

## 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:

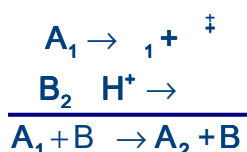


الرمز  $\rightleftharpoons$  يلخص التحولين الممكنين:  $A \rightarrow B + H^+$   
 $B + H^+ \rightarrow A$

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

## 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

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

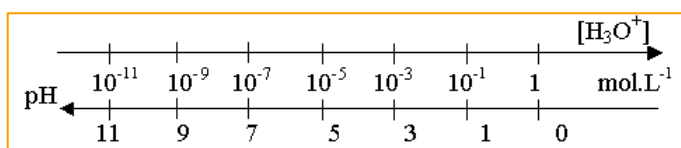
حسب العلاقة التالية:

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:

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

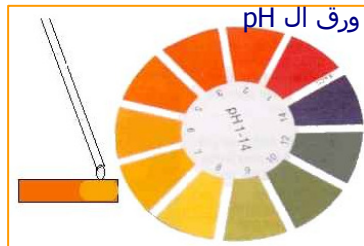
### • قياس pH محلول مائي

يمكن تحديد قيمة تقريبية ل pH محلول مائي باستعمال ورق ال pH.

و لقياس أكثر دقة يستعمل ال pH - متر.



pH - متر



ورق ال pH

## III . التفاعلات الكلية و التفاعلات غير الكلية

### • مثال لتفاعل كلي

نعتبر تفاعل كلورور الهيدروجين HCl مع الماء الذي معادلته:



ننشئ جدول تقدم هذا التفاعل:

HCl + H <sub>2</sub> O → Cl <sup>-</sup> + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>				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 <sub>f</sub>	وافرة	x <sub>f</sub>	x <sub>f</sub>	كمية المادة في الحالة النهائية

▪ قياس pH محلول مائي لحمض الكلوريدريك تركيزه c معلوم يمكن من تحديد التركيز النهائي لأيونات الأكسنيوم و نتوصل 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:  $x_f = n_f(\text{H}_3\text{O}^+) = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V = cV$   
حيث V حجم المحلول.

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

$$x_f = x_{\max} \quad \text{▪ نستنتج:}$$

ما يعني أن التفاعل كلي ( أو تام ).

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

**تعريف**

لتقدمه الأقصى:

$$x_f = x_{\max}$$

### • مثال لتفاعل غير كلي

نعتبر تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء الذي معادلته:



ننشئ جدول تقدم هذا التفاعل:

CH <sub>3</sub> COOH + H <sub>2</sub> O → CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> + H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>				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 <sub>f</sub>	وافرة	x <sub>f</sub>	x <sub>f</sub>	كمية المادة في الحالة النهائية

▪ 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:

$$x_f = [\text{H}_3\text{O}^+]_f \cdot V < cV$$

▪ CH<sub>3</sub>COOH هو المتفاعل الحدي، إذن التقدم الأقصى للتفاعل هو:  $x_{\max} = n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = cV$

$$x_f < x_{\max} \quad \text{▪ نستنتج:}$$

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:

$\tau$  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 المنحني

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

التفاعل المعاكس يعد 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: نسبي هذه الحالة حالة توازن كيميائي للمجموعة.

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

### • 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  $\text{CH}_2\text{ClCO}_2\text{H}$ ،

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

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.

**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 كلياً مع الماء بتحديد نسبة التقدم النهائي.
- 3- كيف يمكن إعداد محلول  $S_2$  حجمه  $V_2 = 100 \text{ ml}$  و تركيزه  $c_2 = 4,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$  انطلاقاً 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

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