الأستاذ أيوب مرضي	مـــــــادة الـــــــكـــــيـــــمـــيـــــاء	7 صفحات
مستوى الثانية بكالوريا علوم تجريبية	الـجــزء الثاني: التحولات غير الكلية لمجموعة كيميائية	
شعبة : علوم الحياة و الأرض	مدة الإنجاز (درس+تمارين): 4 س + 1 س	

الدرس الثالث

التحولات الكيميائية التي تحدث في منحيين

Transformations chimiques s'effectuant dans les deux sens

I. التفاعلات حمض – قاعدة.

1. تعاريف:

أ. الحمض و القاعدة حسب برونشتد:

- **الحمض حسب برونشتد:** كل نوع كيميائي قادر على تحرير (منح – إعطاء – فقدان) بروتون H^+ خلال تفاعل كيميائي ونرمز له بـHA أو BH^+.
- **القاعدة حسب برونشتد:** كل نوع كيميائي قادر على اكتساب بروتون H^+ خلال تفاعل كيميائي ونرمز لها بـ A^- أو B.

ب. المزدوجة (قاعدة/حمض):

نسمي **مزدوجة قاعدة/حمض** كل زوج يتكون من حمض وقاعدة، حيث عندما يتفاعل الحمض ، ينتج عنه القاعدة المرافقة له، والعكس صحيح. ونرمز لها **(مزدوجة حمض –قاعدة)** بـ: **AH/A^-** أو بـ **BH^+/B**.

يرتبط كل حمض بالقاعدة المرافقة له، بنصف المعادلة حمض – قاعدة التالية:

$$AH \rightleftharpoons A^- + H^+ \quad \text{أو} \quad BH^+ \rightleftharpoons B + H^+$$

ج. التفاعل حمض – قاعدة:

التفاعل حمض – قاعدة هو عبارة عن انتقال بروتون من حمض ينتمي لمزدوجة إلى قاعدة مزدوجة أخرى، وتستنتج معادلة هذا التفاعل انطلاقا من نصفي معادلتي المزدوجتين المتدخلتين:

بالنسبة للمزدوجة AH_1/A^-_1: $AH_1 \rightleftharpoons A^-_1 + H^+$

بالنسبة للمزدوجة AH_2/A^-_2: $A^-_2 + H^+ \rightleftharpoons AH_2$

و منه المعادلة الحصيلة: $AH_1 + A^-_2 \rightarrow A^-_1 + AH_2$

د. الأمفوليت:

نسمي **أمفوليت** كل نوع كيميائي قادر على أن يلعب دور الحمض في مزدوجة ودور القاعدة في مزدوجة أخرى ، كجزيئة الماء بحيث يلعب الماء دور قاعدة في المزدوجة H_3O^+/H_2O و يلعب دور حمض في المزدوجة H_2O/HO^-.

2. تطبيق 1:

الأسئلة

1) **أكتب معادلة التفاعل حمض – قاعدة التي يمكن أن تحدث بين:**
   - أ) **حمض المزدوجة H_2SO_4/HSO_4^- و قاعدة المزدوجة H_3O^+/H_2O.**
   - ب) **حمض المزدوجة NH_4^+/NH_3 و قاعدة المزدوجة $CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$.**
   - ت) **حمض المزدوجة CH_3COOH/CH_3COO^- و قاعدة المزدوجة HCO_3^-/CO_3^{2-}.**
2) **حدد المزدوجتين المتدخلتين في التفاعل التالي:**

$$HF + H_2O \rightarrow F^- + H_3O^+$$

الأجوبة

1) **معادلة التفاعل حمض – قاعدة:**

أ) بالنسبة للمزدوجة : H_2SO_4/HSO_4^- : $H_2SO_4 \rightleftharpoons HSO_4^- + H^+$

بالنسبة للمزدوجة : H_3O^+/H_2O : $H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$

و منه المعادلة الحصيلة: $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow HSO_4^- + H_3O^+$

ب) بالنسبة للمزدوجة : NH_4^+/NH_3 : $NH_4^+ \rightleftharpoons NH_3 + H^+$

بالنسبة للمزدوجة : $CH_3NH_3^+/CH_3NH_2$: $CH_3NH_2 + H^+ \rightleftharpoons CH_3NH_3^+$

و منه المعادلة الحصيلة: $NH_4^+ + CH_3NH_2 \rightarrow NH_3 + CH_3NH_3^+$

ت) بالنسبة للمزدوجة : CH_3COOH/CH_3COO^- : $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

بالنسبة للمزدوجة : HCO_3^-/CO_3^{2-} : $CO_3^{2-} + H^+ \rightleftharpoons HCO_3^-$

و منه المعادلة الحصيلة: $CH_3COOH + CO_3^{2-} \rightarrow CH_3COO^- + HCO_3^-$

2) المزدوجتين المتدخلتين هما: HF/F^- و H_3O^+/H_2O.

