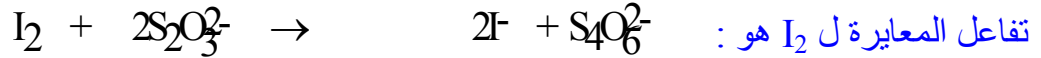
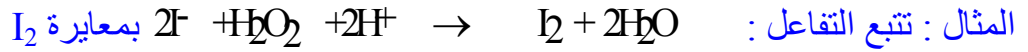


**\*\*\* التتبع الزمني لتحول كيميائي \*\*\***

كيف يمكن تتبع التحولات الكيميائية؟

1- التتبع بواسطة المعايرة

1-1- المبدأ : نجز خليطاً تفاعلياً عند اللحظة  $t=0$ ، ثم نترك الخليط يتطور مع الزمن .  
للتتبع تطور هذا الخليط نعاير كمية أحد المتفاعلين المتبقي أو أحد النواتج المتكون خلال تقدم التفاعل . يجب إذن تقسيم الخليط إلى أجزاء أو أخذ عينات مباشرة من الخليط التفاعلي لكي نتضمن معايرته في لحظات مختلفة (ص و 29 و 30)  
لتحديد تركيب الخليط في لحظة معينة ، نوقف التفاعل باستعمال الماء المثلج . بمعرفة تطور  $n=f(t)$  أو  $c=f(t)$  لأحد المتفاعلين أو أحد النواتج يمكن أن نستنتج تقدم  $x=f(t)$  باستعمال جدول القياسات



تمكن المعادلة من كتابة علاقة التكافؤ

$$n(I_2) = \frac{n(S_2O_3^{2-})}{2}$$

إذن

$$n(I_2) = \frac{CV_E}{2}$$

**انتباه :** يجب ان نميز بين معادلة تفاعل المعايرة ومعادلة التفاعل المدروس . معادلة المعايرة تمكن فقط من تحديد كمية المتفاعل المستهلك أو الناتج المتكون

**معرفة  $n(I_2)$  في لحظات مختلفة ، تمكن من تحديد التقدم  $x$  أي تحديد كل من  $n(I^-)$  و  $(H_2O_2)$  و  $n(H^+)$  بدلالة الزمن باستعمال جدول التقدم .**

$2I^-$	+	$H_2O_2$	+	$2H^+$	$\rightarrow$	$I_2$	+	$2H_2O$
$n_0(I^-)$		$n_0(H_2O_2)$		$n_0(H^+)$		$n_0(I_2)$		*
$n(I^-) =$		$n(H_2O_2) =$		$n_0(H^+) =$		$n_0(I_2) = x$		*
$n_0(I^-) - 2x$		$n_0(H_2O_2) - x$		$n_0(H^+) - 2x$				

2- التتبع بقياس الموصلية

1-2- الموصلية والموصلية

$$G = \sigma \frac{S}{L}$$

G الموصلية ب S  $\sigma$  موصلية المحلول ب  $S.m^{-1}$  S مساحة مقطع المحلول الذي يجتازه التيار ب  $m^2$  و L طول الذي يجتازه التيار ب m

ملحوظة : الموصلية G هي مقلوب المقاومة R : لدينا قانون أوم ( $I=G.U$  و  $U= R.I$ )

الموصلية  $\sigma$  لمحلول مخفف تتناسب مع تراكيز الأيونات المتواجدة في المحلول . فبالنسبة لمحلول

$$\sigma = \lambda (M^+) \cdot [M^+] + \lambda (X^-) \cdot [X^-] \quad \text{أيوني } (M^+ + X^-) \text{ لدينا :}$$

$$\lambda (M^+) \text{ و } \lambda (X^-) \text{ التراكيز المولية للأيونات بـ } \text{mol.m}^{-3} \quad \text{S.m}^2.\text{mol}^{-1} \text{ بـ}$$

2-2- المبدأ:

نقيس الموصلية  $G$  أو الموصلية  $\sigma$  عند لحظات مختلفة لتطور الخليط التفاعلي . ثم نحدد العلاقة بين  $G$  أو  $\sigma$  وتراكيز المتفاعلات أو النواتج . ثم نستنتج العلاقة بين التقدم  $x(t)$  و  $G(t)$  أو  $\sigma(t)$  باستعمال جدول التقدم



النواتج تحتوي على الأيونات ، يسمح المحلول بمرور التيار الكهربائي ، يمكن إذن قياس الموصلية (ص37)

2-3- قياس الضغط والحجم

\* قياس الضغط : عندما يكون أحد المتفاعلات أو أحد النواتج غازا ، نعتمد على معادلة الحالة للغازات الكاملة  $P.V=n.R.T$

$P$  : الضغط بالباسكال  $Pa$  الحجم بـ  $m^3$  درجة الحرارة بـ  $K$  .  $R$  ثابت الغازات الكاملة تساوي  $8.31 \text{ SI mol}^{-1}$  و  $n$  عدد المولات الغاز بـ  $\text{mol}$  .

