



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة 2

المحاضرة : الثانية / نظري / د. سليمان محمد

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z Facebook Group :

كلية العلوم

15

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

الفصل الثاني

الحركة الكيميائية

CHEMICAL KINETICS

2-1 مقدمة

تعدُّ الكيمياء الحركية أحد فروع الكيمياء الفيزيائية التي تهتم بدراسة سرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة عليها، وآلية حدوثها، على عكس الترموديناميك الكيميائي الذي يهتم بالحالة البدائية والحالة النهائية للجلمة والزمن اللازم لذلك فهو يعطي فكرة عن إمكانية حدوث التفاعلات الكيميائية، كما يساعد في حل العديد من المسائل المتعلقة باتجاه سير حدوث التفاعل الكيميائي دون أن يعطي أية فكرة عن المراحل التي تتحول خلالها المواد المتفاعلة إلى نواتج تفاعل، كما يهتم بالعلاقات الطاقية بين المواد المتفاعلة ونواتج التفاعل دون أن يبدي أي اهتمام للآلية والسرعة التي تجري فيها التفاعلات الكيميائية للوصول إلى حالة التوازن.

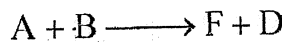
إن ما يثير الانتباه أثناء دراسة سير التفاعل الكيميائي هو المواد المتفاعلة والمواد الناتجة عن التفاعل؛ إذ تتغير خلال التفاعل الكيميائي تراكيز جميع المواد المتفاعلة والناتجة عن التفاعل مع الزمن، لذا يجب أن نميز من الناحية الحركية بين التفاعلات المتجانسة والتفاعلات غير المتجانسة فالتفاعل المتجانس هو الذي يجري بكامله في طور واحد (غازي أو سائل أو صلب)، أما التفاعل غير المتجانس فيجري جزئياً على الأقل في أكثر من طور واحد.

وأكثر التفاعلات غير المتجانسة تعتمد سرعاتها على مساحة السطح المعرض للمزيج المتفاعل، وهذا السطح يمكن أن يكون سطح الوعاء الداخلي أو سطح وسيط صلب. وفي أية دراسة حركية يجب معرفة فيما إذا كان التفاعل يتأثر بجدران الوعاء أم لا. فإذا كان الوعاء مصنوعاً من الزجاج فإنه يملأ بحبيبات من الزجاج، وذلك من أجل زيادة سطح الملامسة وتلاحظ أي زيادة في سرعة التفاعل، أما إذا كان التفاعل متجانساً، فإن سرعته لن تتأثر بزيادة سطح الملامسة، وسوف نقتصر في هذا الفصل على دراسة حركية التفاعلات البسيطة المتجانسة اللاعكوسة التي تجري عند حجم ثابت.

2 - 2 سرعة التفاعل الكيميائي

The Rate of Chemical Reaction

تستعمل عبارة سرعة التفاعل لبيان معدل حدوث التغير الكيميائي مع الزمن، أما آلية التفاعل فتصف الخطوات و المراحل التي يمر بها التغير الكيميائي الكلي، حيث يمكننا فقط في أغلب التفاعلات الكيميائية ملاحظة التفاعل النهائي أو محصلة الخطوات المختلفة التي مر بها ذلك التفاعل. وكمقياس لزمن سير التفاعل تستخدم عبارة سرعة التفاعل وهي تساوي كمية المادة المتشكلة في واحدة الزمن، وأما سرعة التفاعل الكيميائي تبعاً للتركيز فتعرف على أنها معدل تغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة عن التفاعل في واحدة الزمن، وتقدر بوحدة المول/ليتر.ثانية (mol/L·s) حيث يعبر عن التركيز بعدد المولات في واحدة الحجم (mol/L) ولتوضيح ذلك نأخذ مثلاً تفاعلاً كيميائياً من الشكل:



حيث يتناقص تركيز المواد المتفاعلة A و B باستمرار مع سير التفاعل الكيميائي بينما يزداد تركيز F و D مع مرور الزمن، وبالتالي فإن سرعة هذا التفاعل يمكن أن تعطى بدلالة سرعة تغير تراكيز أي من المواد المتفاعلة أو الناتجة عن التفاعل، فيمكن أن نكتب السرعة مساوية لتناقص تركيز A و B مع الزمن:

$$-\frac{dC_B}{dt} \quad \text{أو} \quad -\frac{dC_A}{dt}$$

أو مساوية لزيادة تركيز F أو D مع الزمن:

$$\frac{dC_D}{dt} \quad \text{أو} \quad \frac{dC_F}{dt}$$

عندئذ تعطى سرعة التفاعل الكيميائي بالشكل:

$$v = -\frac{dC_A}{dt} = -\frac{dC_B}{dt} = \frac{dC_F}{dt} = \frac{dC_D}{dt}$$

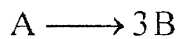
أو بالشكل:

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = \frac{d[F]}{dt} = \frac{d[D]}{dt}$$

حيث تعبر الأقواس [] عن تركيز المادة داخل القوسين و t عن الزمن وتدل الإشارة الموجبة على تزايد تركيز المادة D , F بمرور الزمن، بينما تدل الإشارة السالبة على تناقص تركيز كل من A و B بمرور الزمن، وبذلك تأخذ السرعة قيماً موجبة دوماً. وعندئذ يمكن أن نعبر عن سرعة أي تفاعل كيميائي من خلال سرعة اختفاء المواد المتفاعلة أو سرعة تشكل نواتج التفاعل، وغالباً ما تكون سرعة الاختفاء مساوية سرعة التشكل في حال الأمثال الستوكيومترية المتساوية على اعتبار أن سرعة التفاعل الكيميائي في أي لحظة تساوي إلى مشتق التركيز (التفاضل الجزئي) بدلالة الزمن.