II. pH محلول مائي.

1. المحلول المائي:

المحلول المائي خليط متجانس نحصل عليه بإذابة نوع كيميائي أو أكثر في الماء الذي يسمى مذيبا، و تسمى الأنواع الكيميائية الذائبة فيه بالمذاب، و قد تكون جزيئية أو أيونية، كما أنها قد تكون في حالة صلبة أو سائلة أو غازية. والذوبان تحول كيميائي يقترن به تفاعل كيميائي نعبر عنه بمعادلة.

أمثلة

- مذاب صلب: $NaCl(s) \longrightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
- مذاب سائل: $H_2SO_4(l) \longrightarrow 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$
- مذاب غازي: $HCl(g) \longrightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

2. pH محلول مائي:

أ. تعريف:

تتعلق الخاصيات الحمضية والقاعدية لمحلول مائي بتركيز أيونات الأوكسونيوم H_3O^+ الذي يمكن أن يتغير من 1 إلى 10^{-14} مول في اللتر.

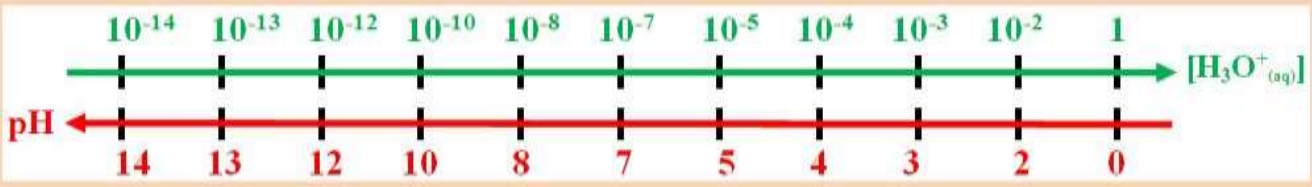
و يعتبر هذا المجال جد واسع، مما دفع العالم الكيميائي سور س إلى إدراج مقدار الـ pH، وذلك باستعمال الدالة الرياضية اللوغاريتمية التي يرمز لها بـ log.

و يعبر عن pH محلول مائي بالعلاقة جانبه، حيث يمثل $[H_3O^+]$ عدد مساويا لتركيز أيونات الأوكسونيوم H_3O^+ معبر عنه بالوحدة **(mol/L)**.

$$\mathbf{pH = - \log [H_3O^+_{(aq)}]}$$

ملحوظات:

- عكسيا، معرفة pH محلول مائي تمكن من تحديد التركيز المولي لأيونات الأوكسونيوم H_3O^+ في المحلول، وذلك باستعمال العلاقة: $\mathbf{[H_3O^+_{(aq)}] = 10^{-pH}}$.
- pH محلول مائي عدد حقيقي بدون وحدة، وتتعلق قيمته بدرجة الحرارة.
- العلاقة $\mathbf{pH= - \log [H_3O^+_{(aq)}]}$ صالحة فقط بالنسبة للمحاليل المخففة حيث: $\mathbf{[H_3O^+_{(aq)}] \leq 5.10^{-2} mol/L}$.
- pH محلول مائي دالة تناقصية للتركيز المولي لهذه الأيونات:



ب. تطبيق 2:

الأسئلة

نتوفر على أربعة محاليل مائية : S_A و S_B و S_C و S_D تتميز بما يلي:

المحلول المائي S_A	المحلول المائي S_B	المحلول المائي S_C	المحلول المائي S_D
قيمة الـــ pH		قيمة تركيز الأيونات H_3O^+ بـ (mol/L)	
2,8	8,9	2.10^{-3}	$5,1.10^{-5}$

1) **حدد قيمة تركيز أيونات H_3O^+ في المحلولين المائيين A و B.**
2) **حدد قيمة pH في المحلولين المائيين C و D.**
3) **كيف يتغير تركيز أيونات الأوكسونيوم في محلول مائي ما عند تزايد قيمة pH.**

