

التحولات الكيميائية التي تحدث في المنحنين

I . التفاعلات حمض - قاعدة

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

تعريف

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



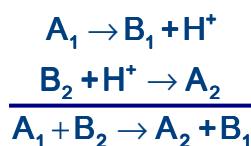
خاصية

$\text{A} \rightarrow \text{B} + \text{H}^+$ الرمز \rightleftharpoons يلخص التحولين الممكّنين:
 $\text{B} + \text{H}^+ \rightarrow \text{A}$

• أمثلة:

A	\rightleftharpoons	B + H ⁺	المزدوجة A/B
H ₂ O	\rightleftharpoons	HO ⁻ + H ⁺	H ₂ O / HO ⁻
H ₃ O ⁺	\rightleftharpoons	H ₂ O + H ⁺	H ₃ O ⁺ / H ₂ O
NH ₄ ⁺	\rightleftharpoons	NH ₃ + H ⁺	NH ₄ ⁺ / NH ₃

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



تعريف

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



- جزيئه حمض الإيثانويك تفقد بروتونا: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$

- و جزيئه الماء تكتسبه: $\text{H}_2\text{O} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+$

المعادلة الحصيلة للتفاعل هي إذن: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$

• مثال

pH المحاليل المائية II.

• تعريف pH محلول مائي

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

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

تعريف

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

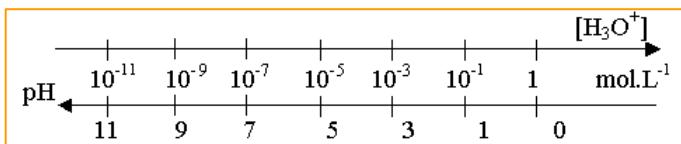
حسب العلاقة التالية:

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

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

المحلول حسب العلاقة التالية:

pH محلول مائي دالة تناصصية للتركيز المولي لهذه الأيونات:



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

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

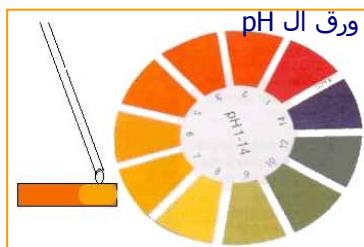
- التركيز المولي لأيونات الأكسنيوم في محلول مائي له $\text{pH} = 8,6$ هو:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8,6} = 2,5 \cdot 10^{-9} \text{ mol.l}^{-1}$$

• قياس pH محلول مائي

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

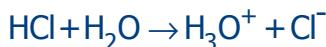
و لقياس أكثر دقة يستعمل الـ pH - متر.



III . التفاعلات الكلية و التفاعلات غير الكلية

• مثال لتفاعل كلي

نعتبر تفاعل كلورور الهيدروجين HCl مع الماء الذي معادلته:



نشئ جدول تقدم هذا التفاعل:

3 التحولات الكيميائية التي تحدث في المذيبين

$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$				معادلة التفاعل
$c.V$	وافرة	0	0	كمية المادة في الحالة البدئية $t = 0$
$c.V - x$	وافرة	x	x	كمية المادة خلال التحول
$c.V - x_f$	وافرة	x_f	x_f	كمية المادة في الحالة النهائية

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

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

و باعتبار جدول التقدم نستنتج التقدم النهائي:
حيث V حجم محلول.

- HCl هو المتفاعل الحدي، إذن التقدم الأقصى للتفاعل هو:

$$x_f = x_{\max} \quad \text{نستنتج:} \quad \text{ما يعني أن التفاعل كلي (أو تام).}$$

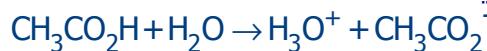
يعتبر تحول كيميائي كليا إذا كان التقدم النهائي للتفاعل المقرر بهذا التحول مساويا

تعريف

لتقدمه الأقصى:

• مثال لتفاعل غير كلي

نعتبر تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء الذي معادله:



نشئ جدول التقدم لهذا التفاعل:

$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$				معادلة التفاعل
$c.V$	وافرة	0	0	كمية المادة في الحالة البدئية $t = 0$
$c.V - x$	وافرة	x	x	كمية المادة خلال التحول
$c.V - x_f$	وافرة	x_f	x_f	كمية المادة في الحالة النهائية

- قياس pH محلول مائي لحمض الإيثانويك يعطي:

$$x_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \quad V < cV \quad \text{و باعتبار جدول التقدم نستنتج التقدم النهائي:}$$

- CH_3COOH هو المتفاعل الحدي، إذن التقدم الأقصى للتفاعل هو:

$$x_f < x_{\max} \quad \text{نستنتج:} \quad \text{ما يعني أن التفاعل غير كلي (أو محدود).}$$

• نسبة التقدم النهائي

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

نسبة التقدم النهائي لتحول كيميائي تساوي النسبة التالية:

تعريف

$$0 < \tau \leq 1$$

بحيث:

τ عدد بدون وحدة يمكن التعبير عنه بنسبة مئوية.

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

- في حالة تفاعل حمض الإيثانوليك $\tau < 1$ ، 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 المُنحِّين

مثال: التفاعل بين حمض الإيثانوليك والماء غير كلي لأنَّه يُحدَث في كلا المُنحِّين.

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



الرمز \rightleftharpoons يعني هنا أن التفاعلين:



- يحدثان في آن واحد.

كل تفاعل يكون تقدمة النهائي مختلفاً عن تقدمه الأقصى هو تفاعل محدود.

تعريف

يقترن بكل تحول كيميائي محدود تفاعل يحدث في المُنحِّين:



• مفهوم التوازن الكيميائي

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

تعريف

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

• التفسير الحركي للتوازن كيميائي

نعتبر التوازن الكيميائي المقرر بتفاعل حمض الإيثانويك مع الماء:



خلال التفاعل المباشر يتناقص تركيز الحمض و بالتالي تنخفض سرعته في حين تتزايد تركيز النواتج فترتفع سرعة التفاعل المعاكس إلى أن تصبح سرعاتها متساوين حيث تصل المجموعة الكيميائية إلى حالة التوازن الكيميائي : حيث تبقى تركيز مكونات الخليط ثابتة ظاهرياً لكن على المستوى микروسكوبي يستمر التفاعلات بنفس السرعة: نقول أن التوازن ديناميكي.

تمارين

تمرين 1

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

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

قياس pH لهذا محلول 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

الملاحظتان التجريبيتان التاليتان:

- يشير محوار إلى ارتفاع في درجة الحرارة،

- بعد رجوع درجة الحرارة إلى قيمتها البدئية تفاص قيمته pH الخلط بواسطة pH - متر فيشير إلى القيمة $pH = 4,1$.

1- أكتب معادلة التفاعل حمض- قاعدة الحاصل بين محلولين.

2- أنشئ جدول التقدم لهذا التحول.

3- أحسب التركيز النهائي للأيونات الأكسنيوم في الخليط ثم استنتاج قيمة التقدم النهائي للتفاعل.

4- أحسب نسبة التقدم النهائي.

5- استنتاج مميزات التحول المدروس.

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

- أكتب معادلة تفاعل الأمونياك مع الماء.
- بين أن الأمونياك لا يتفاعل كلها مع الماء بتحديد نسبة التقدم النهائي.
- كيف يمكن إعداد محلول S_2 حجمه $V_2 = 100 \text{ ml}$ و تركيزه $c_2 = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$ انطلاقاً من حجم V_1 من محلول S_1 ؟

اشرح الطريقة مع تحديد الحجم V_1 .

المحلول S_2 يساوي $pH = 10,4$.

- حدد نسبة التقدم النهائي لتفاعل الأمونياك مع الماء في حالة محلول S_2 .
- استنتج تأثير التخفيف على تفاعل الأمونياك مع الماء.

المعطيات: $\text{NH}_4^+ / \text{NH}_3$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$