أما إذا كانت الأمثال الستوكيومترية للتفاعل غير متساوية كما هو الحال في

التفاعل التالي:



فإن سرعة تشكل B (dC_B/dt) لا تساوي سرعة اختفاء A (dC_A/dt)

وإنما تكون سرعة تشكل B أكبر بثلاث مرات من سرعة اختفاء المادة A؛ أي أن

اختفاء مول واحد من المادة A يوافق تشكل ثلاث مولات من المادة B عندئذ تكتب

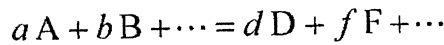
سرعة التفاعل السابق بالشكل:

$$v = -\frac{dC_A}{dt} = \frac{1}{3} \frac{dC_B}{dt}$$

أو:

$$v = \frac{dC_B}{dt} = 3 \left(-\frac{dC_A}{dt} \right)$$

وبشكل عام فإن سرعة التفاعل الكيميائي تساوي سرعة تشكل أحد النواتج أو سرعة اختفاء إحدى المواد الداخلة مأخوذة بإشارة ناقص مقسومين على الأمثال الموافقة، وبتطبيق هذه القاعدة على التفاعل العام التالي:



ينتج لدينا:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{dC_A}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{dC_B}{dt} = +\frac{1}{d} \frac{dC_D}{dt} = +\frac{1}{f} \frac{dC_F}{dt} = \dots$$

أي تكون سرعة التفاعل الكيميائي تابعة لتراكيز جميع المواد المتفاعلة والناجمة عن التفاعل:

$$v = f(C_A, C_B, \dots, C_D, C_F, \dots)$$

تعبير العلاقات السابقة عن المعادلة الرياضية لسرعة التفاعل الكيميائي وغالباً ما يكون لقانون السرعة الصيغة البسيطة الآتية:

$$v = k C_A^{a_1} C_B^{a_2}$$

أو:

$$v = k[A]^{n_1} [B]^{n_2} \quad (1.2)$$

إذ يدعى k ثابت سرعة التفاعل أو سرعة التفاعل النوعية، وهو يتغير بتغير درجة الحرارة ولكنه مستقل عن تغير تراكيز المواد المتفاعلة، أما الأمثال n_1 و n_2 فتدعى مراتب التفاعل الجزيئية للمواد المتفاعلة A و B على التوالي ومجموعها، يدعى مرتبة التفاعل الكلية.

فعلى سبيل المثال، إذا كان التناسب خطياً بين تركيز المادة A وسرعة التفاعل تكون $n_1 = 1$ وإذا كانت السرعة تتناسب مع مربع تركيز المادة B تكون $n_2 = 2$ وبالتالي فإن المرتبة الكلية للتفاعل هي ثلاث: $n = n_1 + n_2 = 1 + 2 = 3$ ، وتصبح عبارة سرعة التفاعل بالشكل:

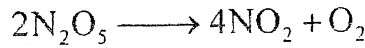
$$v = k C_A C_B^2$$

أما إذا كانت سرعة التفاعل ثابتة بالنسبة لتغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة ولتكن A فإن المرتبة الجزئية لهذه المادة تكون مساوية للصفر في هذه الحالة يكون:

$$v = k C_A^0 C_B^2$$

والمرتبة الكلية للتفاعل هي اثنان ($n=2$).

تجدر الإشارة هنا إلى أن معادلة السرعة وثابت السرعة ومرتبة التفاعل مقادير تجريبية بحتة لا يمكن التنبؤ بها من الأمثال الستوكيومترية التي تظهر في معادلة التفاعل. فمثلاً من المعلوم أن تفكك N_2O_5 التالي:



هو تفاعل من المرتبة الأولى حيث أن سرعة التفاعل تأخذ الشكل الآتي:

$$v = k C_{N_2O_5}$$

في حين تكون مرتبة التفاعل النظرية من المرتبة الثانية:

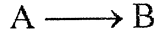
$$v = k [N_2O_5]^2$$

ومما سبق نلاحظ أن مرتبة التفاعل هي التي تتحكم بالصيغة الرياضية لقانون السرعة وبالتالي تتحكم بالكيفية التي تتغير فيها تراكيز مكونات الجملة مع الزمن. لذا فإن تحديد مرتبة التفاعل الجزئية بالنسبة للمواد المختلفة التي تسهم في التفاعل تعتبر من أول الأهداف التجريبية لدراسة الحركية. وسوف نقتصر في دراستنا على التفاعلات البسيطة المتجانسة واللاعكوسة، وندرس منها ما يأتي في الفقرات الآتية.

First Order Reactions

3 - 2 تفاعلات المرتبة الأولى

يكون التفاعل من المرتبة الأولى، عندما تكون سرعته متناسبة طردياً مع تركيز مادة واحدة فقط من المواد المتفاعلة مرفوعة لأس يساوي الواحد، أي تكون سرعة التفاعل متناسبة في كل لحظة مع تركيز المادة المتفاعلة، ولنأخذ مثلاً على ذلك التفاعل الآتي:



نفرض أن التفاعل هو من المرتبة الأولى بالنسبة لـ A فإن نواتج التفاعل لا تدخل في قانون السرعة عندئذ يأخذ قانون السرعة بشكله التفاضلي الشكل:

$$v = -\frac{dC_A}{dt} = k_1 C_A \quad (2.2)$$

إذ يمثل k_1 ثابت سرعة تفاعل المرتبة الأولى وهو يساوي السرعة عندما يكون التركيز مساوياً للواحد، وتشير C_A إلى تركيز المادة وتقدر بوحدة المول/ليتر. بترتيب العلاقة (2.2)، ومكاملتها من C_{A_0} في اللحظة $t=0$ إلى C_A في اللحظة t ينتج:

$$\int_{C_{A_0}}^{C_A} \frac{dC_A}{C_A} = -k_1 \int_{t=0}^t dt$$

ومنه:

$$\ln C_A - \ln C_{A_0} = -k_1 t \quad (3.2)$$

ويمكن التعبير عن العلاقة السابقة بدلالة اللوغاريتم العشري بحيث تكتب بالشكل:

$$\log \frac{C_A}{C_{A_0}} = -\frac{k_1 t}{2,303}$$

كما يمكن كتابة العلاقة السابقة بالشكل الآسي الآتي:

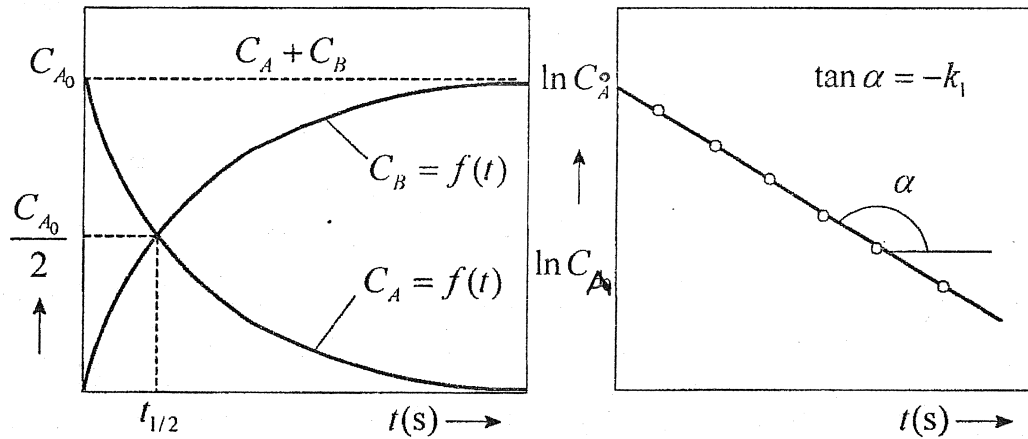
$$C_A = C_{A_0} \cdot e^{-k_1 t} \quad (4.2)$$

من العلاقة (3.2) يمكن مباشرة حساب قيمة ثابت المرتبة الأولى k_1 وذلك بعد معرفة التركيز البدائي للمادة المتفاعلة C_{A_0} وكذلك C_A في لحظة زمنية معينة، بحيث نكتب بالشكل:

$$k_1 = \frac{1}{t} \ln \frac{C_{A_0}}{C_A} \quad (5.2)$$

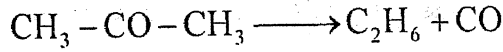
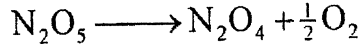
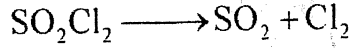
وتكون واحدة ثابت سرعة تفاعل المرتبة الأولى في هذه الحالة هي مقلوب الزمن $(s^{-1}, \min^{-1}, h^{-1})$ ويمكن إيجاد قيمة k_1 بيانياً من العلاقة (4.2)، وذلك بالتمثيل البياني لـ $\ln C_A$ بدلالة الزمن t وسوف ينتج خط مستقيم ميله يساوي ظل الزاوية α ويساوي $(-k_1)$ كما في الشكل (1-2)، وتقاطعته مع محور الترتيب هو عبارة عن $\ln C_{A_0}$. كما يمكن حساب قيمة k_1 وذلك بعد معرفة زمن نصف التفاعل أو ما يعرف بحياة النصف (half-life)، ويرمز له بالرمز $t_{1/2}$ ، ويعرف بأنه الزمن اللازم لاستهلاك نصف المادة المتفاعلة أو إحدى المواد المتفاعلة، أي عندما $t = t_{1/2}$ فإن $C_A = C_{A_0} / 2$ نعوض ذلك في العلاقة (5.2) فينتج لدينا:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k_1} = \frac{0,6932}{k_1} \quad (6.2)$$

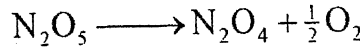


الشكل (1-2): المنحنيات الحركية لتفاعلات المرتبة الأولى.

نلاحظ من العلاقة (6.2) أن زمن نصف التفاعل $t_{1/2}$ يأخذ قيمة ثابتة من أجل تفاعل معين ولا يتعلق بالتركيز البدائي للمادة المتفاعلة وإنما يتعلق فقط بثابت سرعة التفاعل k_1 ويتناسب معه عكساً. من الأمثلة على تفاعلات المرتبة الأولى نذكر تفاعلات التفكك الآتية:



مثال (1) ليكن تفاعل تفكك N_2O_5 في طور غازي في الدرجة 45°C وفي حجم ثابت:



يعطي الجدول التالي تغير الضغط مع مرور الزمن:

t (min)	0	10	20	60	120
$P_{\text{N}_2\text{O}_5}$ (mm Hg)	348	247	192	60	10

والمطلوب:

1- تحقق من أن مرتبة هذا التفاعل تساوي الواحد.

2- احسب قيمة ثابت سرعة هذا التفاعل بيانياً.

3- احسب زمن نصف التفاعل.

الحل:

1- من أجل التحقق من كون مرتبة تفاعل تفكك N_2O_5 تساوي الواحد، نستعين

بالشكل اللوغاريتمي لمعادلة المرتبة الأولى:

$$\log \frac{C_{A_0}}{C_A} = \frac{k_1}{2,303} t$$

وبما أن التركيز متناسب مع الضغط تكتب العلاقة السابقة بالشكل:

$$\log \frac{P_{A_0}}{P} = \frac{k_1}{2,303} t$$

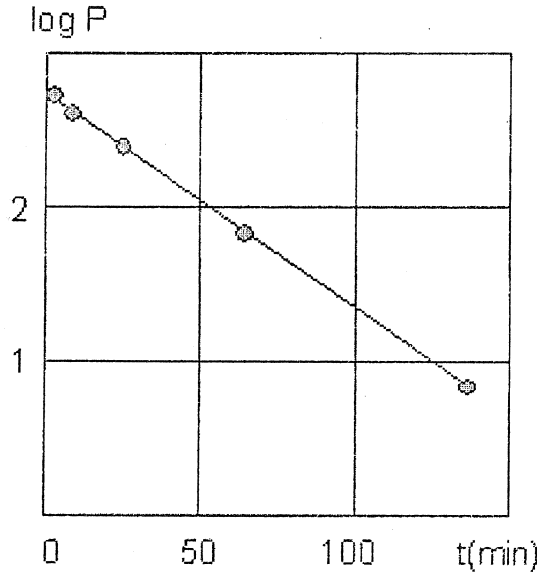
أو:

$$\log P = \log P_{A_0} - \frac{k_1}{2,303} t$$

فإذا كان التمثيل البياني لتغير $\log P$ بدلالة الزمن خطياً نقول إن التفاعل هو من المرتبة الأولى. من أجل ذلك نحسب $\log P$ خلال الأزمنة المختلفة t ونرتب النتائج في الجدول التالي:

t (min)	0	10	20	60	120
$P_{N_2O_5}$ (mmHg)	348	247	192	60	10

يبين الشكل (2-2) تغير $\log P$ بدلالة الزمن t .



الشكل (2-2) تغير لوغاريتم ضغط N_2O_5 بدلالة الزمن.

نستنتج من هذا الشكل أن التفاعل هو من المرتبة الأولى.

