

التحولات الكيميائية التي تحدث في منحنيين

1- تعريف حمض وقاعدة حسب برونشتيد :

نسمي حمض ، حسب برونشتيد ، كل نوع كيميائي قادر على فقدان بروتون H^+ خلال تفاعل كيميائي . $AH \rightleftharpoons A^- + H^+$
نسمي قاعدة ، حسب برونشتيد ، كل نوع كيميائي قادر على اكتساب بروتون H^+ خلال تحول كيميائي . $B + H^+ \rightleftharpoons BH^+$

2- المزدوجة حمض-قاعدة :

عندما يفقد الحمض AH بروتونا ينتج عن ذلك قاعدة A^- تسمى القاعدة المرافقة للحمض AH .
عندما تكتسب القاعدة B بروتونا H^+ ، ينتج عن ذلك حمض BH^+ يسمى الحمض المرافق للقاعدة B .
تعرف المزدوجة حمض-قاعدة A^- / HA أو BH^+ / B بنصص المعادلة حمض -قاعدة :

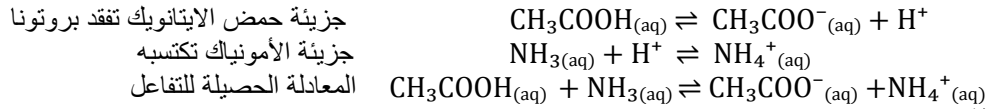


3- التفاعل حمض-قاعدة :

يتميز تفاعل حمض-قاعدة بانتقال بروتون H^+ من حمض المزدوجة AH/A^- الى قاعدة المزدوجة BH^+/B وفق المعادلة :
 $AH + B \rightleftharpoons BH^+ + A^-$

مثال :

التفاعل بين حمض الايثانويك CH_3COOH و الأمونياك NH_3 :



ملحوظة

الأمفوليت هو كل نوع كيميائي قادر على اكتساب أو منح بروتونا H^+ .

- ✓ عندما نمزج حمضا مع الماء فان الماء يلعب دور قاعدة فيكتسب H^+ : $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$
- ✓ عندما نمزج قاعدة B مع الماء فان الماء يلعب دور حمض فيحرر H^+ : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + HO^-$
- ✓ أثناء التفاعلات الماء تارة يلعب دور حمض الماء وتارة أخرى يلعب دور قاعدة وبالتالي فهو يسمى أمفوليت .

4- تعريف PH محلول مائي :

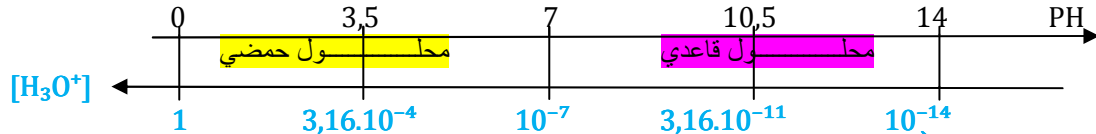
تتميز المحاليل الحمضية والقاعدية بمقدار يسمى PH المحلول .

يعرف PH محلول مائي بالعلاقة : $PH = -\log[H_3O^+]$ تكافئ هذه العلاقة : $[H_3O^+] = 10^{-PH}$

حيث $[H_3O^+]$ يمثل التركيز الفعلي لأيونات الأوكسونيوم المعبر عنه بـ mol/l و PH مقدار موجب بدون وحدة

$$0 < PH < 14$$

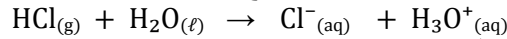
يمكن هاتين العلاقتين من تحديد تركيز أيونات H_3O^+ بمعرفة PH المحلول أو تحديد PH المحلول بمعرفة تركيز H_3O^+ .
كلما ارتفعت قيمة PH كلما انخفض تركيز أيونات H_3O^+ والعكس صحيح .



5- التحولات الكلية والتحولات غير الكلية :

1-5 التحول الكلي :

نعتبر تحول كلورور الهيدروجين HCl مع الماء معادلة تفاعله تكتب :



ننشئ الجدول الوصفي :

$HCl_{(g)}$	+	$H_2O_{(l)} \rightarrow Cl^-_{(aq)}$	+	$H_3O^+_{(aq)}$	معادلة التفاعل
cV		بوفرة	0	0	كمية المادة في الحالة البدئية
$cV-x$		بوفرة	x	x	كمية المادة خلال التحول
$cV-x_f$		بوفرة	x_f	x_f	كمية المادة في الحالة النهائية

قياس PH محلول مائي لحمض الكلوريدريك تركيزه c معلوم يمكن من تحديد التركيز النهائي لأيونات الأوكسونيوم نكتب :

$$n_f(H_3O^+) = 10^{-PH} \cdot V \quad \text{اذن} \quad [H_3O^+]_f = 10^{-PH} = c$$

$$x_f = n_f(H_3O^+) = 10^{-PH} \cdot V$$

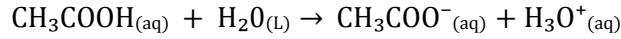
$$x_{max} = cV \quad \text{هو المتفاعل الحدي اذن التقدم الأقصى للتفاعل هو} :$$

نستنتج : $x_f = x_{max}$ وبالتالي فان التفاعل كلي (أو تام) .

