

2. pH المحلول : $pH = -\log [H_3O^+]$

3. التفاعلات الكلية و غير الكلية :

$$\tau = \frac{x_f}{x_m} : \text{نسبة التقدم النهائي } \tau$$

➤ $\tau < 1$ التفاعل غير كلي

➤ $\tau = 1$ التفاعل كلي

4. حالة توازن مجموعة كيميائية :



$$Q_r = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} : \text{هو}$$

✓ تمثل فقط الأنواع المذابة

✓ الأجسام الصلبة و الماء بالعدد 1 .

$$Q_{r, \text{éq}} = \frac{[C]_{\text{éq}}^c [D]_{\text{éq}}^d}{[A]_{\text{éq}}^a [B]_{\text{éq}}^b} : \text{4.2 خارج التفاعل عند التوازن:}$$

$$4.3 \text{ المواصلة } G : G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U} \text{ الوحدة: } S \text{ سمنس}$$

$$G = \sigma \cdot \frac{S}{l}$$

$$4.4 \text{ موصلية محلول } (M^+ + X^-) : \sigma = \lambda_{M^+} [M^+] + \lambda_{X^-} [X^-]$$

$$4.5 \text{ ثابتة التوازن } K : K = Q_{r, \text{éq}}$$

5. التحولات المقرونة بالتفاعلات حمض-قاعدة في محلول مائي :

$$5.1 \text{ الهداء الأيوني للماء: } Ke = [H_3O^+] \cdot [HO^-]$$

$$\text{عند درجة } 25^\circ : Ke = 10^{-14}$$

محلول قاعدي	محلول محايد	محلول حمضي
$[H_3O^+] < [HO^-]$	$[H_3O^+] = [HO^-]$	$[H_3O^+] > [HO^-]$
$pH > \frac{1}{2} pKe$	$pH = \frac{1}{2} pKe$	$pH < \frac{1}{2} pKe$

5.2 ثابتة الحمضية للمزدوجة AH/A^- :

$$K_A = \frac{[A^-]_{\text{éq}} [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}$$

$$K_A = 10^{-pK_A} \text{ و } pK_A = -\log K_A$$

$$pH = pK_A + \log \frac{[A^-]_{\text{éq}} [H_3O^+]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}}$$

5.3 سلوك الأحماض في المحاليل :

بالنسبة للأحماض في محاليل مائية لها نفس التركيز تكون نسبة التقدم أكبر كلما كانت pH المحلول ضعيفا أي pK_A ضعيفا.

5.4 سلوك القواعد في المحاليل :

بالنسبة للقواعد في محاليل مائية لها نفس التركيز تكون نسبة التقدم أكبر كلما كانت pH المحلول أكبر أي pK_A كبيرة.

ثابتة التوازن للتفاعل بين مزدوجتين A_1H/A_1^- و A_2H/A_2^- :

$$K = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}} = \frac{10^{-pK_{A_1}}}{10^{-pK_{A_2}}} = 10^{pK_{A_2} - pK_{A_1}} : \text{هو } A_1H + A_2^- \rightarrow A_1^- + A_2H$$

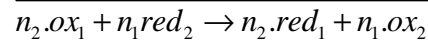
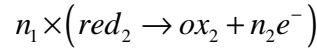
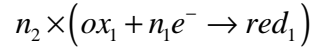
الجزء 1 : التحولات السريعة و التحولات البطيئة لمجموعة كيميائية

1. الأكسدة و الاختزال :

تعريف: تفاعل الأكسدة - الاختزال هو انتقال إلكترونات بين متفاعلين

المؤكسد : نوع كيميائي قادر على كسب إلكترون أو أكثر
المختزل : نوع كيميائي قادر على فقدان إلكترون أو أكثر

معادلة التفاعل بين المزدوجتين ox_1/red_1 و ox_2/red_2



2. العوامل الحركية :

يكون تطور المجموعة الكيميائية أسرع كلما كانت :

- التراكيز البدئية للمفاعلات أكبر.
- درجة الحرارة مرتفعة .