2- نحسب قيمة ثابت السرعة k_1 من ميل المستقيم الذي حصلنا عليه في الشكل

السابق فينتج لدينا:

$$\text{الميل} = -\frac{k_1}{2,303}$$

$$k_1 = -2,303 \times \text{الميل}$$

من الشكل نجد أن: $-0,013 = \text{الميل}$ ، ومنه:

$$k_1 = 2,303 \times 0,013 = 0,03 \text{ min}^{-1}$$

من العلاقة:

$$k_1 = \frac{2,303}{t} \log \frac{P_0}{P}$$

يمكن أن نحسب قيمة k_1 من أجل كل قيمة لـ t ، وتظهر نتائج الحساب في الجدول الآتي:

t (min)	10	20	60	120
$k_1 (\text{min}^{-1})$	0,0343	0,0297	0,0293	0,0296

من هذه القيم لـ k_1 نستنتج القيمة المتوسطة ونجد أنها تساوي $0,031 \text{ min}^{-1}$ وهي قريبة جداً من القيمة المحددة بيانياً.

3- نحسب زمن نصف التفاعل من العلاقة الآتية:

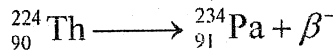
$$t_{1/2} = \frac{0,6932}{k_1}$$

أو:

$$t_{1/2} = \frac{0,6932}{0,031} = 23,1 \text{ min}$$

مثال (2): احسب ثابت سرعة تفكك الثوريوم $^{234}_{90}\text{Th}$ وزمن نصف التفاعل

علماً أنه بعد مرور زمن مقداره 220 ساعة يتفكك 10% من المادة الأساسية:



الحل: نطبق العلاقة (3.2):

$$k_1 = \frac{2,303}{t} \log \frac{C_{A_0}}{C_A}$$

ويكون تركيز الثوريوم عندما يتفكك 10% هو $C_A = 0,9C_{A_0}$ وبعد التعويض في العلاقة السابقة ينتج لدينا:

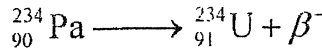
$$k_1 = \frac{2,303}{220} \log \frac{C_{A_0}}{0,9C_{A_0}} = 4,79 \cdot 10^{-4} \text{ h}^{-1}$$

أما زمن نصف التفاعل $t_{1/2}$ فيحسب من العلاقة:

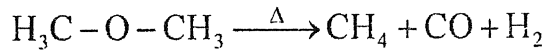
$$t_{1/2} = \frac{0,6932}{k_1} = \frac{0,6932}{4,79 \cdot 10^{-4}} = 1446,8 \text{ h} = 24,11 \text{ day}$$

ملاحظة: في حال تفكك المواد المشعة غالباً ما يكون الناتج غير ثابت بحيث

يتفكك ثانياً من جديد، وينتج من تفكك البلاديوم ${}_{91}^{234}\text{Pa}$ عنصر اليورانيوم ${}_{92}^{234}\text{U}$ وهكذا:



مثال (3): يتفكك ثنائي ميثيل إيثر بالتسخين وفق التفاعل التالي:



حيث يزداد الضغط بازدياد كمية المادة، وفيما يلي بعض النتائج التجريبية المبينة بالجدول:

t (h)	0	0,5	0,7	1,0
P (kPa)	59,995	106,125	119,190	134,656

والمطلوب:

1- تحقق من مرتبة التفاعل ($n=1$).

2- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل وزمن نصف التفاعل.

الحل: من أجل إيجاد مرتبة التفاعل، نحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل في أزمنة

مختلفة، فإذا كانت القيم متساوية تقريباً فإن هذا يعني أن التفاعل من المرتبة الأولى

(n=1). ونلاحظ من الجدول السابق أن الضغط المعطى هو الضغط الكلي ففي البداية أي عندما $t = 0$ يوجد فقط الإيثر، وبعد مرور زمن مقداره 0,5 h على بداية التفكك سوف يتناقص الضغط الجزئي من خلال التفكك بمقداره X kPa ، وفي الوقت نفسه سوف يتشكل لدينا ثلاثة غازات تشتمل على $3X$ kPa ، ووفقاً لقانون دالتون، فإن مجموع الضغوط الجزئية للغازات يساوي الضغط الكلي، أي:

$$(59,995 - X) + 3X = 106,125$$

$$2X = 46,056 \Rightarrow X = 23,065 \text{ kPa}$$

أي عند انخفاض الضغط الجزئي للإيثر بمقدار 23,065 kPa فسوف يتناقص ضغط الإيثر بحيث يبلغ بعد نصف ساعة حوالي 36,930 kPa وبنفس المناقشة السابقة نحسب قيمة الضغوط الجزئية عند أزمنة مختلفة بحيث نحصل على الجدول الآتي:

t (h)	0	0,5	0,7	1,0
P (kPa)	59,995	106,125	119,100	134,656
P_{ether} (kPa)	59,995	36,930	30,398	22,665

نعوض في قانون تفاعل المرتبة الأولى حيث يمكن استبدال التركيز بالضغط في حال الغازات:

$$k_1 = \frac{2,303}{t} \log \frac{P_0}{P}$$

$$t = 0,5 \text{ h} \Rightarrow k_1 = \frac{2,303}{0,5} \log \frac{59,995}{36,930} = 0,971 \text{ h}^{-1}$$

$$t = 0,7 \text{ h} \Rightarrow k_1 = \frac{2,303}{0,7} \log \frac{59,995}{30,398} = 0,972 \text{ h}^{-1}$$

$$t = 1 \text{ h} \Rightarrow k_1 = \frac{2,303}{1} \log \frac{59,995}{22,665} = 0,974 \text{ h}^{-1}$$

نلاحظ أن قيم ثابت سرعة التفاعل خلال أزمنة مختلفة تكون متساوية هذا يعني أن التفاعل هو من المرتبة الأولى (n=1).

2- إن قيمة ثابت سرعة التفاعل تساوي متوسط القيم السابقة أي:

$$k_1 = 0,972 \text{ h}^{-1}$$

3- من أجل إيجاد زمن نصف التفاعل نعوض في العلاقة:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k_1} = \frac{0,693}{0,972} = 0,71 h$$

2 - 4 تفاعلات المرتبة الثانية : Second Order Reactions

يكون التفاعل من المرتبة الثانية عندما تكون سرعته متناسبة طردياً مع جداء تركيزي مادتين متفاعلتين أو مع مربع تركيز مادة واحدة فقط من مواد التفاعل. ومن أبسط الأمثلة على تفاعلات المرتبة الثانية نذكر تفاعلاً يتضمن مادة واحدة من الشكل $2A \rightarrow B$ بحيث تتناسب سرعة التفاعل مع مربع تركيز هذه المادة، أو تفاعل مادتين من الشكل $A + B \rightarrow P$ بحيث تتناسب سرعة التفاعل مع تركيز كل مادة متفاعلة.

