



فيزياء المحمل خنشة

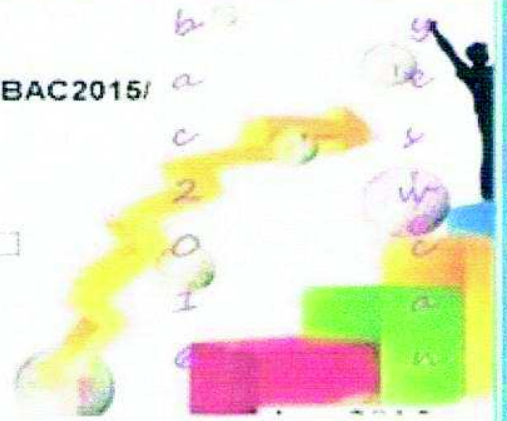
<https://www.facebook.com/groups/BACBAC2015/>

BAC 2016



BAC LOADING ...

Inchallah



BAC 2016

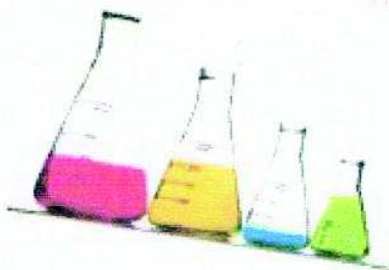
BAC 2016 بني لا تحرم احد من فرحة البكالوريا



ماخص الوحدة الاولى



المتابعة التمهيدية لتحول كيميائي

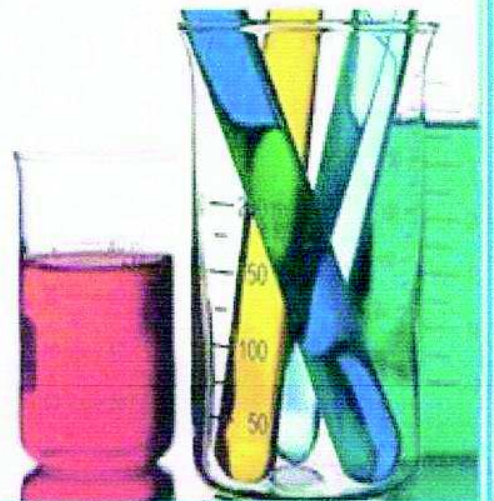


من اعداد: التلميذة مروة العيور

تحت اشراف:

رامي مقدم

سامي خوشة



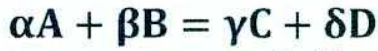
تقديم التفاعل و جدول التقدم:

تقديم التفاعل:

التقدم X لتفاعل كيميائي هو عدد مرات تكرار التفاعل و يعبر عنه بالمول، يسمح بمتابعة تطور تفاعل الجملة الكيميائية.

جدول التقدم:

مثال: نعتبر التحول الكيميائي المنمذج بالمعادلة الكيميائية التالية:



حيث: A, B, C, D الأنواع الكيميائية و

$\alpha, \beta, \gamma, \delta$ معاملات ستكيومترية.

| حالة | تقدم | $\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$ | | | | |
|------------|---------|--|--------------------|--------------|--------------|--|
| الفاعل | الجملة | | | | | |
| الابتدائية | $x = 0$ | $n(A)$ | $n(B)$ | 0 | 0 | |
| الانتقالية | x_t | $n(A) - \alpha x_t$ | $n(B) - \beta x_t$ | γx_t | δx_t | |
| النهائية | x_f | $n(A) - \alpha x_f$ | $n(B) - \beta x_f$ | γx_f | δx_f | |

- ✓ المتفاعل المحد: هو المتفاعل الذي تستهلك كمية مادته قبل كل المتفاعلات الأخرى.
- ✓ التقدم النهائي x_f : هو قيمة التقدم لها تتوقف الجملة الكيميائية عن التطور.
- ✓ التقدم الأعظمي x_{max} : هو قيمة التقدم الموافق لاستهلاك المتفاعل المحد.