3. التبع الزمني لتحول كيميائي :

1.3 - الطرق المستعملة في الحركية الكيميائية :

1.1.3. طرق فيزيائية:

- قياس المواصلة
- قياس pH
- قياس الحجم أو الضغط
- قياس الطيف الضوئي

2.1.3. طرق كيميائية:

- المعايرة

4. السرعة الحجمية لتفاعل عند لحظة t : $v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$

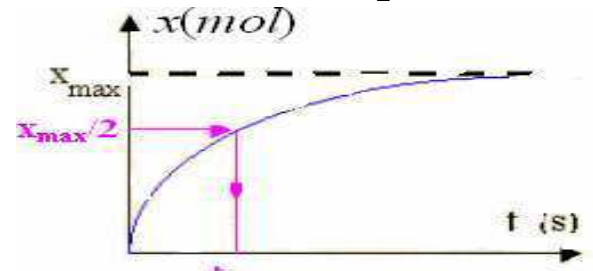
الوحدة $mol \cdot s^{-1} \cdot l^{-1}$

يحدد $\frac{dx}{dt}$ مبيانيا هو المعامل الموجه للمماس عند اللحظة t

لمنحنى الدالة $x = f(t)$

5. زمن نصف التفاعل : هي المدة الزمنية لكي يصبح $x = \frac{x_f}{2}$ ،

إذا كان التفاعل كليا $x = \frac{x_m}{2}$



الجزء 2 : التحولات غير الكلية لمجموعة كيميائية

1. التفاعلات الحمضية - القاعدية :

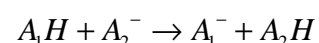
1.1. الحمض: نوع كيميائي قادر على تحرير بروتون H^+

القاعدة: نوع كيميائي قادر على اكتساب بروتون H^+

تفاعل الحمض AH مع الماء : $AH + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$

تفاعل القاعدة B مع الماء : $B + H_2O \rightarrow BH^+ + HO^-$

التفاعل بين المزدوجتين A_1H/A_1^- و A_2H/A_2^- :



مزدوجة و مختزل المزدوجة الأخرى :

➤ بجوار الأنود (القطب السالب) تحدث تفاعل الأكسدة.
➤ بجوار الكاتود (القطب الموجب) تحدث تفاعل الاختزال

3. تطور المجموعة الكيميائية :

• العمود، خلال اشتغاله، عبارة عن مجموعة كيميائية في غير توازن ،
يتزايد خارج التفاعل Q_r و يؤول الى ثابتة التوازن K المقرونة بالتفاعل
الحاصل في العمود.

• عند التوازن يصعب العمود مستهلكا

$$2.4. \text{ كمية الكهرباء : } Q = I \cdot \Delta t$$

$$2.5. \text{ الفاردي : } F = N_a \cdot e$$

$$2.6. \text{ كمية مادة الالكترونات : } n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{I \cdot \Delta t}{F} = \frac{I \cdot \Delta t}{N_a \cdot e}$$

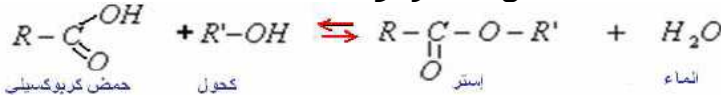
الجزء 4 : كيفية التحكم في تطور المجموعات الكيميائية

1.

كحول	حمض كربوكسيل	إستر	أندريد الحمض
$R'-OH$	$R-C(=O)OH$	$R-C(=O)-O-R'$	$R-C(=O)-O-C(=O)-R$
ألكان-رقم - أول	حمض ألكانويك	ألكانات الألكيل	أندريد ألكانويك

2. تفاعلات الأسترة و الحلمة :

2.1. معادلة تفاعل الأسترة و الحلمة :