تكتب معادلة السرعة في الحالة الأولى بالشكل:

$$v = -\frac{dC_A}{dt} = k_2 C_A^2 \quad (7.2)$$

أما في الحالة الثانية فتعطي معادلة السرعة بالشكل:

$$v = k_2 C_A C_B \quad (8.2)$$

عندما يكون $C_{B_0} = C_{A_0}$ نطبق العلاقة (7.2) وهي عبارة عن حالة مادة متفاعلة واحدة والمرتبة مساوية إلى اثنين بالنسبة لهذه المادة. وبترتيب العلاقة (7.2) وإجراء التكامل من C_{A_0} في اللحظة $t=0$ إلى C_A في اللحظة t ينتج:

$$\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A_0}} = k_2 t \quad (9.2)$$

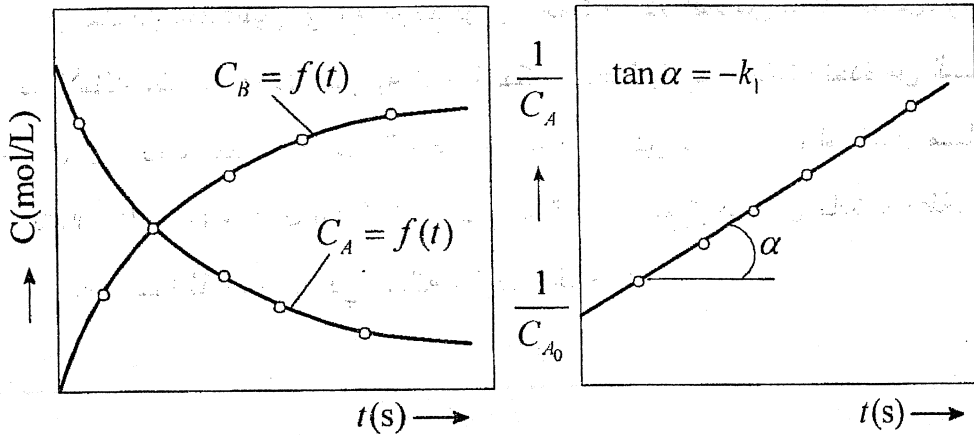
أو:

$$k_2 = \frac{1}{t} \left(\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A_0}} \right)$$

إذ يمثل C_{A_0} تركيز المادة A في اللحظة $t=0$ ، و C_A تركيز المادة A في اللحظة t ،

وتقدر بوحدة (mol/L).

ويمكن حساب قيمة ثابت سرعة تفاعل المرتبة الثانية k_2 مباشرة من العلاقة (9.2) وذلك بعد معرفة قيمة كل من C_A و C_{A_0} في اللحظة t . كما يمكن تعيين قيمة k_2 بيانياً من العلاقة السابقة وذلك بعد رسم مقلوب التركيز $1/C_A$ بدلالة الزمن فنحصل على خط مستقيم كما هو موضح في الشكل (3-2). ميله يساوي ظل الزاوية α ويساوي ثابت سرعة التفاعل k_2 . كما يقطع محور الترتيب عند القيمة $1/C_{A_0}$.



الشكل (3-2): المنحنيات الحركية لتفاعلات المرتبة الثانية من الشكل $2A \rightarrow B$.

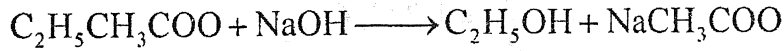
ويمكن إيجاد علاقة زمن نصف التفاعل بدءاً من العلاقة (9.2) وذلك بعد تعويض C_A بـ $C_{A_0}/2$ في اللحظة $t = t_{1/2}$ فينتج لدينا:

$$t_{1/2} = \frac{1}{k_2 C_{A_0}} \quad (10.1)$$

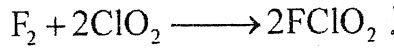
تبين هذه العلاقة أن زمن نصف تفاعل المرتبة ثانياً $t_{1/2}$ يتضمن مادة واحدة يتناسب عكساً مع التركيز البدائي C_{A_0} للمادة المتفاعلة. أما عندما يكون $C_{A_0} \neq C_{B_0}$ فإن مكاملة العلاقة (8.2) عن طريق التجزئة يعطينا:

$$k_2 t = \frac{1}{C_{A_0} - C_{B_0}} \ln \frac{C_{A_0} C_B}{C_A C_{B_0}} \quad (11.2)$$

من الأمثلة على تفاعلات المرتبة الثانية نذكر:



مثال (4): لقد درس التفاعل التالي:



في الحالة الغازية، وفيما يلي بعض النتائج المأخوذة في الدرجة 250 K.

سرعة اختفاء F_2 $-\frac{dC_{\text{F}_2}}{dt}$ (mol/L.s)	تراكيز المواد المتفاعلة (mol/L)	
	C_{F_2}	C_{ClO_2}
$1,2 \cdot 10^{-3}$	0,10	0,01
$4,8 \cdot 10^{-3}$	0,10	0,04
$2,4 \cdot 10^{-3}$	0,20	0,01

احسب ثابت سرعة التفاعل وسرعة تشكل FCLO_2 عندما يكون $C_{\text{F}_2} = 0,01 \text{ mol/L}$ و $C_{\text{ClO}_2} = 0,02 \text{ mol/L}$ في الدرجة 250 K.