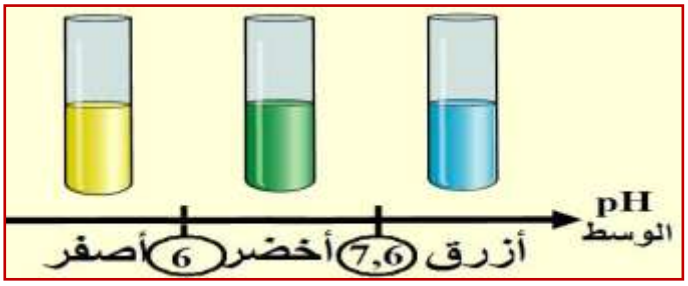
الأجوبة

1) بالنسبة للمحلولين المائيين A و B نطبق العلاقة التالية: $[H_3O^+_{(aq)}] = 10^{-pH}$ فنجد أن:
$[H_3O^+_{(aq)}]_A = 1,6.10^{-3}mol/L$ و $[H_3O^+_{(aq)}]_B = 1,3.10^{-9}mol/L$
2) بالنسبة للمحلولين المائيين C و D نطبق العلاقة التالية: $pH= - \log [H_3O^+_{(aq)}]$ فنجد أن:
$pH_C = 2,7$ و $pH_D = 4,3$
3) عند تزايد قيمة pH يتناقص تركيز أيونات الأوكسونيوم.

3. قياس pH محلول مائي:

أ. استعمال الكواشف الملونة:

الكواشف الملونة مواد عضوية عبارة عن مزدوجة قاعدة/حمض، تأخذ لون الشكل الحمضي إذا كان الوسط حمضيا و تأخذ لون الشكل القاعدي إذا كان الوسط قاعديا.



و مثالا على ذلك الكاشف الملون أزرق البروموتيمول BBT الذي يأخذ لونا أصفرا إذا كان pH الوسط أصغر من 6، ولونا أزرقا إذا كان pH الوسط أكبر من 7,6، أما اللون الأخضر أو ما يسمى باللوينة الحساسة فيأخذه إذا كان pH الوسط يندرج ضمن مجال انعطافه المحصور بين 6 و 7,6.

ب. استعمال ورق pH:

ورق pH ورق مشبع بعدة كواشف ملونة، يأخذ ألوانا مختلفة حسب قيمة pH المحلول المائي المستعمل، و تضم علبة ورق pH سلما للألوان تقابل كل لون قيمة pH معينة.

ج. استعمال جهاز pH – متر:

- **المكونات:** يتكون جهاز pH – متر من مجس و جهاز إلكتروني يشبه الفولطمتر حيث يقيس التوتر الكهربائي الذي يقيسه المجس المكون من إلكترود مرجعي و إلكترود من الزجاج، كما أن هناك نوع آخر من المجسات و التي هي عبارة عن مجس مركب يحتوي على الإلكترودين السالف ذكرهما. حيث يحتوي هذا الأخير على كرية مسامية من زجاج سريع الانكسار قابلة للتلوث، يتم عبرها تبادل ضعيف للأيونات، لذلك وجب استعماله بحذر.
- **طريقة الاستعمال:** قبل أي استعمال للجهاز، نقوم بغسل الالكترود المركب بالماء المقطر، بعدها نعير الجهاز بمحلول عيار (pH=4 بالنسبة للمحاليل الحمضية و pH=9 بالنسبة للمحاليل القاعدية) و ذلك لضبط الجهاز ليشير إلى القيمة الصحيحة للمحلول المائي، و بعد الانتهاء القياسات نغسل الالكترود بالماء المقطر و نعيده إلى غمده الواقي.

♦ دقة قياس pH – متر: (تمرين تطبيقي)

الأسئلة

نعتبر محلولا مائيا حيث يعطي قياس pH المحلول القيمة 3,20، علما أن هذا القياس يصاحبه ارتياب $\Delta pH=0,05$.

1) حدد قيمة تركيز أيونات H_3O^+ في المحلول المائي.

2) حدد الارتياب المطلق $\Delta[H_3O^+]$.

3) حدد الارتياب النسبي $\frac{\Delta[H_3O^+]}{[H_3O^+]}$.