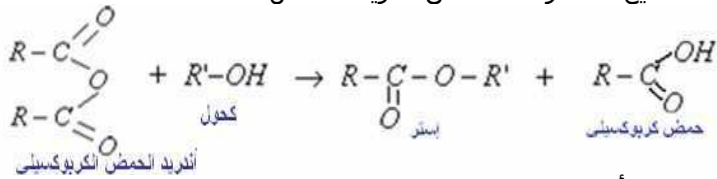


$$3. \text{ مردود تحول كيميائي : } r = \frac{n_{\text{exp}}}{n_{\text{th}}} = \frac{x_f}{x_m}$$

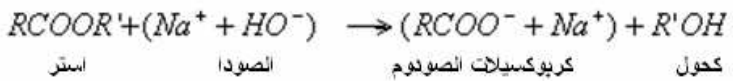
4. التحكم في تفاعل كيميائي :

1. تحسين المردود	2. رفع سرعة التفاعل
• زيادة كمية مادة أحد المتفاعلين بالنسبة للآخر	• رفع درجة حرارة الوسط التفاعلي
• إزالة أحد الناتجين خلال تكونه	• إضافة حفاز إلى الوسط التفاعلي

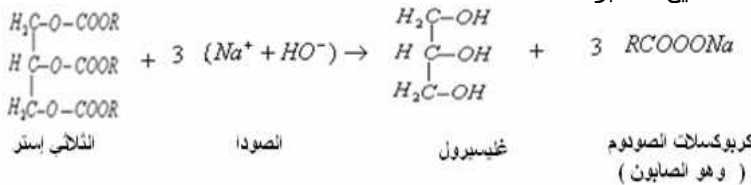
5. تصنيع الإستر انطلاقا من أندريد الحمض



6. الحلمة القاعدية لآسترات : تصبن الإستر :



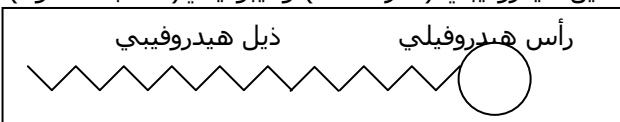
7. تصنيع الصابون :



تتكون أيونات الكربوكسيلات لصابون من جزئين :

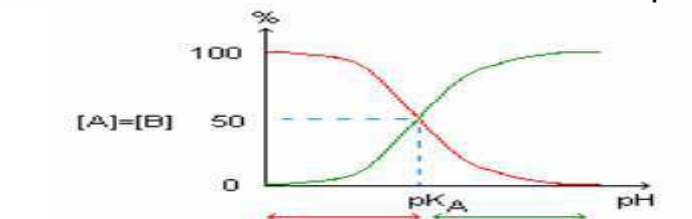
➤ رأس قطبي هيدروفيلي (محب للماء)

➤ ذيل هيدروفوبي (كاره للماء) و ليوفيلي (محب للدهون)



5.5. مخطط الهيمنة والتوزيع :

مجال هيمنة الحمض A $pH = pK_A$ مجال هيمنة القاعدة B

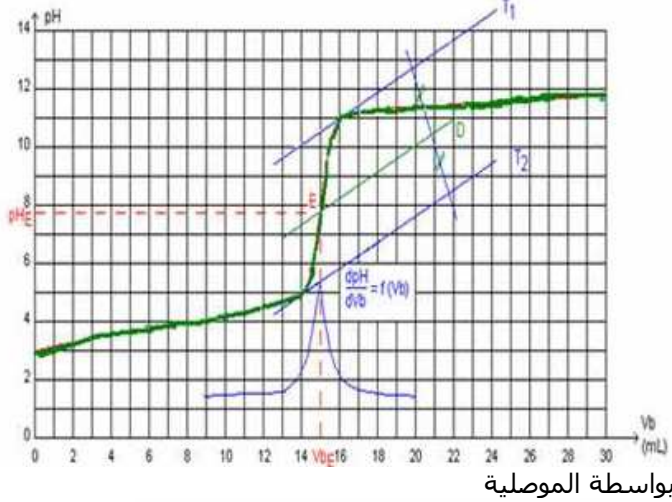


القاعدة B هي المهيمنة. الحمض A هو المهيمن.