الحل: يلاحظ من النتائج المعطاة أنه عندما يكون تركيز F_2 ثابتاً، ويزداد تركيز ClO_2 أربع مرات تزداد سرعة اختفاء F_2 أربع مرات أيضاً، وهذا يعني أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع C_{ClO_2} . وعندما يكون تركيز C_{ClO_2} ثابتاً ويزداد تركيز F_2 مرتين تزداد سرعة اختفاء F_2 مرتين أيضاً، ولذا فإن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع C_{F_2} أيضاً. وهكذا تأخذ علاقة السرعة الشكل:

$$-\frac{dC_{\text{F}_2}}{dt} = k_2 C_{\text{F}_2} C_{\text{ClO}_2}$$

ومنه:

$$k_2 = \frac{-dC_{\text{F}_2} / dt}{C_{\text{F}_2} C_{\text{ClO}_2}} = \frac{1,2 \cdot 10^{-3} \text{ (mol/Ls)}}{0,1 \text{ (mol/L)} \cdot 0,01 \text{ (mol/L)}}$$

وتعطى سرعة اختفاء F_2 بالعلاقة:

$$-\frac{dC_{F_2}}{dt} = 1,2 C_{F_2} C_{ClO_2}$$

وعندما يكون $C_{F_2} = 0,01 \text{ mol/L}$ و $C_{ClO_2} = 0,02 \text{ mol/L}$ تأخذ سرعة اختفاء F_2 القيمة:

$$-\frac{dC_{F_2}}{dt} = 1,2 \times 0,01 \times 0,02 = 2,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

ولكن كلما تلاشى مول من F_2 يتشكل مولان من $FCIO_2$ ؛ لذا فإن سرعة تشكل $FCIO_2$ هي:

$$\frac{dC_{ClO_2}}{dt} = 2 \left(\frac{dC_{F_2}}{dt} \right) = 2 \cdot 2,4 \cdot 10^{-4}$$

مثال (5): إذا كان من أجل التفاعل $A + B \rightarrow P$ يمثل قانون السرعة بالشكل:

$$-\frac{dC_A}{dt} = K_2 C_A C_B$$

حيث $k_2 = 0,02 \text{ L/mol} \cdot \text{s}$ ، فماذا تكون النسبة المئوية المتفاعلة من المادة A بعد مضي 15 min في الحالات التالية:

$$C_{B_0} = 0,3 \text{ mol/L} \text{ و } C_{A_0} = 0,1 \text{ mol/L} \text{ أ.}$$

$$C_{A_0} = C_{B_0} = 0,1 \text{ mol/L} \text{ ب.}$$

الحل: أ. بما أن $C_{A_0} \neq C_{B_0}$ تطبق العلاقة (11.2):

$$k_2 t = \frac{1}{C_{A_0} - C_{B_0}} \ln \frac{C_{A_0} C_B}{C_{B_0} C_A}$$

بالتعويض بالقيم ينتج لدينا:

$$(0,02) \times (15) = \frac{1}{(0,1 - 0,3)} \ln \frac{(0,1) C_B}{(0,3) C_A}$$

ومنه:

$$\frac{C_B}{C_A} = 2,8255$$

ولكن: $C_A = 0,1 - X$ ، و $C_B = 0,3 - X$ ، ومن ثم:

$$\frac{0,1 - X}{0,3 - X} = 2,825 \Rightarrow X = 9,86 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

ومن ثم فإن النسبة المئوية المتفاعلة من A هي 9,86%.

ب- بما أن $C_{A_0} = C_{B_0} = 0,1 \text{ mol/L}$ فإننا نستخدم العلاقة (9.2) أي:

$$\frac{1}{C_A} - \frac{1}{C_{A_0}} = k_2 t$$

ومنه:

$$\frac{1}{C_A} = k_2 t + \frac{1}{C_{A_0}}$$

وبالتعويض ينتج لدينا:

$$\frac{1}{C_A} = (0,02)(15) + \frac{1}{0,1}$$

ومنه ينتج: $C_A = 0,09709 \text{ mol/L}$ ، وتكون: $X = 0,1 - 0,09705 = 2,9 \cdot 10^{-3}$ ، أي

أن النسبة المتفاعلة من A هي ~~49%~~ 2,9%.

2 - 5 العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

من أهم العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل طبيعية، وتركيز المواد المتفاعلة،

درجة الحرارة، الوسيط ووسط التلامس، كما تتعلق بعض التفاعلات اللامتجانسة بشدة

حركة السائل أو الغاز بالقرب من السطح الذي تجري فيه عملية التفاعل.

2-5-1 تأثير طبيعة المواد المتفاعلة فس سرعة التفاعل

The Influence of the Nature of Reacting substance on the Speed of the Reaction

يؤدي إضافة حمض كلور الماء إلى ماءات الصوديوم، إلى تفاعل فوري ناشر للحرارة، بينما لا يلاحظ أي تقدم في سرعة تفاعل قطعة الألمنيوم مع الماء، ويتطلب وقتاً كبيراً لعملية تأكسد قطعة من الحديد في الهواء، تعود سرعة هذه العمليات إلى طبيعة المواد تلك.

يعود تأثير طبيعة المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل إلى طاقة تنشيط التفاعلات المختلفة، تعمل طاقة التنشيط هذه على إضعاف وتحطيم الروابط بين ذرات جزيئات المواد المتفاعلة، وتنقلها إلى حالة وسطية وتحولها بعد ذلك إلى مركبات ناتجة جديدة، لذلك تتميز بعض التفاعلات بطاقة تنشيط كبيرة جداً، حوالي 30 K.Cal/mol ، وأكبر، متميزة بسرعة تفاعل صغيرة، وهناك طاقة تنشيط صغيرة جداً، حوالي 10 K.Cal/mol وأصغر، متميزة بسرعة تفاعل كبيرة، وهناك أيضاً طاقات تنشيط وسطية، متميزة بسرعات تفاعل وسطية.

وإجمالاً تكون حرية حركة الجزيئات في الحالة الغازية كبيرة، وتقل مع انتقال الحالة إلى الطور السائل لتصبح قليلة جداً في الطور الصلب.

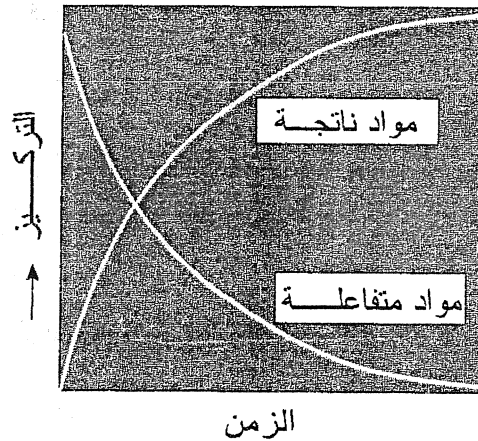
مثلاً، يتميز تفاعل الأزوت مع الهيدروجين لتشكيل النشادر، بطاقة تنشيط كبيرة، مؤدية إلى سرعة تفاعل صغيرة جداً، ولكن مع انتقال المواد الأولية إلى الحالة الغازية تزداد سرعة التفاعل، ليصبح هذا التفاعل ذا مردود جيد. تتم التفاعلات الشاردية بسرعة كبيرة نظراً لقيمة طاقة تنشيطها الصغير.