تعريف :

يكون التحول الكيميائي كلياً اذا كان التقدم النهائي للتفاعل المقرون بهذا التحول مساوياً لتقدمه الأقصى : $x_f = x_{max}$.
2-5 التحول غير الكلي :

نعتبر التفاعل بين حمض الايثانويك والماء معادلة تفاعله تكتب :



الجدول الوصفي للتقدم :

$\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(L)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)}$				معادلة التفاعل
cV	بوفرة	0	0	كمية المادة في الحالة البدئية
cV-x	بوفرة	x	x	كمية المادة خلال التحول
cV-x _f	بوفرة	x _f	x _f	كمية المادة في الحالة النهائية

قياس PH لحمض الايثانويك يعطي : $\text{PH} = -\log c [\text{H}_3\text{O}^+]_f = 10^{-\text{PH}} < c$ أي

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

CH₃COOH هو المتفاعل الحدي فالتقدم الأقصى يكتب : $x_{\text{max}} = cV$

نستنتج : $x_{\text{max}} < x_f$

اذن التفاعل غير كلي (أو محدود).

تعريف :

يكون التحول الكيميائي غير كلياً اذا كان التقدم النهائي المقرون بهذا التفاعل أصغر من التقدم الأقصى نكتب في هذه

الحالة : $x_f < x_{\text{max}}$

3-5 نسبة التقدم النهائي :

نسبة التقدم النهائي τ لتفاعل هي خارج قسمة التقدم النهائي x_f لتفاعل على تقدمه الأقصى x_{max} .

وهو مقدار بدون وحدة $0 \leq \tau \leq 1$

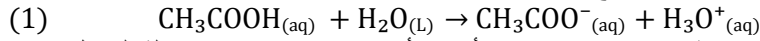
✓ اذا كان $\tau = 1$ فان $\frac{x_f}{x_{\text{max}}} = 1$ أي $x_f = x_{\text{max}}$ اذن التفاعل كلي .

✓ اذا كان $\tau < 1$ فان $\frac{x_f}{x_{\text{max}}} < 1$ أي $x_f < x_{\text{max}}$ اذن التفاعل محدود .

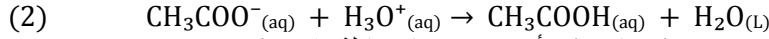
✓ اذا كان $\tau = 0$ لم يحدث أي تفاعل .

4-5 توازن مجموعة كيميائية :

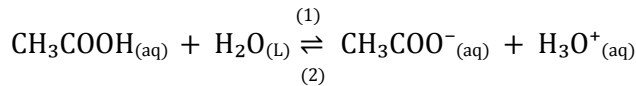
عندما نمزج حمض الايثانويك مع الماء فان معادلة التفاعل تكتب :



عندما نمزج ايون الايثانوات CH_3COO^- مع أيون الأوكسونيوم H_3O^+ فان معادلة التفاعل تكتب :



التفاعلات (1) و (2) عكوسان يمكن أن نعبر عنهما بمعادلة واحدة تكتب :



المنحى (1) يسمى المنحى المباشر.

المنحى (2) يسمى المنحى غير المباشر.

مفهوم التوازن الكيميائي :

عندما تتواجد المتفاعلات والنواتج معا في الحالة النهائية بنسب ثابتة ، يكون عدد الدقائق المختلفة بالتفاعل في المنحى

المباشر مساويا لعدد الدقائق المتكونة بالتفاعل في المنحى غير المباشر.

تعريف :

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

التفسير الحركي لتوازن كيميائي :

خلال التفاعل المباشر يتناقص تركيز الحمض وبالتالي تنخفض سرعته في حين تتزايد تركيز النواتج فترفع سرعة التفاعل

المعكوس الى أن تصبح سرعتهما متساويين حيث تصل المجموعة الكيميائية الى حالة التوازن الكيميائي حيث تبقى تراكيز .

مكونات الخليط ثابتة ظاهريا ، لكن على المستوى الميكروسكوبي يستمر التفاعل بنفس السرعة : نقول ان التوازن ديناميكي

خلاصة

لمعرفة التفاعل تاما ام محدودا نقارن التقدم النهائي x_f مع التقدم الأقصى x_{max} :

➤ اذا كان $x_f = x_{\text{max}}$ فالتفاعل تاما والمعادلة تكتب بسهم واحد .

➤ اذا كان $x_f < x_{\text{max}}$ فالتفاعل محدود والمعادلة تكتب بسهمين .