

المستوى: 3 في 2 + ر + ر
المخلص رقم: 01

الوحدة 01 : المتابعة الزمنية
لتحول كيميائي في وسط مائي

المجال : التطورات
الترتبية

1 - مكنسبات قبالية :

1 - 1 - تركيز محلول مائي و كمية المادة :

1.1.1 - علاقة كمية المادة بالكتلة :

* حالة صلب أو سائل أو غاز :

$$n = \frac{m}{M} \quad (g \cdot mol^{-1}) \quad M : \text{الكتلة المولية الجزيئية} , m : \text{كتلة المادة} (g) , n : \text{كمية المادة} (mol)$$

1.1.2 - علاقة كمية المادة بحجم غاز :

* حالة غاز :

$$n = \frac{V_g}{V_M} \quad (L / mol) \quad V_M : \text{الحجم المولي} , V_g : \text{حجم الغاز} (L) , n : \text{كمية المادة} (mol)$$

1.1.3 - التركيز المولي والتركيز الكتلي لمحلول :

$$C = \frac{n}{V} \quad (mol \cdot L^{-1}) \quad n : \text{كمية المادة} (mol) , V : \text{حجم المحلول} (L) , C : \text{التركيز المولي}$$

$$C_m = \frac{m}{V} \quad (g \cdot L^{-1}) \quad m : \text{كتلة المادة} (g) , V : \text{حجم المحلول} (L) , C_m : \text{التركيز الكتلي}$$

1.1.4 - العلاقة بين التركيز المولي والتركيز الكتلي :

$$C = C_m \cdot M \quad (mol \cdot L^{-1}) \quad C_m : \text{التركيز الكتلي} (g \cdot L^{-1}) , M : \text{الكتلة المولية الجزيئية} (g \cdot mol^{-1})$$

$$C = \frac{10 \cdot P \cdot d}{M}$$

1.1.5 - علاقة التركيز المولي بدرجة النقاوة والكتافة :

$$C = \frac{P}{d} \quad (mol \cdot L^{-1}) \quad P : \text{درجة النقاوة} (\%) , d : \text{كتافة المذاب بالنسبة للماء} , M : \text{الكتلة المولية الجزيئية} (g \cdot mol^{-1})$$

$$V_{eau} = V_2 - V_1 \quad , \quad C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad : \text{قانون التمديد} \quad 1.1.6$$

$$C_1 : \text{التركيز المولي للمحلول قبل التمديد} (mol \cdot L^{-1}) , V_1 : \text{حجم المحلول قبل التمديد} (L) , C_2 : \text{التركيز المولي للمحلول بعد التمديد} (mol \cdot L^{-1}) , V_2 : \text{حجم المحلول بعد التمديد} (L)$$

$$F = \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

1.1.7 - معامل التمديد F :

$$PV = nRT$$

1.1.8 - القانون العام للغاز المثالي :

$$P : \text{ضغط الغاز} (Pa) , V : \text{حجم الغاز} (m^3) , n : \text{كمية المادة} (mol) , R : \text{ثابت الغاز المثالي} , T : \text{درجة الحرارة المطلقة (كلفن)} (K^0)$$

$$T(^{\circ}K) = t(^{\circ}C) + 273$$

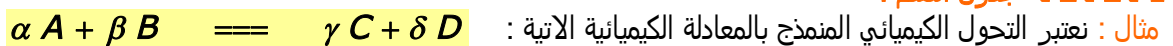
$$R = 8.31 \frac{Pa \cdot m^3}{mole \cdot K^0} = 0.082 \frac{L \cdot atm}{mole \cdot K^0}$$

$$t (^{\circ}C) : \text{درجة الحرارة المئوية} ({}^{\circ}C) \text{ سلسيس} .$$

1.2 - تقدم التفاعل وجدول التقدم :

1.2.1 - تقدم التفاعل : التقدم X لتفاعل كيميائي هو عدد مرات تكرار التفاعل الكيميائي و يعبر عنه بالمول . ويسمح بمتابعة تطور التحول الكيميائي.