الناقلية الكهربائية:

1- الناقلية G: ناقلية جزء من محلول محصور بين لبوسين ناقطين مساحة

كل منهما (S) و البعد بينهما (l) تعطى بالعلاقة التالية:

$$G = \delta \cdot K \text{ حيث } K = \frac{S}{l} \text{ و } K: \text{ ثابت الخلية (بالمتر } m \text{).}$$

G: الناقلية (بالسيمنس (S: Simens). S: مساحة اللبوس (m^2).

l: البعد بين اللبوسين (بالمتر m). δ : الناقلية النوعية للمحلول (S/m).

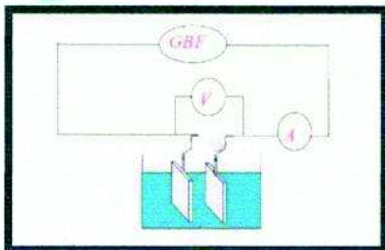
**علاقات أخرى للناقلية G:

$$G = \frac{1}{R} = \frac{l_{eff}}{U_{eff}}$$

حيث: R: مقاومة المحلول (بالأوم Ω). I_{eff} : الشدة المنتجة للتيار

الكهربائي (بالأمبير A). U_{eff} : التوتر المنتج الكهربائي (بالفولت V).

2- جهاز قياس الناقلية:



مكتسبات قبلية:

1- كمية المادة:

$$n = \frac{m}{M} \text{ الحالة الصلبة:}$$

n: كمية المادة بالمول (mol). m: كتلة المادة بالغرام (g).

M: الكتلة المولية الجزيئية (g/mol).

$$n = \frac{Vg}{V_m} \text{ الحالة الغازية:}$$

n: كمية المادة بالمول (mol). V_g : حجم الغاز باللتر (l).

V_m : الحجم المولي (l/mol).

$$n = C \cdot V \text{ الحالة السائلة:}$$

n: كمية المادة بالمول (mol). C: التركيز المولي للمحلول (mol/l).

V: حجم المحلول (l).

2- التركيز المولي و التركيز الكتلي للمحلول:

$$C = \frac{n}{V} \text{ التركيز المولي: } C_m = \frac{m}{V} \text{ التركيز الكتلي:}$$

3- العلاقة بين التركيز المولي و التركيز الكتلي:

$$C_m = C \cdot M$$

M: الكتلة المولية الجزيئية (g/mol). C: التركيز المولي

للمحلول (mol/l). C_m : التركيز الكتلي (g/l).

4- علاقة التركيز المولي بدرجة النقاوة و الكثافة:

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

حيث: C: التركيز المولي (mol/l). P: درجة النقاوة %.

d: كثافة المذاب بالنسبة للماء. M: الكتلة المولية الجزيئية

(g/mol).

5- قانون التمديد:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

C_1 : التركيز المولي للمحلول قبل التمديد (mol/l).

C_2 : التركيز المولي للمحلول بعد التمديد (mol/l).

V_1 : حجم المحلول قبل التمديد (l).

V_2 : حجم المحلول بعد التمديد (l).

**معامل التمديد: $F = \frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1}$

6- القانون العام للغازات المثالية:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

حيث: P: ضغط الغاز (Pa). V: حجم الغاز (m^3).

n: كمية المادة (mol). R: ثابت الغازات المثالية ($R =$

$$8.31 \frac{Pa \cdot m^3}{mol \cdot K}$$

T: درجة الحرارة المطلقة (K^0 الكلفن) و $K^0 =$

$$C^0 + 273$$

C^0 : درجة الحرارة المئوية.

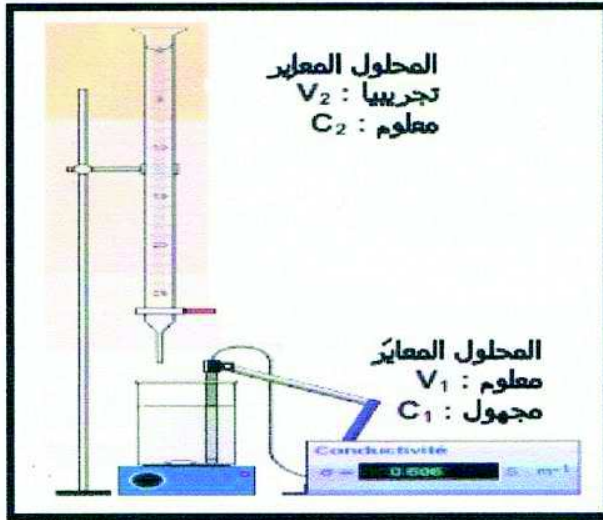
3-نوازن ذرات الهيدروجين بإضافة الشوارد H^+ أو H_3O^+ .