الأجوبة

1) نطبق العلاقة التالية: $[H_3O^+_{(aq)}] = 10^{-pH}$ فنجد أن: $[H_3O^+_{(aq)}] = 6,3.10^{-4}mol/L$

2) نقوم بتأطير قيم pH وصولا إلى تأطير قيم أيونات الأكسونيوم:

لدينا: $3,2-0,05 < pH < 3,2+0,05$

أي: $3,15 < pH < 3,25$

أي: $-3,25 < -pH < -3,15$

أي: $10^{-3,25} < 10^{-pH} < 10^{-3,15}$

أي: $5,62.10^{-4}mol/L < [H_3O^+_{(aq)}] < 7,07.10^{-4}mol/L$

و منه: $\Delta[H_3O^+] = \frac{7,07\times10^{-4}-5,62\times10^{-4}}{2} = 0,7\times10^{-4}mol/L$

3) حساب الارتياب النسبي:

لدينا: $\frac{\Delta[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = \frac{0,7\times10^{-4}}{6,3\times10^{-4}} = \mathbf{0,11}$

و منه يصاحب ارتيابا مطلقا قدره 0.05 على قياس pH محلول، ارتياب نسبي قدره 11% على حساب تركيز أيونات الأوكسونيوم في المحلول.

III. التحولات الكلية و التحولات غير الكلية (المحدودة).

1. التحولات الكلية:

أ. نشاط تجريبي 1:

نفرغ حجما $V=10mL$ من محلول حمض الكلوريدريك ذو التركيز $C=3,5.10^{-2}mol/L$ في كأس، ثم نقيس pH المحلول، فنجد أنه يساوي 1,45. ينتج هذا الحمض عن ذوبان غاز كلورور الهيدروجين $HCl_{(g)}$ في الماء.

1) ما المزدوجتان قاعدة/حمض المتدخلتان في التفاعل؟

المزدوجتان قاعدة/حمض المتدخلتان في التفاعل: $HCl(g)/Cl^-$ و H_3O^+/H_2O.

2) أكتب معادلة التفاعل الحاصل.

بالنسبة للمزدوجة : $HCl(g)/Cl^-$: $\mathbf{HCl_{(g)} \rightleftharpoons H^+ + Cl^-}$

بالنسبة للمزدوجة : H_3O^+/H_2O: $\mathbf{H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+}$

و منه المعادلة الحصيلة: $\mathbf{HCl_{(g)} + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+}$

3) أحسب كمية المادة البدئية لحمض الكلوريدريك المستعمل في الكأس.

كمية المادة البدئية لحمض الكلوريدريك المستعمل في الكأس: لدينا $n_i(H_3O^+) = C.V$

أي: $\mathbf{n_i(H_3O^+) = 3,5.10^{-2} \times 10.10^{-3} = 3,5.10^{-4}mol}$

4) أحسب التركيز النهائي $[H_3O^+]_f$، ثم استنتج كمية المادة النهائية $n_f(H_3O^+)$ في الكأس.

حساب التركيز النهائي باستعمال العلاقة: $[H_3O^+_{(aq)}]_f = 10^{-pH}$

أي: $[H_3O^+_{(aq)}]_f = 10^{-1,45}$

فنجد أن: $\mathbf{[H_3O^+_{(aq)}]_f = 3,5.10^{-2}mol/L}$

و منه نستنتج كمية المادة النهائية $n_f(H_3O^+)$ في الكأس بحيث:

$$n_f(H_3O^+) = [H_3O^+_{(aq)}]_f \cdot V = 3{,}5.10^{-2} \times 10.10^{-3} = 3{,}5.10^{-4}\,mol$$

5) أتمم ملأ الجدول الوصفي للتفاعل الحاصل.

معادلة التفاعل		$HCl_{(g)}$ +	H_2O →	Cl^- +	H_3O^+
الحالة	التقدم	كميات المادة بالمول (mol)			
البدئية	0	0	0	تقدم	$3{,}5.10^{-4}$
عند اللحظة t	x	x	x		$3{,}5.10^{-4}$ -x
القصوية	x_{max}	x_{max}	x_{max}		$3{,}5.10^{-4}$ -x_{max}
النهائية	x_f	x_f	x_f		$3{,}5.10^{-4} - x_f$

6) التقدم النهائي للتفاعل هو تقدم التفاعل عند توقف تطور المجموعة. حدد قيمتي x_{max} و x_f.