1.2.2 - جدول التقدم :



$\delta, \gamma, \beta, \alpha$ المعاملات الستوكيو مترية . D, C, B, A الأنواع الكيميائية .

| حالة الجملة | تقدم التفاعل (mole) | $\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$ | | | |
|-------------------|---------------------|--|----------------------|--------------|--------------|
| الحالة الابتدائية | $x=0$ | $n_i(A)$ | $n_i(B)$ | 0 | 0 |
| الحالة الانتقالية | $x(t)$ | $n_i(A) - \alpha x$ | $n_i(B) - \beta x$ | γx | δx |
| الحالة النهائية | x_f | $n_i(A) - \alpha x_f$ | $n_i(B) - \beta x_f$ | γx_f | δx_f |

***المتفاعل المحد:** هو المتفاعل الذي تستهلك كمية مادته قبل كل المتفاعلات الأخرى .

***التقدم النهائي (x_f):** هو قيمة التقدم لما تتوقف الجملة الكيميائية عن التطور .

***التقدم الأعظمي (x_{max}):** هو قيمة التقدم الموافق لاستهلاك المتفاعل المحد .

ملاحظة: حالة التفاعل التام $x_f = x_{max}$. حالة التفاعل غير التام $x_f < x_{max}$.

1-3-3 الناقلية الكهربائية :

1-3-3-1 الناقلية G : ناقلية جزء من محلول محصور بين لبوسين ناقلين مساحة كل منهما (S) والبعد بينهما (L) تعطى

$$G = \sigma \frac{S}{L} \quad \text{حيث} \quad K = \frac{S}{L} \quad \text{ثابت الخلية (m) .}$$

G : الناقلية وحدتها السيمنس (S) . S : مساحة اللبوس (m^2) .

L : البعد بين اللبوسين (m) . σ : الناقلية النوعية للمحلول ($S \cdot m^{-1}$) .

$$G = \frac{1}{R} = \frac{I_{eff}}{U_{eff}} \quad \text{*علاقة أخرى للناقلية G :}$$

R : مقاومة المحلول (Ω) ، I_{eff} : الشدة المنتجة للتيار الكهربائي (A) ، U_{eff} : التوتر المنتج الكهربائي (V) .

1-3-3-2 علاقة التركيز المولي C بالناقلية النوعية σ للمحلول :

في محلول شاردي مخفف تركيزه C الناقلية النوعية σ تتناسب طرذا مع التركيز C للمحلول ونكتب :

$$\sigma = \lambda \cdot C$$

σ : الناقلية النوعية للمحلول ($S \cdot m^{-1}$) . C : التركيز المولي ($mole \cdot m^{-3}$) .

λ : الناقلية النوعية المولية ($S \cdot m^2 \cdot mole^{-1}$) .

1-3-3-3 الناقلية النوعية المولية λ لمحلول شاردي بدلالة λ_{x+} للشاردة الموجبة و λ_{x-} للشاردة السالبة :

* في محلول شاردي مخفف يحتوي على الشوارد X^+ و الشوارد السالبة X^- تركيزهما $[X^+]$ و $[X^-]$ علي الترتيب فتكون :

أ - الناقلية النوعية المولية λ للمحلول :

$$\lambda = \alpha \lambda_{x^+} + \beta \lambda_{x^-}$$

α و β معاملات الشوارد X^+ و X^-

$$\sigma = \lambda_{x^+} [X^+] + \lambda_{x^-} [X^-]$$

ب - الناقلية النوعية σ للمحلول :

$[X^+]$ ، $[X^-]$: تراكيز الشوارد المتبقية (المتواجدة في المحلول)

• في الحالة العامة عندما يكون المحلول الشاردي يحتوي على عدة شوارد موجبة و سالبة فتكون :

$$\lambda = \sum (\alpha \lambda_{x^+} + \beta \lambda_{x^-})$$

أ - الناقلية النوعية المولية λ للمحلول :

$$\sigma = \sum [\lambda_{x^+} [X^+] + \lambda_{x^-} [X^-]]$$

ب - الناقلية النوعية σ للمحلول :