2-5-2 تأثير التركيز في سرعة التفاعل

Effect of Concentration on Reaction Rates

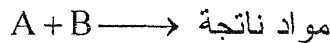
تعود إمكانية اللقاء بين مادتين، مع بعضهما بعضاً، إلى احتمال اصطدام جزيئتهما مع بعضهما في واحدة الحجم، فإذا كان عدد الجزيئات كبيراً في واحدة الحجم

كان عدد الاصطدامات كبيراً أيضاً، وكما هو معلوم، فإن عدد الجزيئات في واحدة الحجم يعبر عن التركيز، ومعنى هذا أنه كلما كان التركيز كبيراً كان عدد الاصطدامات بين الجزيئات كبيراً أيضاً، تكون سرعة التفاعل كبيرة أيضاً، ولكن تنقص هذه الاصطدامات بين الجزيئات مع مرور الزمن نظراً لنقصان عدد الجزيئات هذه، ويعبر عن ذلك، الشكل البياني الآتي:



الشكل (2-4): علاقة تغير التركيز، وكذلك سرعة التفاعل مع الزمن.

يمكن الوصول إلى العلاقة (2-1) التي مرت سابقاً من خلال المناقشة التالية: إن إمكانية اللقاء بين جزيئات المادتين A و B تتم وفق المعادلة الآتية:



يعود احتمال اصطدام جزيئات مادة ما إلى العلاقة الآتية:

$$Z = Y \cdot []$$

إذ يمثل Z احتمال اصطدام جزيئات المادة، و Y ثابت تناسب، ويشير القوس [] تركيز المادة. إذاً، يعبر عن احتمال اصطدام جزيئات المادة A ببعضها والمادة B ببعضها، بالعلاقتين الآتيتين:

$$Z_A = Y_A \cdot [A]$$

$$Z_B = Y_B \cdot [B]$$

ولكي يتم التفاعل بين المادتين A و B، يجب أن تصطدم جزيئتهما مع بعضهما، ويعود احتمال هذا التصادم إلى جداء احتمال اصطدام جزيئات المادة A مع احتمال اصطدام جزيئات المادة B الذي يعبر عنه رياضياً بالعلاقة التالية:

$$Z = Z_A \cdot Z_B = Y_A \cdot [A] \cdot Y_B \cdot [B] \quad (12.2)$$

تتم هذه العمليات كلها في درجة حرارة معينة. تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي طردياً مع احتمال هذا التصادم، أي:

$$v = Y \cdot Z \quad (13.2)$$

ويعطي استبدال قيمة Z من العلاقة (12.2) في العلاقة (13.2) إلى النتيجة الآتية:

$$v = Y \cdot Y_A \cdot Y_B \cdot [A][B]$$

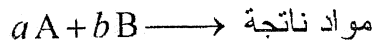
فإذا رمز للثوابت التناسبية الثلاثة، برمز لثابت واحد k ، ودعي بثابت سرعة التفاعل، تصبح العلاقة من الشكل التالي:

$$Y \cdot Y_A \cdot Y_B = k$$

فإن:

$$v = k [A][B] \quad (15.2)$$

فإذا عممت هذه العلاقة (15.2) باعتبار أمثال الجزيئات المتفاعلة، والتي يعبر عنها بالمعادلة التالية:



تصبح العلاقة (15.2) على الشكل التالي:

$$v = k[A]^a[B]^b \quad (16.3)$$

نوضح هذه العلاقة (16.2) ارتباط جداء تراكيز المواد المتفاعلة مع سرعة التفاعل الكيميائي، ودعيت هذه العلاقة بقانون فعل الكتلة، الذي ينص:

تتعلق سرعة التفاعل الكيميائي طردياً مع جداء تراكيز المواد المتفاعلة، مرفوعة

لأسها، في درجة حرارة معينة.

2-5-3 تأثير درجة الحرارة في سرعة التفاعلات الكيميائية

إن دراسة تأثير درجة الحرارة في سرعة التفاعلات الكيميائية مهمة جداً، وقد تحقق تجريبياً أن سرعة التفاعلات الكيميائية تزداد بشكل محسوس مع ارتفاع درجة الحرارة، ويفترض في أغلب الأحيان أن سرعة التفاعل تتضاعف أو تصبح ثلاثة أمثال عند ارتفاع درجة الحرارة بمقدار عشر درجات مئوية.

إن أفضل تعبير لتأثير درجة الحرارة في سرعة التفاعل هي علاقة أرينيوس الشهيرة (1889) وهي تعطى بالشكل:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT} \quad (17.2)$$

إذ يمثل k ثابت سرعة التفاعل ووحداته تتعلق بمرتبة التفاعل، و A ثابت أرينيوس (أو ثابت التواتر) وله نفس وحدات ثابت السرعة، و E_a طاقة التنشيط أو التفعيل ووحداتها kJ/mol.K أو kcal/mol ، و R ثابت الغازات العام ويأخذ القيمة $8,314 \cdot 10^{-3} \text{ KJ/mol.K}$ و T درجة الحرارة المطلقة (كالفن). يمكن كتابة العلاقة (17.2) بالشكل اللوغاريتمي التالي:

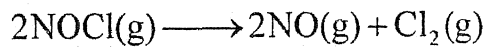
$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

أو

$$\log k = \log A - \frac{E_a}{2,303RT}$$

من خلال العلاقات السابقة يتضح أن زيادة T تزيد من قيمة k وبالتالي تزداد سرعة التفاعل وبالعكس فإن انخفاض T يؤدي إلى سرعة تفاعل أقل.