تحدد x_{max} بتحديد المتفاعل المحد و بما أن الماء وفير فإن المتفاعل المحد هو حمض الكلوريدريك و منه فإن:

$$x_{max} = 3{,}5.10^{-4}\ mol.$$

من خلال الجدول الوصفي لدينا: $x_f = n_f(H_3O^+) = 3{,}5.10^{-4}mol$

7) أعط حصيلة المادة النهائية ثم ماذا تلاحظ؟

حصيلة المادة النهائية:

لدينا: $n_f(H_3O^+) = x_f = 3{,}5.10^{-4}mol$

و: $n_f(Cl^-) = x_f = 3{,}5.10^{-4}mol$

و: $n_f(HCl) = 3{,}5.10^{-4} - x_f = 3{,}5.10^{-4} - 3{,}5.10^{-4} = 0\ mol$

من خلال ما سبق نلاحظ أن $x_f = x_{max}$ ، كما أن المتفاعل HCl قد استهلك كليا .

ب. خلاصة:

يعرف **التحول الكلي** أنه كل تحول كيميائي يتوقف تطوره باختفاء كلي لأحد المتفاعلات على الأقل، من المجموعة الكيميائية. كما يتميز بكون أن قيمة التقدم النهائي x_f تساوي قيمة التقدم الأقصى x_{max}، يعني: $x_f = x_{max}$.

2. التحولات غير الكلية:

أ. نشاط تجريبي 2:

نفرغ حجما 500mL من الماء المقطر في كأس و نقيس pH فنجد pH_1=6,8.

نحضر حجما V=100mL من محلول حمض الإيتانويك ذو التركيز C=0,1mol/L في كأس، وذلك بإذابة 0,6g من حمض الإيتانويك CH_3COOH في الماء المقطر، ثم نقيس pH المحلول، فيعطي 2,8.

1) هل حدث تفاعل بين حمض الإيتانويك و الماء؟

تغير قيمة pH دليل على حدوث تفاعل بين حمض الإيتانويك و الماء.

2) ما المزدوجتان قاعدة/حمض المتدخلتان في التفاعل؟

المزدوجتان قاعدة/حمض المتدخلتان في التفاعل: CH_3COOH/CH_3COO^- و H_3O^+/H_2O.

3) أكتب معادلة التفاعل الحاصل.

بالنسبة للمزدوجة : CH_3COOH/CH_3COO^- : $CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$

بالنسبة للمزدوجة : H_3O^+/H_2O: $H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$

و منه المعادلة الحصيلة: $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$

4) أحسب كمية المادة البدئية لحمض الإيتانويك المستعمل في الكأس.

كمية المادة البدئية لحمض الكلوريدريك المستعمل في الكأس: لدينا $n_i(CH_3COOH) = \frac{m}{M} = \frac{0{,}6}{60}$

أي: $n_i(CH_3COOH) = 0{,}01\ mol$

5) أحسب التركيز النهائي $[H_3O^+]_f$، ثم استنتج كمية المادة النهائية $n_f(H_3O^+)$ في الكأس.

حساب التركيز النهائي باستعمال العلاقة: $[H_3O^+_{(aq)}]_f = 10^{-pH}$

أي: $[H_3O^+_{(aq)}]_f = 10^{-2,8}$

فنجد أن: $[H_3O^+_{(aq)}]_f = 1{,}58.10^{-3}mol/L$

و منه نستنتج كمية المادة النهائية $n_f(H_3O^+)$ في الكأس بحيث:

$$n_f(H_3O^+) = [H_3O^+_{(aq)}]_f \cdot V = 1{,}58.10^{-3} \times 100.10^{-3} = mol$$

6) أتمم ملأ الجدول الوصفي للتفاعل الحاصل.

معادلة التفاعل	$CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$			
الحالة	التقدم	كميات المادة بالمول (mol)		
البدئية	0	0	0	0,01
عند اللحظة t	x	x	x	0,01 -x
القصوية	x_{max}	x_{max}	x_{max}	0,01 -x_{max}
النهائية	x_f	x_f	x_f	0,01 – x_f

7) حدد قيمتي x_{max} و x_f.