1-4-4 الأكسدة الإرجاعية :

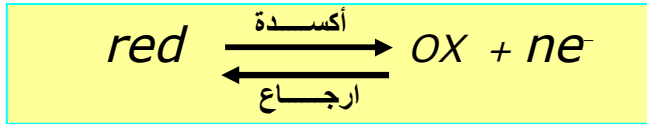
1-4-4-1 الأكسدة : هي عبارة عن تغير كيميائي يصاحبه فقدان الالكترونات من ذرة أو مجموعة من الذرات .

1-4-4-2 الإرجاع : هي عبارة عن تغير كيميائي يصاحبه اكتساب الالكترونات من ذرة أو مجموعة من الذرات .

1-4-4-3 المؤكسدات : هي أفراد كيميائية (ذرة ، شاردة ، جزئ) يمكن أن تكتسب الكترون أو أكثر .

1-4-4-4 المرجعات : هي أفراد كيميائية (ذرة ، شاردة ، جزئ) يمكن أن تفقد الكترون أو أكثر .

للال التعاريف السابقة نكتب المعادلة النصفية الالكترونية :



1 - 4 - 5 - تعريف تفاعل الأكسدة الارجاعية :

هو تفاعل يحدث فيه تبادل للالكترونات بين ثنائيتين (مؤ¹/ مر¹) و (مؤ²/ مر²) .

1 - 4 - 6 - طريقة موازنة معادلات الأكسدة الارجاعية :

أ - في وسط حمضي :

- 1 - نوازن جميع الذرات عدا ذرات الأكسجين و ذرات الهيدروجين .
- 2 - نوازن ذرات الأكسجين بإضافة الماء (H_2O) .
- 3 - نوازن ذرات الهيدروجين بإضافة الشوارد (H^+ أو H_3O^+) .
- 4 - نوازن الشحنات بإضافة الالكترونات (e^-) .

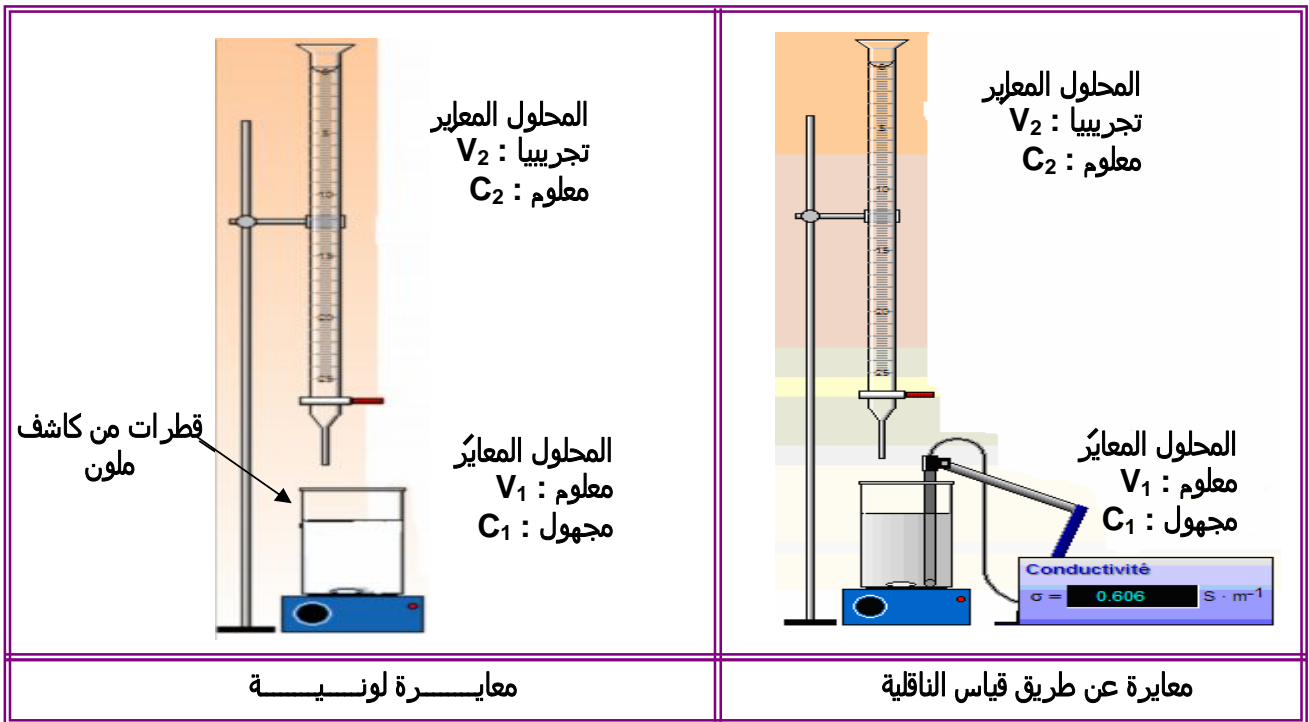
ب - في وسط أساسي :

