

التحولات الكيميائية التي تحدث في المنحيين

I . التفاعلات حمض - قاعدة

تعريف

حسب نظرية برونشتد الحمض نوع كيميائي قادر على فقدان بروتون H^+ .
و القاعدة نوع كيميائي قادر على اكتساب بروتون.

خاصية

تتكون مزدوجة قاعدة/حمض من حمض A و قاعدة B مترافقين، فهما مرتبطان بنصف المعادلة البروتونية التالية:



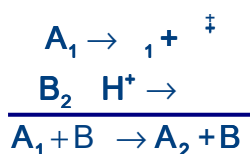
الرمز $\rightleftharpoons$ يلخص التحولين الممكنين: $A \rightarrow B + H^+$ و $B \rightarrow A + H^+$

• أمثلة:

A	$\rightleftharpoons B + H^+$	المزدوجة A/B
H_2O	$\rightleftharpoons HO^- + H^+$	H_2O / HO^-
H_3O^+	$\rightleftharpoons H_2O + H^+$	H_3O^+ / H_2O
NH_4^+	$\rightleftharpoons NH_3 + H^+$	NH_4^+ / NH_3

تعريف

التفاعل حمض- قاعدة هو عبارة عن انتقال بروتون من حمض ينتمي لمزدوجة إلى قاعدة تنتمي لمزدوجة أخرى:



• مثال:

تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء عبارة عن تفاعل حمض- قاعدة يحدث بين المزدوجتين



- جزيئة حمض الإيثانويك تفقد بروتونا: $CH_3COOH \rightarrow CH_3COO^- + H^+$

- و جزيئة الماء تكتسبه: $H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$

المعادلة الحصيلة للتفاعل هي إذن: $CH_3COOH + H_2O \rightarrow H_3O^+ + CH_3COO^-$

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : **Talamid.ma**

II. pH المحاليل المائية

• تعريف pH محلول مائي

تتعلق الميزة الحمضية أو القاعدية لمحلول مائي بالتركيز المولي لأيونات الأكسنيوم H_3O^+ .

تعريف

pH محلول مائي مقدار يقيس التركيز المولي لأيونات الأكسنيوم في هذا المحلول

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

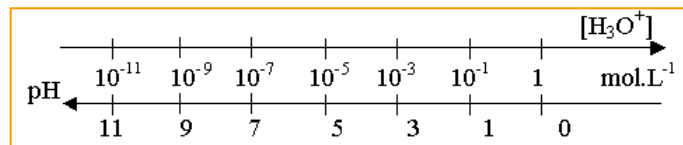
حسب العلاقة التالية:

عكسيا معرفة قيمة pH محلول تمكن من تحديد التركيز المولي لأيونات الأكسنيوم في

$$[H_3O^+] = 10^{-pH}$$

المحلول حسب العلاقة التالية:

👉 pH محلول مائي دالة تناقصية للتركيز المولي لهذه الأيونات:



• **أمثلة:** - pH محلول مائي يحتوي على أيونات الأكسنيوم بتركيز يساوي $2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ هو:

$$pH = -\log(2,0 \cdot 10^{-3}) = 2,7$$

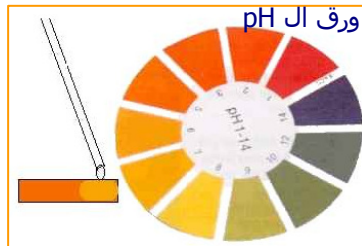
- التركيز المولي لأيونات الأكسنيوم في محلول مائي له $pH = 8,6$ هو:

$$[H_3O^+] = 10^{-8,6} = 2,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$$

• قياس pH محلول مائي

يمكن تحديد قيمة تقريبية لـ pH محلول مائي باستعمال ورق الـ pH.

و لقياس أكثر دقة يستعمل الـ pH - متر.



III . التفاعلات الكلية و التفاعلات غير الكلية

• مثال لتفاعل كلي

نعتبر تفاعل كلورور الهيدروجين HCl مع الماء الذي معادلته:



ننشئ جدول تقدم هذا التفاعل:

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

معادلة التفاعل				
HCl	+	H_2O	$\rightarrow$	$\text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
$c.V$		وافرة	0	0
$c.V - x$		وافرة	x	x
$c.V - x_f$		وافرة	x_f	x_f

▪ قياس pH محلول مائي لحمض الكلوريدريك تركيزه c معلوم يمكن من تحديد التركيز النهائي لأيونات الأكسنيوم و نتوصل إلى النتيجة التالية:

أي: $\text{pH} = -\log c$ $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} = c$

و باعتبار جدول التقدم نستنتج التقدم النهائي: $x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V = cV$ حيث V حجم المحلول.

▪ HCl هو المتفاعل الحدي، إذن التقدم الأقصى للتفاعل هو: $x_{\max} = n_0(\text{HCl}) = cV$

▪ نستنتج: $x_f = x_{\max}$

ما يعني أن التفاعل كلي (أو تام).

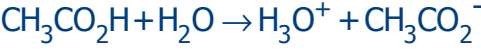
تعريف

يعتبر تحول كيميائي كلياً إذا كان التقدم النهائي للتفاعل المقرون بهذا التحول مساوياً لتقدمه الأقصى:

$x_f = x_{\max}$

• مثال لتفاعل غير كلي

نعتبر تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء الذي معادلته:



ننشئ جدول تقدم هذا التفاعل:

معادلة التفاعل				
CH_3COOH	+	H_2O	$\rightarrow$	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
$c.V$		وافرة	0	0
$c.V - x$		وافرة	x	x
$c.V - x_f$		وافرة	x_f	x_f

▪ قياس pH محلول مائي لحمض الإيثانويك يعطي: $\text{pH} \neq -\log c$ أي: $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} < c$

و باعتبار جدول التقدم نستنتج التقدم النهائي:

▪ CH_3COOH هو المتفاعل الحدي، إذن التقدم الأقصى للتفاعل هو: $x_{\max} = n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = cV$

▪ نستنتج: $x_f < x_{\max}$

ما يعني أن التفاعل غير كلي (أو محدود).