بقياس الضغط  $p(t)$  عند لحظات مختلفة ، يمكن تحديد عدد المولات للغاز باستعمال العلاقة

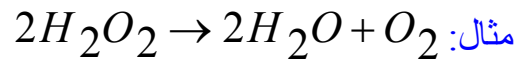
$$n(t) = \frac{p(t).V}{R.T} \text{ ، كما يمكن إيجاد العلاقة بين التقدم } x(t) \text{ و } p(t) \text{ .}$$



\* قياس الحجم : عندما يكون أحد المتفاعلات أو أحد النواتج غازا ، نستعمل العلاقة

$$n(t) = \frac{v(t)}{V_m} \text{ ، بقياس حجم الغاز في لحظات مختلفة يمكن إيجاد العلاقة بين } v(t) \text{ و } x(t)$$

باستعمال جدول التقدم.



ملحوظة : قياسات أخرى

\*\* مقياس pH : في حالة إذا كان الخليط التفاعلي حمضيا أو قاعديا لوجود علاقة بسيطة بين  $pH$  وتركيز الأيونات  $H_3O^+$  :  $pH = -\log [H_3O^+]$  .

\*\* قياس الكتلة : باستعمال العلاقة  $n = \frac{m}{M}$  كتلة المتفاعل أو كتلة الناتج

## \*\*\*سرعة التفاعل\*\*\*

كيف نحدد سرعة التفاعل ؟ كيف نفسر تأثير العوامل الحركية على سرعة التفاعل

### 1- تعريف

#### 1-1- السرعة الحجمية للتفاعل

السرعة الحجمية للتفاعل ، عند اللحظة  $t$  هي المقدار المعبر عنه بالعلاقة

$$v(t) = \frac{1}{V} \times \frac{dx(t)}{dt} :$$

حيث  $V$  حجم الخليط التفاعلي ، يبقى عامة ثابتا في المحاليل المائية.

$\frac{dx(t)}{dt}$  مشتق تقدم التفاعل بالنسبة للزمن عند اللحظة  $t$ .

في النظام العالمي للوحدات نعبر عن  $x(t)$  ب  $\text{mol}$  و  $t$  بالوحدة  $\text{m}^3$  و  $v(t)$  ب  $\text{mol} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{s}^{-1}$  ونعبر كذلك ب  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$  أو  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{h}^{-1}$

#### 1-2- زمن نصف التفاعل

زمن نصف التفاعل  $t_{1/2}$  هي المدة اللازمة ليأخذ تقدم التفاعل  $x$  نصف قيمته النهائية  $x_f$ ، أي

$$x(t_{1/2}) = x_f/2$$

ملحوظة: \* قيمة  $t_{1/2}$  تمكن من مقارنة التفاعلات البطيئة

\* تتعلق  $t_{1/2}$  بعدة عوامل : التركيز ، درجة الحرارة ، الضغط ...

\* لا ينتهي التفاعل عند  $2t_{1/2}$

\*  $x_f$  التقدم النهائي يكون أصغر أو يساوي التقدم القصوي  $x_{\text{max}}$

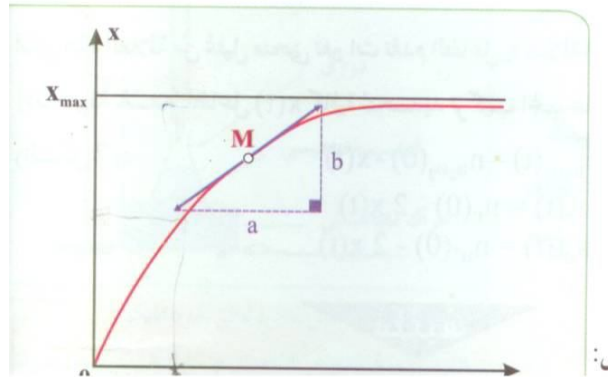
#### 2- تحديد سرعة التفاعل وزمن نصف التفاعل

##### 1-2- اعتمادا على تقدم التفاعل $x = f(t)$

نحدد مبيانيا  $m$  قيمة المعامل الموجه للمنحنى  $x = f(t)$  في لحظة معينة ثم نقسم هذه القيمة

على حجم الخليط التفاعلي  $V$

$$m = \frac{x_B - x_A}{t_B - t_A} = \frac{b}{a} \quad \text{حيث} \quad v = \frac{1}{V} \times \frac{dx}{dt} = \frac{1}{V} \times m$$



\* نحصل على  $t_{1/2}$  مبيانيا و يوافق  $x = x_f/2 = x_{max}/2$

2-2- اعتمادا على التقدم الحجمي  $x/V = f(t)$

المعامل الموجه للمنحنى هو مشتق للمنحنى  $x/V =$

$$m = \frac{\left(\frac{x_B}{V} - \frac{x_A}{V}\right)}{t_B - t_A} \quad \text{مبيانيا} \quad m = \frac{d}{dt} \left( \frac{x}{V} \right) = \frac{1}{V} \frac{dx}{dt} = v$$