- 1 - نوازن جميع الذرات عدا ذرات الأكسجين و ذرات الهيدروجين .
- 2 - نوازن ذرات الأكسجين بإضافة الشوارد (OH^-) .
- 3 - نوازن ذرات الهيدروجين بإضافة الماء (H_2O) .
- 4 - نوازن الشحنات بإضافة الالكترونات (e^-) .

1 - 5 - المعايرة :

1 - 5 - 1 - الهدف من المعايرة : معايرة نوع كيميائي هو تعيين تركيزه المولي في هذا المحلول ، وتوجد عدة أنواع منها :

أ - المعايرة عن طريق قياس الناقلية ب - المعايرة اللونية .



1 - 5 - 2 - نقطة التكافؤ :

عند نقطة التكافؤ كمية تكون كمية مادة المتفاعلين متناسبة مع الأعداد الستوكيومترية لمعادلة التفاعل.

مثال : نعتبر التحول الكيميائي المنمذج بالمعادلة الكيميائية الاتية : $\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$

عند التكافؤ تكون : $\frac{n(A)}{\alpha} = \frac{n(B)}{\beta}$ حيث : $n(A) = C_A V_A$ ، $n(B) = C_B V_B$

2 - المدة الزمنية لتحول كيميائي :

1 - 2 - التحولات السريعة : يكون التحول الكيميائي سريعاً عندما يتم في مدة زمنية قصيرة جداً حيث لا يمكن متابعته زمنياً .

أمثلة : * تفاعلات الانفجار * بعض تفاعلات الترسيب * تفاعلات الأحماض و الأيس * محلول نترات الفضة + محلول كلور الصوديوم تعطي راسب كلور الفضة

2 - التحولات البطيئة : يكون التحول الكيميائي بطيئا عندما نتبعه بالعين المجردة أو باستعمال أدوات القياس مثل (*جهاز الناقلية * الضغط * الـ pH متر.....) .

مثال : *تفاعل الماء الأوكسجيني + محلول يود البوتاسيوم يظهر اللون الأسمر تدريجيا (لون محلول ثنائي اليود) .

3 - التحولات البطيئة جدا : يكون التحول الكيميائي بطيئا جدا إذا كانت نواتج تطور الجملة لا تلاحظ الا بعد أيام أو أشهر أو سنوات .

أمثلة : تفاعلات التخمر ، تفاعل الأسترة - اماهة ، تآكل صخور الجبال .

محلول برمغنات البوتاسيوم (بنفسجي) بعد عدة أشهر يصبح لونه أشقر (لون أكسيد المنغنيز MnO_2) .

3 - المتابعة الزمنية لتحول كيميائي :

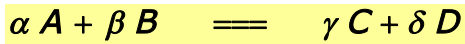
لمتابعة تطور تحول كيميائي زمنيا يجب تحديد التركيز (أو كمية المادة) لمفاعل أو ناتج خلال أزمنة متعاقبة ومن أجل هذا يمكن استعمال عدة طرق منها :

أ - الطريقة الكيميائية : المعايرة اللونية .