• نسبة التقدم النهائي

$$\tau = \frac{X_f}{X_{\max}}$$

تعريف: نسبة التقدم النهائي لتحول كيميائي تساوي النسبة التالية:

$$0 < \tau \leq 1$$

بحيث:

τ عدد بدون وحدة يمكن التعبير عنه بنسبة مئوية.

• **أمثلة:** - في حالة تفاعل حمض الكلوريدريك $\tau = 1$ ، أي تفاعل بنسبة % 100، و نقول أن HCl حمض قوي.

- في حالة تفاعل حمض الإيثانويك $\tau < 1$ ، أي تفاعل بنسبة أقل من % 100، و نقول أن $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ حمض ضعيف.

IV . التوازن الكيميائي

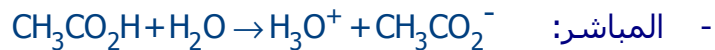
• التفاعلات التي تحدث في المنحنيين

• **مثال:** التفاعل بين حمض الإيثانويك و الماء غير كلي لأنه يحدث في كلا المنحنيين.

التفاعل المعاكس يحد التفاعل المباشر. نمثل معادلة التفاعل على الشكل التالي:



الرمز $\rightleftharpoons$ يعني هنا أن التفاعلين:



- يحدثان في آن واحد.

كل تفاعل يكون تقدمه النهائي مختلفا عن تقدمه الأقصى هو تفاعل محدود.

يقترن بكل تحول كيميائي محدود تفاعل يحدث في المنحنيين:



• مفهوم التوازن الكيميائي

عند الحالة النهائية لتحول محدود تتوقف المجموعة الكيميائية ظاهريا عن التطور و تتميز الحالة النهائية بتزامن وجود المتفاعلات و النواتج التي تبقى كميات مادتها ثابتة مع الزمن: نسمي هذه الحالة حالة توازن كيميائي للمجموعة.

تعريف: تكون الحالة النهائية لمجموعة كيميائية في تحول محدود حالة توازن كيميائي.

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

• التفسير الحركي لتوازن كيميائي

نعتبر التوازن الكيميائي المقرون بتفاعل حمض الإيثانويك مع الماء:



خلال التفاعل المباشر يتناقص تركيز الحمض و بالتالي تنخفض سرعته في حين تتزايد تراكيز النواتج فترتفع سرعة التفاعل المعاكس إلى أن تصبح سرعتاهما متساويتين حيث تصل المجموعة الكيميائية إلى حالة التوازن الكيميائي :حيث تبقى تراكيز مكونات الخليط ثابتة ظاهريا لكن على المستوى الميكروسكوبي يستمر التفاعلان بنفس السرعة: نقول أن التوازن ديناميكي.

تمارين

تمرين 1

يصب في كأس $V = 20,0 \text{ ml}$ من محلول مائي لحمض أحادي كلورو إيثانويك $\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$,

تركيزه $c = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$

قياس pH هذا المحلول بواسطة pH متر يعطي $pH = 2,37$.

- 1- أكتب معادلة التفاعل الحاصل بين الحمض و الماء.
- 2- أحسب قيمة التقدم الأقصى.
- 3- أحسب قيمة التقدم النهائي.
- 4- استنتج نسبة التقدم النهائي للتفاعل. هل التفاعل كلي؟

تمرين 2

يمزج حجم $V_A = 100 \text{ ml}$ من محلول مائي لحمض الكلوريدريك تركيزه $c_A = 2,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ و حجما

$V_B = 150 \text{ ml}$ من محلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم تركيزه $c_B = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$. تسجل

الملاحظات التجريبتان التاليتان:

- يشير محرار إلى ارتفاع في درجة الحرارة،
- بعد رجوع درجة الحرارة إلى قيمتها البدئية تقاس قيمة pH الخليط بواسطة pH - متر فيشير إلى القيمة $pH = 4,1$.

- 1- أكتب معادلة التفاعل حمض- قاعدة الحاصل بين المحلولين.
- 2- أنشئ جدول التقدم لهذا التحول.
- 3- أحسب التركيز النهائي لأيونات الأكسنيوم في الخليط ثم استنتج قيمة التقدم النهائي للتفاعل.
- 4- أحسب نسبة التقدم النهائي.
- 5- استنتج مميزات التحول المدروس.

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

تمرين 3

يعطي قياس pH محلول مائي S_1 للأمونياك NH_3 تركيزه المولي $c_1 = 0,20 \text{ mol.l}^{-1}$ النتيجة التالية:
 $pH = 11,3$.

- 1- أكتب معادلة تفاعل الأمونياك مع الماء.
- 2- بين أن الأمونياك لا يتفاعل كليا مع الماء بتحديد نسبة التقدم النهائي.
- 3- كيف يمكن إعداد محلول S_2 حجمه $V_2 = 100 \text{ ml}$ و تركيزه $c_2 = 4,0.10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ انطلاقا من حجم V_1 من المحلول S_1 ؟
اشرح الطريقة مع تحديد الحجم V_1 .
 pH المحلول S_2 يساوي 10,4 .
- 4- حدد نسبة التقدم النهائي لتفاعل الأمونياك مع الماء في حالة المحلول S_2 .
- 5- استنتج تأثير التخفيف على تفاعل الأمونياك مع الماء.

معطيات: NH_4^+ / NH_3 المزدوجة

$$[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$