المعايرة :

نقطة التكافؤ :

بواسطة pH المحلول



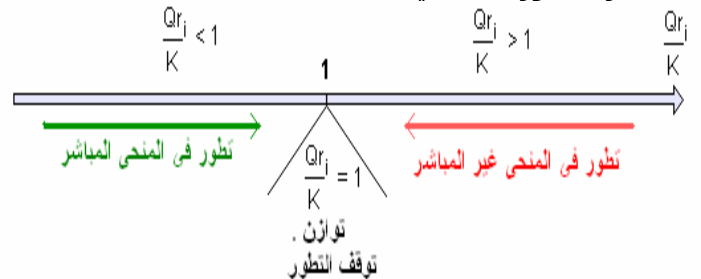
بواسطة الموصلية



علاقة التكافؤ :

الجزء 3 : منحى تطور مجموعة كيميائية

1. معيار التطور التلقائي



2. التحولات التلقائية في الأعمدة و تحصيل الطاقة :

2.1. الانتقال التلقائي للالكترونات :

في حالة تفاعل أكسدة - اختزال يمكن تطبيق معيار التطور التلقائي من معرفة منحى الانتقال المباشر أو غير المباشر للالكترونات.

• 2.2. تكوين و اشتغال عمود : يتكون العمود من :

➤ نصف عمود ن يحتوي كل منهما على نوعين كيميائيين يكونان مزدوجة مختزل/ مؤكسد.

➤ وصلة كهر كيميائية تسمى قنطرة ملحبة

• خلال اشتغال العمود يحدث انتقال تلقائي الكتروني بين مؤكسد

المثال 2 : تفاعل القاعدة B مع الماء

معادلة التفاعل				معادلة التفاعل	
$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + HO^-$					
كمية المادة بالمول				التقدم	حالة المجموعة
$n_i = CV$	وفير	0	0	0	حالة بدئية
$CV - x$	وفير	x	x	x	حالة بينية
$CV - x_f$	وفير	x_f	x_f	x_f	حالة نهائية

دراسة التطور بواسطة pH :

$$[HO^-]_f = [BH^+]_f = \frac{n(HO^-)_f}{V} = \frac{n(BH^+)_f}{V} = \frac{x_f}{V}$$

$$[HO^-]_f = \frac{Ke}{[H_3O^+]_f} = \frac{10^{-14}}{10^{-pH}} = 10^{pH-14}$$

نسبة التقدم النهائي :

$$x_f = [HO^-]_f \cdot V$$

$$CV - x_m = 0 \Rightarrow x_m = CV$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_m} = \frac{[HO^-]_f \cdot V}{CV} = \frac{[HO^-]_f}{C} = \frac{10^{pH-14}}{C}$$

$$[B]_f = \frac{n(B)_f}{V} = \frac{CV - x_f}{V}$$

$$= \frac{CV - [HO^-]_f \cdot V}{V} = C - [HO^-]_f$$

تعبير خارج التفاعل عند التوازن (نعتبر التفاعل غير كلي)

$$k = Q_{r, \text{éq}} = \frac{[BH^+]_{\text{éq}} [HO^-]_{\text{éq}}}{[B]_{\text{éq}}} = \frac{[HO^-]_{\text{éq}}^2}{[B]_{\text{éq}}}$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_m} \Rightarrow x_f = \tau \cdot x_m = \tau \cdot C \cdot V$$

$$[HO^-]_{\text{éq}} = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau \cdot C \cdot V}{V} = \tau \cdot C$$

$$[B]_{\text{éq}} = \frac{CV - x_f}{V} = C - [HO^-]_{\text{éq}} = C - \tau C = C(1 - \tau)$$

$$k = Q_{r, \text{éq}} = \frac{(\tau \cdot C)^2}{C(1 - \tau)} = \frac{\tau^2 C}{1 - \tau}$$