نحصل على  $t_{1/2}$  مبيانيا عند الأرتوب  $\frac{x}{V} = \frac{1}{2} \left( \frac{x_f}{V} \right)$

2-3- اعتمادا على تركيز ناتج التفاعل  $C = f(t)$

المعامل الموجه لمماس المنحنى هو مشتق المنحنى  $C(t)$ . نحدد التركيز  $C$  من جدول التقدم  $C$

$x/V =$  أو  $C = 2x/V$  أو  $C = 3x/V$  حسب المعاملات التناسبية

$$m = \frac{d}{dt} \left( \frac{x}{V} \right) = v \quad \text{حيث} \quad m = \frac{dC}{dt} = \frac{C_B - C_A}{t_B - t_A}$$

نحصل على  $t_{1/2}$  مبيانيا و يوافق الأرتوب  $C = 1/2 \cdot C_f = x_f/V$

2-4- اعتمادا على تركيز المتفاعل  $C = f(t)$

المعامل الموجه لمماس المنحنى هو مشتق المنحنى ، نحدد التركيز  $C$  من جدول التقدم :  $C = C_0 -$

$x/V$  أو  $C = C_0 - 2x/V$  أو  $C = C_0 - 3x/V$  ... حسب المعاملات التناسبية

$$m = \frac{dC}{dt} = \frac{d}{dt} \left( C_0 - \frac{x}{V} \right) = -\frac{1}{V} \frac{dx}{dt} = -v \quad \text{إذن}$$

نحصل على  $t_{1/2}$  مبيانيا و يوافق الأرتوب  $C = 1/2 C_f$  حيث  $C_f = (C_0 - x_f/V)$

3- التفسير المجهرى للعوامل الحركية

3-1- الارتجاج الحراري تكون الأنواع الكيميائية (ذرات، ايونات أو جزيئات) المتواجدة في

سائل أو غاز في حركة دائمة وعشوائية. كلما ارتفعت درجة الحرارة كلما زادت حركة

الأنواع الكيميائية وهو ما يعرف بالارتجاج الحراري

3-2- التصادمات الفعالة

في الوسط التفاعلي ، يؤدي الارتجاج إلى التصادمات بين المتفاعلات وبين كل الأنواع الكيميائية

المتواجدة بما فيها جزيئات الماء. ينتج عن هذه التصادمات تحول كيميائي. تكون للتصادمات

الفعالة طاقة كافية وتقع بين الأنواع الكيميائية الموجهة بطريقة تسمح بتكسير روابط هذه الأنواع.

ملحوظة : العديد من هذه التصادمات تكون غير فعالة لأنها تكون طاقتها غير كافية أو تكون غير

موجهة بكيفية غير صحيحة

3-3- تأثير العوامل الحركية على سرعة التفاعل

تتعلق سرعة التحول الكيميائي بتردد التصادمات الفعالة. كلما كان التردد كبيرا ، كلما التحول

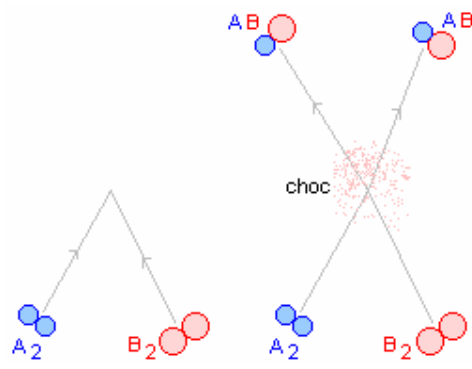
أسرع .

\*مفعول تراكيز الأنواع المتفاعلة : كلما كان عدد الجزيئات في وحدة الحجم كبيرا ، كلما كان تردد

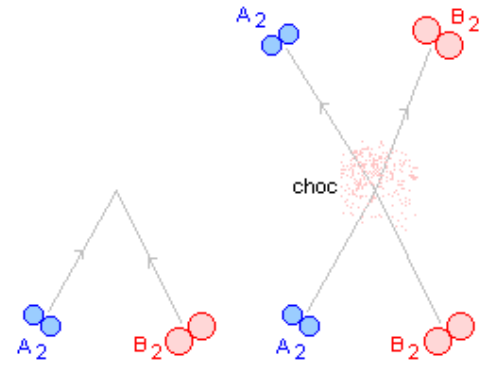
التصادمات كبيرا والتحول أسرع

\*مفعول درجة الحرارة : كلما كانت درجة الحرارة مرتفعة ، كان تردد التصادمات كبيرا

والتحول أسرع .



تصادم فعال



تصادم غير فعال

[www.khayma/fatsvt](http://www.khayma/fatsvt)

[Elhoucine085@live.fr](mailto:Elhoucine085@live.fr)