4-نوازن الشحنات بإضافة الإلكترونات (e^-).

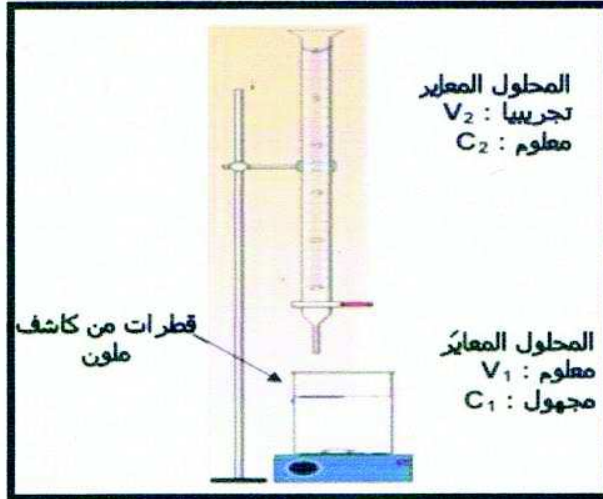
المعايرة:

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

(أ)- المعايرة عن طريق قياس الناقلية:



(ب)- المعايرة اللونية:

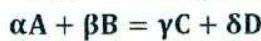


2-نقطة التكافؤ: هي النقطة التي يكون فيها المزيج يحقق الشروط

السكيموتية، ونشر الكشف عنها بغير لون المزيج.

مثال:

نعتبر النحل الكيميائي المنمذج بالمعادلة الكيميائية الآتية:



عند التكافؤ تكون: $\frac{n(A)}{\alpha} = \frac{n(B)}{\beta}$

حيث: $n(B) = C_B \cdot V_B$ و $n(A) = C_A \cdot V_A$

3-علاقة التركيز المولي C بالناقلية النوعية δ للمحلول:

في محلول شاردى مخفف تركيزه C الناقلية النوعية δ تتناسب طرئاً معاً التركيز C

للمحلول ونكتب: $\delta = \lambda \cdot C$ حيث:

δ : الناقلية النوعية للمحلول (S/m). C : التركيز المولي (mol/m^3).

λ : الناقلية المولية الشاردية ($S \cdot m^2/mol$).

4-الناقلية المولية الشاردية λ للمحلول الشاردى بدلالة

λ_{X^+} للشاردة الموجبة و λ_{X^-} للشاردة السالبة:

في محلول شاردى مخفف مخفون على الشوارد X^+ والشوارد X^- تركيزها

على الترتيب: $[X^+]$ و $[X^-]$ تكون:

أ-الناقلية المولية الشاردية للمحلول:

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

حيث: α , β معاملات الشوارد X^+ والشوارد X^- .

ب-الناقلية النوعية δ للمحلول:

$$\delta = \lambda_{X^+} \cdot [X^+] + \lambda_{X^-} \cdot [X^-]$$

حيث: $[X^+]$ و $[X^-]$ تركيز الشوارد المتواجدة في المحلول.

*- في الحالة العامة عندما يكون المحلول الشاردى مخفون علم عدة شوارد

موجبة وسالبة تكون العلاقات:

الناقلية المولية الشاردية للمحلول $\lambda = \sum (\alpha \cdot \lambda_{X^+} + \beta \cdot \lambda_{X^-})$

الناقلية النوعية للمحلول $\delta = \sum (\lambda_{X^+} \cdot [X^+] + \lambda_{X^-} \cdot [X^-])$

الإكسدة الإرجاعية:

☒ تفاعل الأكسدة: هي عملية ينفرد فيها فقدان إلكترونات.

☒ تفاعل الإرجاع: هي عملية ينفرد فيها إكساب إلكترونات.

☒ المؤكسد: هو كل فرد كيميائي قادر على إكساب إلكترون

أو أكس (Ox).

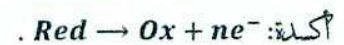
☒ المرجع: هو كل فرد كيميائي قادر على فقدان إلكترون أو

أكس (Red).