تعبير ثابتة الحمضية للمزدوجة BH^+/B :

$$K = \frac{Ke}{Ka} \Rightarrow Ka = \frac{Ke}{K} = \frac{1 - \tau}{\tau^2 C} Ke$$

المثال 1: تفاعل الحمض AH مع الماء

جدول التطور

معادلة التفاعل				معادلة التفاعل	
$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$					
كمية المادة بالمول				التقدم	حالة المجموعة
$n_i = CV$	وفير	0	0	0	حالة بدئية
$CV - x$	وفير	x	x	x	حالة بينية
$CV - x_f$	وفير	x_f	x_f	x_f	حالة نهائية

دراسة التطور بواسطة pH :

$$[H_3O^+]_f = [A^-]_f = \frac{n(H_3O^+)_f}{V} = \frac{n(A^-)_f}{V} = \frac{x_f}{V} = 10^{-pH}$$

$$x_f = [H_3O^+]_f \cdot V$$

$$CV - x_m = 0 \Rightarrow x_m = CV$$

نسبة التقدم النهائي :

$$\tau = \frac{x_f}{x_m} = \frac{[H_3O^+]_f \cdot V}{CV} = \frac{[H_3O^+]_f}{C} = \frac{10^{-pH}}{C}$$

 $\tau < 1$ التفاعل غير كلي $\tau = 1$ التفاعل كلي

$$[AH]_f = \frac{n(AH)_f}{V} = \frac{CV - x_f}{V}$$

$$= \frac{CV - [H_3O^+]_f \cdot V}{V} = C - [H_3O^+]_f$$

تعبير خارج التفاعل عند التوازن (نعتبر التفاعل غير كلي)

$$Q_{r, \text{éq}} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}} [A^-]_{\text{éq}}}{[AH]_{\text{éq}}} = \frac{[H_3O^+]_{\text{éq}}^2}{[AH]_{\text{éq}}}$$

$$\tau = \frac{x_f}{x_m} \Rightarrow x_f = \tau \cdot x_m = \tau \cdot C \cdot V$$

$$[H_3O^+]_{\text{éq}} = \frac{x_f}{V} = \frac{\tau \cdot C \cdot V}{V} = \tau \cdot C$$

$$[AH]_{\text{éq}} = \frac{CV - x_f}{V} = C - [H_3O^+]_{\text{éq}} = C - \tau C = C(1 - \tau)$$

$$Q_{r, \text{éq}} = \frac{(\tau \cdot C)^2}{C(1 - \tau)} = \frac{\tau^2 C}{1 - \tau}$$

دراسة التطور بواسطة الموصلية :

موصلية المحلول (محلول الحمض)

$$\sigma = \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+] + \lambda_{A^-} [A^-]$$

$$[H_3O^+] = [A^-] = \frac{x}{V}$$

$$\Rightarrow \sigma = \left(\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-} \right) \frac{x}{V}$$

$$\Rightarrow [H_3O^+] = [A^-] = \frac{x}{V} = \frac{\sigma}{\lambda_{H_3O^+} + \lambda_{A^-}}$$

$$K = \frac{[A^-]}{[AH][HO^-]} = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH][HO^-][H_3O^+]} = \frac{K_A}{ke}$$

وثابتة هذا التوازن :

المثال 3: معايرة محلول حمض AH يتفاعل جزئياً مع الماء بمحول قاعدة تتفاعل كلياً في الماء

جدول التطور

معادلة التفاعل				معايرة التفاعل	
$AH + HO^- \rightleftharpoons A^- + H_2O$				التقدم	حالة المجموعة
كمية المادة بالمول				0	0
$C_a V_a$	$C_b V_b$	0	0	0	حالة بدئية
$C_a V_a - x$	$C_b V_b - x$	x	x	x	حالة بينية
$C_a V_a - x_f$	$C_b V_b - x_f$	x_f	x_f	x_f	حالة نهائية

عند التكافؤ: لدينا $C_a V_a - x_m = 0$ و $C_b V_b - x_m = 0$

$$\Rightarrow x_m = C_a V_a = C_b V_b$$

$$\Rightarrow [A^-]_f = \frac{x_m}{V_a + V_{bE}} = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}} = \frac{C_b V_b}{V_a + V_{bE}}$$