ب - الطريقة الفيزيائية : قياس الناقلية ، الضغط ، الحجم ، الـ pH

3 - 1 - سرعات التفاعل :

نعتبر التحول الكيميائي المنمذج بالمعادلة الكيميائية الاتية :



3 - 1 - 1 - سرعة التفاعل :

أ - السرعة اللحظية : $V = \frac{dX}{dt}$ (mol / S) ب - السرعة الوسطية : $V_m = \frac{\Delta X}{\Delta t}$ (mol / S)

3 - 1 - 2 - السرعة الحجمية :

أ - السرعة الحجمية اللحظية : $V = \frac{1}{V} \frac{dX}{dt} = \frac{d[X]}{dt}$ (mol / L.S)

ب - السرعة الحجمية الوسطية : $V_m = \frac{1}{V} \frac{\Delta X}{\Delta t} = \frac{\Delta[X]}{\Delta t}$ (mol / L.S)

ملاحظة : * سرعة تشكل النوع D : $V_D = \frac{dn_D}{dt}$ (mol / S)

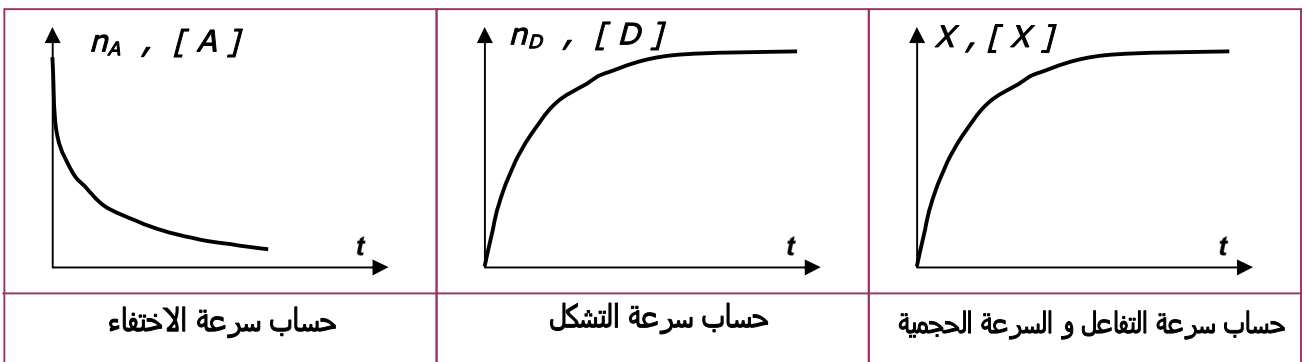
* سرعة اختفاء النوع A : $V_A = - \frac{dn_A}{dt}$ (mol / S)

3 - 1 - 3 - العلاقة بين سرعة التفاعل و سرعة التشكل و سرعة الاختفاء :

$$V = \frac{1}{\alpha} V_A = \frac{1}{\beta} V_B = \frac{1}{\gamma} V_C = \frac{1}{\delta} V_D$$

ملاحظات : * السرعات اللحظية تمثل ميل المماس عند اللحظة (t) .

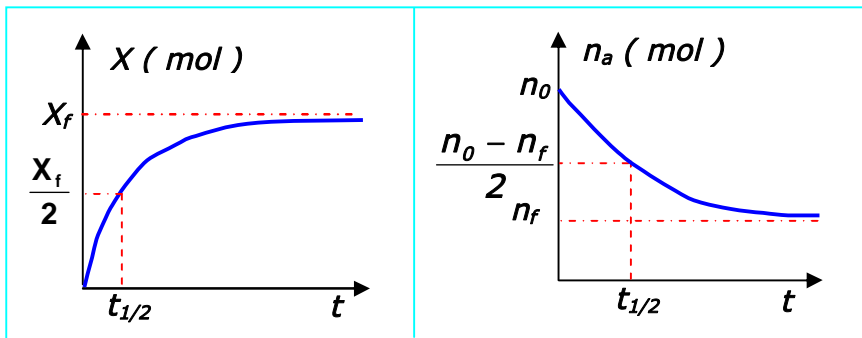
* السرعات المتوسطة تمثل ميل القاطع بين اللحظتين (t₁ ، t₂) . * السرعات دوما مقادير موجبة .



