

2. pH المحلول : $pH = -\log [H_3O^+]$

3. التفاعلات الكلية و غير الكلية:

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

➤ $\tau < 1$ 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 .

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

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

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

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

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

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

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

عند درجة 25° : $Ke = 10^{-14}$

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 $\frac{AH}{A^-}$:

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

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

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

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 $\frac{A_1H}{A_1^-}$ و $\frac{A_2H}{A_2^-}$:

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

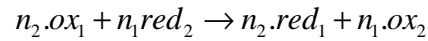
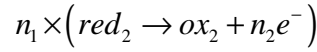
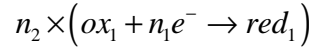
الجزء 1 : التحولات السريعة و التحولات البطيئة لمجموعة كيميائية

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_2/red_2 و ox_1/red_1



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 : $v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$

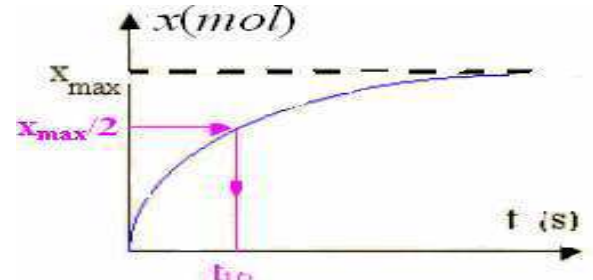
الوحدة $mol \cdot s^{-1} \cdot l^{-1}$

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 :

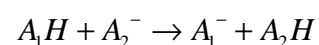
1.1. الحمض: نوع كيميائي قادر على تحرير بروتون H^+

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 $\frac{A_1H}{A_1^-}$ و $\frac{A_2H}{A_2^-}$:



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

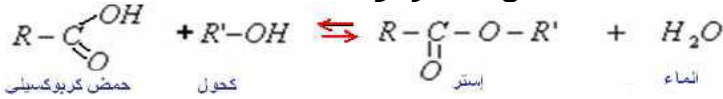
الجزء 4 : كيفية التحكم في تطور المجموعات الكيميائية

1.

كحول	حمض كاربوكسيلي	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 :

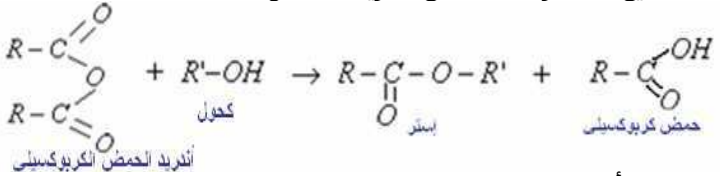
2.1 . معادلة تفاعل الأسترة و الحلمة :

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

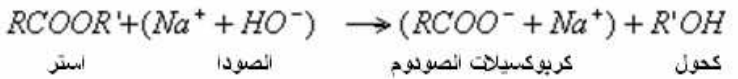
4 . التحكم في تفاعل كيميائي :

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

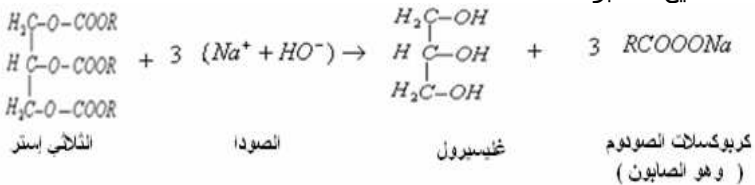
5 . تصنيع الإستر انطلاقا من أندريد الحمض



6 . الحلمة القاعدية لاسترات : تصبن الإستر :

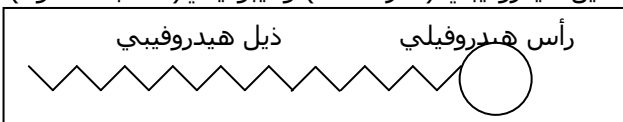


7 . تصنيع الصابون :

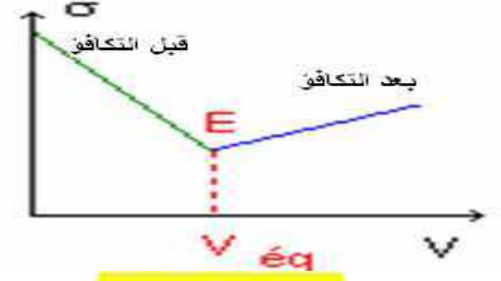
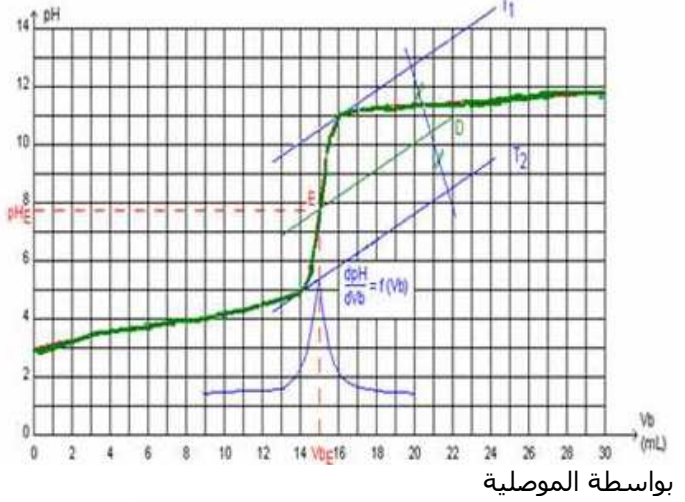
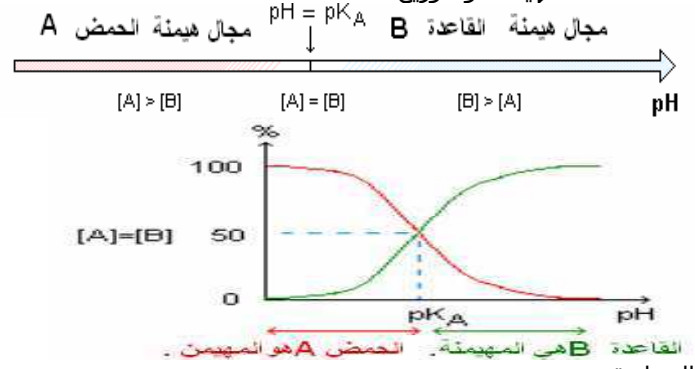


تتكون أيونات الكربوكسيلات لصابون من جزئين :

- > رأس قطبي هيدروفيلي (محب للماء)
- > ذيل هيدروفوبي (كاره للماء) و ليوفيلي (محب للدهون)

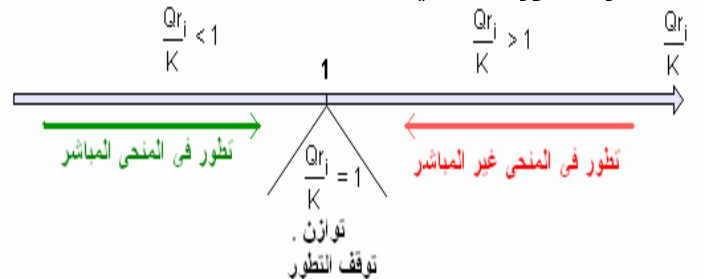


5.5. مخطط الهيمنة والتوزيع :

علاقة التكافؤ: $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$

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