المثال 4: التفاعل بين كربونات الكالسيوم و محلول حمض الكلوريدريك

معادلة التفاعل					معايرة التفاعل	
$CaCO_3 + 2H_3O^+ \rightarrow Ca^{2+} + CO_2 + 3H_2O$					التقدم	حالة المجموعة
كمية المادة بالمول					0	0
n_i	$C.V$	0	0	0	0	حالة بدئية
$n_i - x$	$C.V - x$	x	x	$3x$	x	حالة بينية
$n_i - x_f$	$C.V - x_f$	x_f	x_f	$3x_f$	x_f	حالة نهائية

تحديد التقدم الأقصى: $n_i(H_3O^+) = C.V$ و $n_i(CaCO_3) = \frac{m}{M}$

$$n_i(CaCO_3) - x_m = 0 \quad \text{أو} \quad n_i(H_3O^+) - x_m = 0$$

$$\Rightarrow x_m = \frac{m}{M} \quad \text{أو} \quad x_m = C.V$$

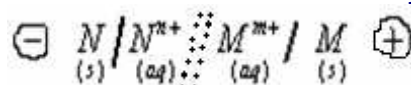
دراسة التطور بواسطة الحجم او الضغط :

حجم غاز ثاني أوكسيد الكربون المتكون يحقق المعادلة :

$$P_{CO_2} \cdot V_{CO_2} = n(CO_2) \cdot R.T$$

$$x = n(CO_2) = \frac{P_{CO_2} \cdot V_{CO_2}}{n(CO_2) \cdot R.T}$$

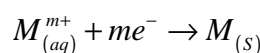
المثال 5: دراسة عمود



معادلة التفاعل				معايرة التفاعل	
$mN_{(s)} + nM_{(aq)}^{m+} \rightarrow mN_{(s)}^{n+} + nM_{(s)}$				التقدم	حالة المجموعة
كمية المادة بالمول				0	0
n_{1i}	n_{2i}	n_{3i}	n_{4i}	0	حالة بدئية
$n_{1i} - mx$	$n_{2i} - nx$	$n_{3i} + mx$	$n_{4i} + nx$	x	حالة بينية

$$Q_{r,i} = \frac{[N_{(aq)}^{n+}]_i^m}{[M_{(aq)}^{m+}]_i^n} = \frac{n_i(N_{(aq)}^{n+})}{V + V'} = \frac{C'V'}{CV}$$

نصفي المعادلتين الالكترونيتين: $N_{(s)} \rightarrow N_{(aq)}^{n+} + ne^-$



كمية مادة $M_{(s)}$ المتكون هي: $n(M_{(s)}) = nx$

من نصف المعادلة لدينا: $n(e^-) = \frac{n(e^-)}{m}$

إذن $n(e^-) = mnx$ و منه:

$$n(e^-) = \frac{Q}{F} = \frac{I\Delta t}{F} = \frac{I\Delta t}{N_A e} \Rightarrow x = \frac{I\Delta t}{mnF}$$

تذكير بالعلاقات:

كمية المادة (عدد المولات):

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

$$n(X) = \frac{N}{N_a}$$

$$n(X) = \frac{V(X)}{V_m}$$

التركيز المولي :

$$C = \frac{n(A)}{V_s}$$

$$[X] = \frac{n(X)}{V_s}$$

$$C_m = \frac{m}{V_s}$$

التركيز الكتلي:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

الكتلة الحجمية :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{eau}}$$

كثافة جسم بالنسبة للماء :

$$d = \frac{M}{29}$$

كثافة غاز بالنسبة للهواء:

الألكان	اسمه
CH_4	الميثان
C_2H_6	الايثان
C_3H_8	البروبان
C_4H_{10}	البوتان
C_5H_{12}	البنان
C_6H_{14}	الهكسان
C_7H_{16}	الهبتان