

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:

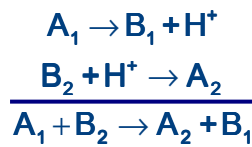


الرمز \rightleftharpoons يلخص التحولين الممكنين: $A \rightarrow B + H^+$
 $B + H^+ \rightarrow A$

• 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

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

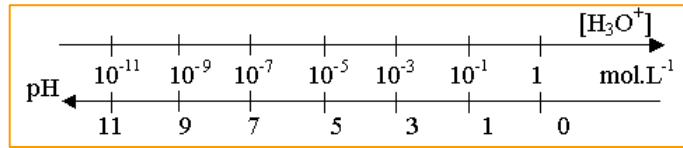
حسب العلاقة التالية:

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 لـ pH محلول مائي باستعمال ورق الـ pH.

و لقياس أكثر دقة يستعمل الـ pH - متر.



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:

HCl + H ₂ O → Cl ⁻ + H ₃ 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 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

$$x_f = x_{\max}$$

لتقدمه الأقصى:

• مثال لتفاعل غير كلي

نعتبر تفاعل حمض الإيثانويك مع الماء الذي معادلته:



ننشئ جدول تقدم هذا التفاعل:

CH ₃ COOH + H ₂ O → CH ₃ COO ⁻ + H ₃ 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: $\text{pH} \neq -\log c$ أي: $[\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{pH}} < c$

و باعتبار جدول التقدم نستنتج التقدم النهائي:

▪ CH₃COOH هو المتفاعل الحدي، إذن التقدم الأقصى للتفاعل هو: $x_{\max} = n_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = cV$

$$x_f < x_{\max}$$

▪ 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:

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 CH_3CO_2H 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.

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.