تحدد x_{max} بتحديد المتفاعل المحد و بما أن الماء وفير فإن المتفاعل المحد هو حمض الإيتانويك و منه فإن:

$$x_{max} = 0,01\ mol.$$

من خلال الجدول الوصفي لدينا: $x_f = n_f(H_3O^+) = 1,58.10^{-4}\ mol$

8) أعط حصيلة المادة النهائية ثم ماذا تلاحظ؟

حصيلة المادة النهائية:

لدينا: $n_f(H_3O^+) = x_f = 1,58.10^{-4} mol$

و: $n_f(CH_3COO^-) = x_f = 1,58.10^{-4} mol$

و: $n_f(HCl) = 0,01 - x_f = 0,01 - 1,58.10^{-4} = 9,84.10^{-4}\ mol$

من خلال ما سبق نلاحظ أن $x_f < x_{max}$ ، كما أن المتفاعل CH_3COOH لم يتم استهلاكه كليا .

ب. خلاصة:

يعرف **التحول غير الكلي أو التحول المحدود** أنه كل تحول كيميائي يتوقف تطوره ظاهريا دون اختفاء كلي لأي متفاعل من المجموعة الكيميائية. كما يتميز بكون أن قيمة التقدم النهائي x_f أصغر من قيمة التقدم الأقصى x_{max} للتفاعل، يعني: $x_f < x_{max}$.

3. نسبة التقدم النهائي:

نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل كيميائي هي خارج قسمة التقدم النهائي على التقدم الأقصى لهذا التفاعل، بحيث:

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

أمثلة

- بالنسبة للنشاط التجريبي 1:

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{3,5.10^{-4}}{3,5.10^{-4}} = 1$$

أي: $\tau = 100\%$

- بالنسبة للنشاط التجريبي 2:

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{1,58.10^{-4}}{0,01} \approx 2.10^{-2}$$

أي: $\tau = 2\%$

4. منحى تطور مجموعة كيميائية:

أ. نشاط تجريبي 3:

نحضر محلولا مائيا S لحمض الإيتانويك ذو التركيز $C=0,01mol/L$ في كأس، وذلك بإذابة حمض الإيتانويك CH_3COOH في الماء، ثم نقيس pH المحلول S، فيعطي $pH=3,4$.

نصب في كأسين A و B نفس الحجم $V=20mL$ من المحلول S، نضيف إلى الكأس A بعض قطرات حمض الإيتانويك الخالص فنقيس الـ pH فنجد $pH_A=2,6$. و نضيف إلى الكأس B بلورات إيتانوات الصوديوم CH_3COONa فنقيس الـpH فنجد $pH_B=5,1$.

1) أكتب معادلة التفاعل الحاصل عند تحضير المحلول S.

بالنسبة للمزدوجة : CH_3COOH/CH_3COO^- : $CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$

بالنسبة للمزدوجة : H_3O^+/H_2O: $H_2O + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+$

و منه المعادلة الحصيلة: $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$

2) في أي منحى تطورت المجموعة الكيميائية بالنسبة للكأس A؟

انخفاض pH في هذا الكأس يعني هناك ارتفاع في تركيز أيونات الأوكسونيوم H_3O^+ في المجموعة. إذن المجموعة تطورت في منحى تكون هذه الأيونات حيث يسمى بالمنحى المباشر.

أي : $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$

3) في أي منحى تطورت المجموعة الكيميائية بالنسبة للكأس B؟

ارتفاع pH في هذا الكأس يعني هناك انخفاض في تركيز أيونات الأوكسونيوم H_3O^+ في المجموعة. إذن المجموعة تطورت في منحى اختفاء أو استهلاك هذه الأيونات حيث يسمى بالمنحى المعاكس.

أي: $CH_3COO^- + H_3O^+ \rightarrow CH_3COOH + H_2O$

4) قارن منحيي التطور.

مما سبق تفاعل حمض الإيتانويك مع الماء تفاعل غير كلي أو محدود يمكن أن يتطور في منحيين متعاكسين، فنكتب المعادلة الكيميائية كما يلي: $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O+$

ب. خلاصة:

بصفة عامة، يقترن بكل تحول كيميائي محدود، تفاعل يحدث في المنحيين. نعبر عنه بالمعادلة الكيميائية التالية:

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

5. حالة التوازن لمجموعة كيميائية:

عندما يكون التحول الكيميائي محدود تكون الحالة النهائية للمجموعة حالة توازن كيميائي و تتميز بتزامن وجود جميع المتفاعلات و النواتج و كمية مادتها ثابتة مع الزمن.