☒ تفاعل أكسدة-إرجاع: هي عملية ينفرد فيها تبادل إلكترونات

وفق ثنائية (Ox/Red) أي (مرجع/مؤكسد).

*من خلال التعريف السابقة نكتب المعادلة:



☒ طريقة موازنة معادلات الأكسدة الإرجاعية:

1-نوازن جمع الذرات علما ذرات الأكسجين والهيدروجين.

2-نوازن ذرات الأكسجين بإضافة الماء H_2O .

المدة الزمنية تحول كيميائي

(1) - **التحولات السريعة**: يكون التحول الكيميائي سريعاً عندما ينفذ في مدة زمنية قصيرة جداً حيث لا يمكن ملاحظته زمنياً، مثل: تفاعلات الانفجار، بعض تفاعلات الترسب، تفاعلات الأحماض والأكاسيد، تفاعل محلول نترات الفضة مع محلول كلوريد الصوديوم NaCl حيث يعطي مراسب كلوريد الفضة.

(2) - **التحولات البطيئة**: يكون التحول الكيميائي بطيئاً عندما يمكننا تتبعه بالعين المجردة أو باستعمال أدوات القياس (الناقلية، الضغط، ...).

(3) - **التحولات البطيئة جداً**: يكون التحول الكيميائي بطيئاً جداً إذا كانت فترات تطور الجملة لا تلاحظ إلا بعد أيام أو أشهر أو سنوات، ... مثل: تفاعلات الغص، تفاعل أسترة-إمائية، تآكل صخور الجبال، محلول برمنغنات البوتاسيوم لونه يتفجج و بعد عدة أشهر يصبح لونه أشفق دليلاً على تحوله إلى أكسيد المنغنيز MnO_2 .

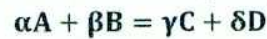
المتابعة الزمنية تحول كيميائي

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

- الطريقة الكيميائية: المتابعة اللونية للمزيج.
- الطريقة الفيزيائية: قياس الناقلية، الضغط، الجهد، الـ PH، ...

1- سرعات التفاعل

نعتبر التحول الكيميائي المنمذج بالمعادلة الكيميائية الآتية:

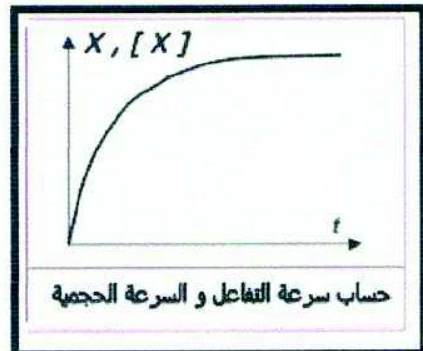


سرعة التفاعل:

$$v = \frac{dx}{dt} \text{ (mol/s)}$$

سرعة الحجمية:

$$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt} \text{ (mol/l.s)}$$



السرعة المتوسطة للتشكل:

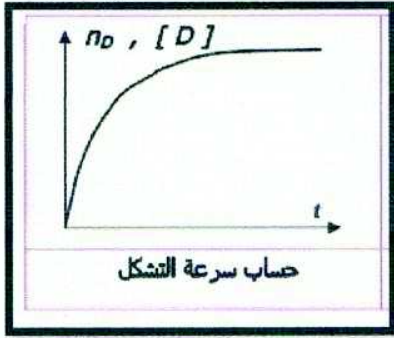
$$v_D = \frac{\Delta n_D}{\Delta t}$$

السرعة اللحظية للتشكل:

$$v_D = \frac{dn_D}{dt} \text{ (mol/s)}$$

السرعة الحجمية للتشكل:

$$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dn_D}{dt} \text{ (mol/l.s)}$$



السرعة المتوسطة للإختفاء:

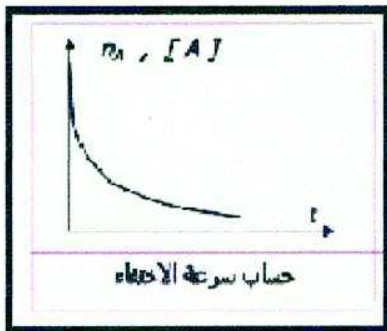
$$v_A = \frac{\Delta n_A}{\Delta t}$$

السرعة اللحظية للإختفاء:

$$v_A = -\frac{dn_A}{dt} \text{ (mol/s)}$$

السرعة الحجمية للإختفاء:

$$v = -\frac{1}{V} \cdot \frac{dn_A}{dt} \text{ (mol/l.s)}$$



2- العلاقة بين سرعة التفاعل و سرعة التثكل و سرعة الاختفاء:

$$v = \frac{1}{\alpha} \cdot v_A = \frac{1}{\beta} \cdot v_B = \frac{1}{\gamma} \cdot v_C = \frac{1}{\delta} \cdot v_D$$

ملاحظات:

السرعات اللحظية تمثل ميل المماس عند اللحظة t.

السرعات المتوسطة تمثل ميل القاطع بين اللحظتين t_1 و t_2 .

السرعات دوماً مقادير موجبة.

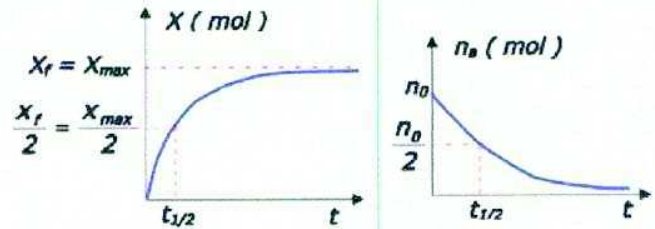
3- تعريف $t_{1/2}$:

هو الزمن اللازم لبلوغ الفاعل نصف قدره الأعظمي.

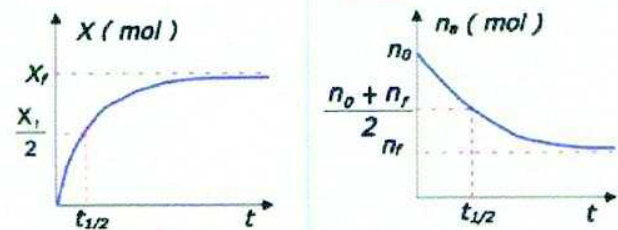
أي لما $t = t_{1/2}$ فإن: $x_{t_{1/2}} = \frac{x_{max}}{2}$.

4- كيفية تعيين زمن نصف التفاعل:

- حول ثامر:



- حول غير ثامر:



العوامل الحركية:

(1) - درجة الحرارة:

❖ يكون تطور جملة كيميائية أسرع كلما ارتفعت درجة الحرارة،

مثل: طهي الأطعمة بسرعة، المحافظة على الأطعمة بالبريد.

❖ تفسيرها المجبري: عند ارتفاع درجة الحرارة تزداد الحركة

العشوائية للجزيئات و بالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة بين

الجزيئات و بالتالي تزداد طاقتها الحركية و تزداد سرعتها الحركية.

(2) - التركيز الابتدائي للمتفاعلات:

❖ يكون تطور الجملة الكيميائية أسرع كلما كانت التراكيز

الابتدائية للمتفاعلات أكبر، مثل: ماء جافيل، النظاف

❖ تفسيرها المجبري: عند زيادة التراكيز الابتدائية يزداد عدد الجزيئات و

بالتالي تزداد التصادمات الفعالة و تزداد سرعة التفاعل.

(3) - الوسطة:

❖ تعريفها: هي عملية تأثير الوسيط على الفاعل الكيميائي.

❖ الوسيط هو نوع كيميائي يسرع الفاعل دون أن يظهر في معادلة

التفاعل.

❖ أنواعها:

- وسطة منجاسة: حالة الوسيط الفيزيائية من حالة أحد

المتفاعلات مثل: تفاعل الأسترة.

- وسطة غير منجاسة: الوسيط و المتفاعلات ليست لها

فس الحالة الفيزيائية مثل: تجزئة المصباح دون طب

(الأغلبية صلبة).

- وسطة إنزيمية: إذا كان الوسيط إنزيم نقول أن

الوسطة الإنزيمية كانت حي.

❖ تفسيرها المجبري: الوسيط لا يدخل في التفاعل، ولكن يساهم فيه

دون أن يتغير.