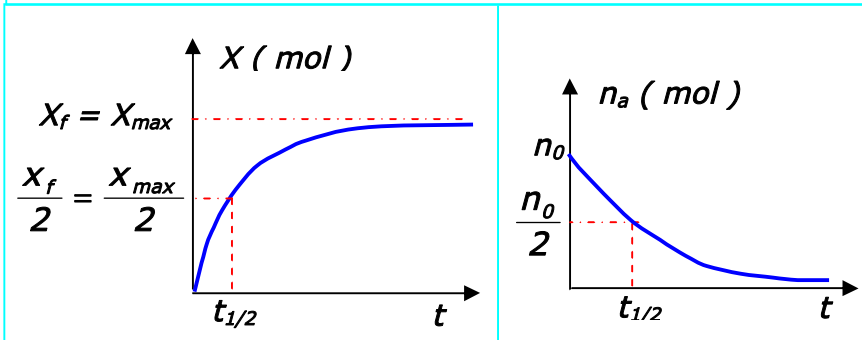
3 - 2 - زمن نصف التفاعل t_{1/2} :

* هو المدة الضرورية لبلوغ التفاعل نصف تقدمه النهائي أي ($X = \frac{X_f}{2}$)

* هو المدة الضرورية لاستهلاك نصف كمية المادة المتفاعل المحد إذا كان التفاعل تام .



التحول غير تمام



التحول تمام

4 - العوامل الحركية :

- 4 - 1 - درجة الحرارة : يكون تطور جملة كيميائية أسرع كلما أرتفعت درجة الحرارة .
مثال : طهي الأطعمة بسرعة ، المحافظة على الاطعمة الغذائية بالتبريد .
- 4 - 2 - التركيز الابتدائي للمتفاعل : يكون تطور جملة كيميائية أسرع كلما كانت التراكيز المولية الابتدائية للمتفاعلات أكبر
مثال : ماء جافيل ، النظاف.
- 4 - 3 - الوساطة:
- 4 - 3 - 1 - الوسيط: هو نوع كيميائي يسرع التفاعل الكيميائي دون أن يظهر في معادلة التفاعل.
- 4 - 3 - 2 - الوساطة: هي عملية تأثير الوسيط على التفاعل الكيميائي.
- 4 - 3 - 3 - أنواع الوساطة :
- أ - الوساطة المتجانسة : الوسيط يشبه حالة احد المتفاعلات مثال تفاعل الاسترة.
- ب - الوساطة غير المتجانسة : الوسيط و المتفاعلات ليست لها نفس الحالة مثال تجربة المصباح دون لهب (الأغلبية صلبة) .
- ج - الوساطة الإنزيمية: إذا كان الوسيط إنزيم نقول أن الوساطة الإنزيمية (كائن حي) .
- 4 - 4 - التفسير المجهري :
- 4 - 4 - 1 - التصادم الفعال : هو التصادم الذي ينتج عنه تفاعل كيميائي .
- 4 - 4 - 2 - شروط التصادم الفعال (المثمر) :
- * أن تتخذ الجزيئات المتصادمة الوضع المناسب من حيث المسافة و الاتجاه .
- * أن لا تقل طاقة الجزيئات المتصادمة عن الطاقة المنشطة .
- 4 - 4 - 3 - تأثير العوامل الحركية على التصادم :
- إن زيادة تركيز المتفاعلات أو ارتفاع درجة الحرارة يسمح بارتفاع عدد التصادمات الفعالة مما يؤدي الى ارتفاع سرعة التفاعل .