa)، تجد قيمة الـ pH أصبحت 5,26.

1. ماذا تلاحظ؟

2. فسر ماذا تلاحظ؟

3. ماذا تستنتج؟

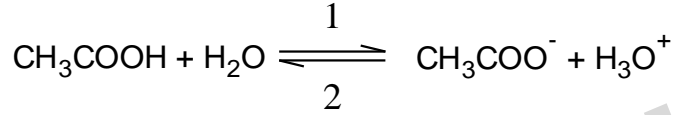
تحليل النشاط:

1. الملاحظات:

- عند إضافة الحمض للبيشر الأول تنقص قيمة الـ pH.

- عند إضافة الملح للبيشر الثاني تزداد قيمة الـ pH.

2. التفسير:



- عند إضافة الحمض تنقص قيمة الـ pH دليل على تزايد في قيمة $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ، إذن الجملة تطورت في الاتجاه (1) (جهة تشكل H_3O^+).

- عند إضافة الملح تزداد قيمة الـ pH دليل على تناقص في قيمة $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ، إذن الجملة تطورت في الاتجاه (2) (جهة تشكل CH_3COOH).

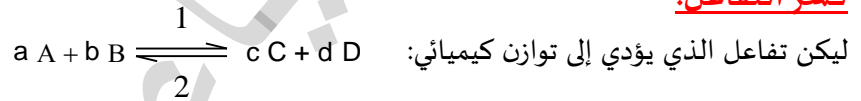
3. النتيجة:

- يمكن للتفاعل الكيميائي أن يحدث في الاتجاهين. إذن هذا التفاعل هو تفاعل عكوس.

- إذا كان التفاعل عكوس فهو حتما سيكون غير تام لأن الأنواع الكيميائية الناتجة تتفاعل بعدما تتشكل، وهذا ما يجعل المتفاعلات لا تختفي كليا.

- في الحالة النهائية لتفاعل غير تام، تكون المتفاعلات والنواتج متواجدة بكميات ثابتة، فنقول إنها في حالة توازن.

4. كسر التفاعل:



كسر التفاعل في أي لحظة t يعرف كما يلي:

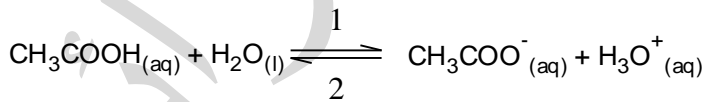
$$Q_r(t) = \frac{[C]_t^c \cdot [D]_t^d}{[A]_t^a \cdot [B]_t^b}$$

مثال 01:



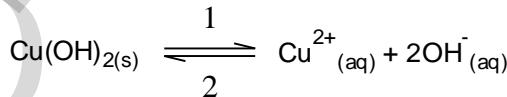
$$Q_r = \frac{[\text{I}^-]^2 \cdot [\text{S}_2\text{O}_6^{2-}]}{[\text{I}_2] \cdot [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^2}$$

مثال 02:



$$Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

مثال 03:



$$Q_r = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$$

ملاحظة:

$$Q_1 = \frac{1}{Q_2}$$

نلاحظ بأن:

بحيث: Q_1 : كسر التفاعل للاتجاه 1.

Q_2 : كسر التفاعل للاتجاه 2.

5. ثابت التوازن K:

ثابت التوازن K لتفاعل معين هو القيمة $Q_r(eq)$ التي يأخذها كسر التفاعل عند درجة حرارة معينة عندما يتم بلوغ حالة التوازن.

$$K = Q_r(f) = \frac{[C]_f^c \cdot [D]_f^d}{[A]_f^a \cdot [B]_f^b}$$

6. تأثير الحالة الابتدائية لجملة على حالة التوازن:

6-1. النسبة النهائية للتقدم والحالة الابتدائية:

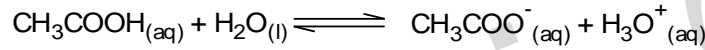
لدينا معادلة التفاعل التالية: $CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$
عبارة نسبة التقدم النهائي:

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \Rightarrow \tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C}$$

- تتعلق نسبة التقدم النهائي لتحول كيميائي معين بالحالة الابتدائية لجملة الكيميائية.

6-2. النسبة النهائية للتقدم وثابت التوازن الكيميائي:

نعتبر التفاعل بين الحمض CH_3COOH و H_2O وفق المعادلة التالية:



نمثل جدول تقدم التفاعل:

الحالة	التقدم	$CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$			
ابتدائية	0	C.V	المقدار المتغير	0	0
وسطية	x	C.V-x		x	x
نهائية	x_f	C.V- x_f		x_f	x_f

بحيث: $x_{max} = C \cdot V$

$$\tau_f = \frac{x_f}{x_{max}} \Rightarrow x_f = \tau_f \cdot x_{max} \Rightarrow \boxed{x_f = \tau_f \cdot C \cdot V}$$

ونعلم أن عند نهاية التفاعل: $n_f(H_3O^+) = x_f \Rightarrow n_f(H_3O^+) = \tau_f \cdot C \cdot V$

$$\boxed{[H_3O^+] = \tau_f \cdot C} \dots (1)$$

$$\boxed{[CH_3COO^-] = \tau_f \cdot C} \dots (2)$$

من جدول التقدم لدينا أيضا:

$$n_f(CH_3COOH) = C \cdot V - x_f \Rightarrow n_f(CH_3COOH) = C \cdot V - \tau_f \cdot C \cdot V$$

$$\Rightarrow \boxed{[CH_3COOH] = (1 - \tau_f) \cdot C} \dots (3)$$

عبارة ثابت التوازن:

$$K = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{\tau_f \cdot C \cdot \tau_f \cdot C}{(1 - \tau_f) \cdot C} \Rightarrow \boxed{K = \frac{\tau_f^2 \cdot C}{(1 - \tau_f)}}$$

- كلما كان ثابت التوازن K مرتفعا كلما كانت نسبة التقدم النهائي أكبر.
- إذا كان $K > 10^4$ فإنه يمكن اعتبار أن التحول المدروس تام.