مثال: من أجل التفاعل من المرتبة الثانية:



وجد أن قيمة ثابت سرعة التفاعل k_2 تساوي $2,6 \cdot 10^{-8} \text{ L/mol.s}$ في الدرجة 300 K وتساوي $4,9 \cdot 10^{-4} \text{ L/mol.s}$ في الدرجة 400 K . ما قيمة طاقة التنشيط E_a لهذا

التفاعل، وما قيمة الثابت A للتفاعل؟

الحل: نطبق العلاقة (18.2) مع الأخذ بعين الاعتبار جميع المعطيات والوحدات

ومن أجل المقدارين $\log k_2$ ، $\log k_1$:

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\log \frac{4,9 \cdot 10^{-4} (\text{L/mol.s})}{2,6 \cdot 10^{-8} (\text{L/mol.s})} = \frac{E_a}{2,303 \cdot 8,314 (\text{J/mol.K})} \left(\frac{1}{300(\text{K})} - \frac{1}{400(\text{K})} \right)$$

ومنه: $E_a = 98000 \text{ J/mol} = 98 \text{ kJ/mol}$

ولحساب قيمة الثابت A للتفاعل السابق نطبق علاقة أرينيسوس بشكلها

اللوغاريتمي:

$$\log K = \log A - \frac{E_a}{2,303 RT}$$

$$\log A = \log K + \frac{E_a}{2,303 RT}$$

ومن أجل الدرجة 300 K تصبح هذه المعادلة بالشكل:

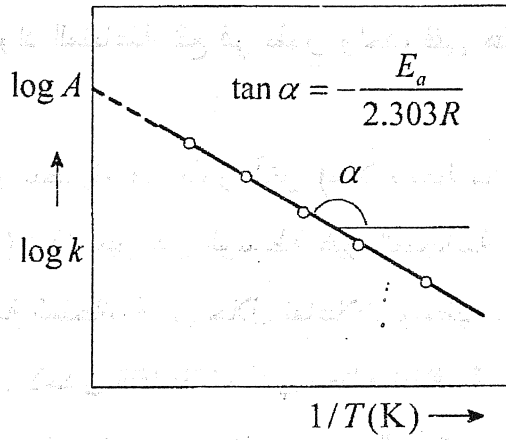
$$\log A = \log 2,6 \cdot 10^{-8} (\text{L/mol.s}) + \frac{98000 (\text{J/mol})}{2,303 \cdot 8,314 (\text{J/mol.K}) \cdot 300(\text{K})} = 16,57$$

ومنه $A = 3,75 \cdot 10^{16} \text{ L/mol.s}$

يمكن إيجاد قيمة طاقة التنشيط بيانياً من العلاقة (18.2)، وذلك برسم $\log k$ بدلالة مقلوب درجة الحرارة المطلقة $1/T$ ، حيث ينتج خط مستقيم ميله يساوي إلى ظل الزاوية α ويساوي $-E_a/2,303R$ وتقاطعته مع محور $\log k$ عبارة عن $\log A$ كما هو موضح في الشكل (5-2).

كما يمكن حساب قيمة طاقة التنشيط من العلاقة (18.2)، وذلك بعد معرفة قيمة ثابت السرعة عند درجتين مختلفتين من الحرارة، فإذا كان k_1 و k_2 قيمتي ثابت السرعة عند الدرجتين T_1 و T_2 ينتج بعد التعويض في العلاقة السابقة:

$$\log k_1 = \log A - \frac{E_a}{2,303 T_1 R}$$



الشكل (5-2): العلاقة بين $\log k$ ومقلوب درجة الحرارة المطلقة $1/T$.

$$\log k_2 = \log A - \frac{E_a}{2,303T_2 R}$$

وبطرح العلاقتين من بعضهما نحصل على العلاقة التالية:

$$\log \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,303R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

أو:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad (19.2)$$

وذلك كما مر معنا في حل المثال السابق.

2-5-4 تأثير الوسيط الكيميائي

الوساطة: هي عملية تغيير سرعة التفاعل الكيميائي عند الشروط نفسها نتيجة لإدخال مواد إضافية (لا تشارك في التفاعل)، وتدعى بالوسائط.

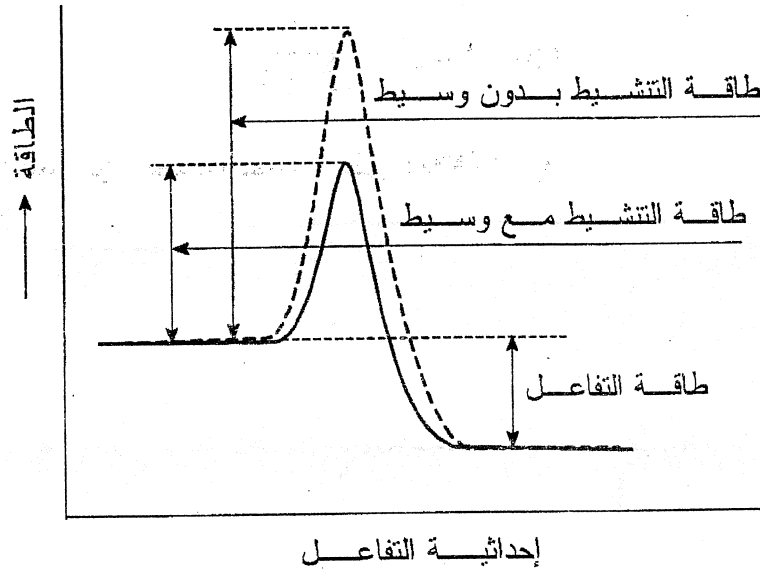
تعد الوساطة إيجابية إذا أدت إلى زيادة سرعة التفاعل الكيميائي، بينما على العكس تعد الوساطة سلبية إذا أدت إلى تخفيض سرعة التفاعل الكيميائي.

والوسيط هو مادة كيميائية تغير سرعة التفاعل الكيميائي، لكنها في نهاية التفاعل تبقى دون تغيير، هناك نوعان من الوساطة، وساطة متجانسة، ووساطة غير متجانسة،

إذا كان الوسيط والمواد المتفاعلة تقع في طور واحد، ففي هذه الحالة تعتبر الوساطة متجانسة.

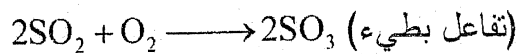
أما إذا كان الوسيط يقع في طور آخر (مثلاً وسيط من مادة صلبة في وسط غازي أو وسط سائل) فهذا يعبر عن الوساطة غير المتجانسة.

تجري الوساطة المتجانسة من خلال تفاعلات وسطية مع المادة الوسيطة، وفي النتيجة يحدث استبدال لإحدى التفاعلات الذي تحتاج لطاقة تحريض عالية، بعدة تفاعلات بديلة تتمتع بطاقات تحريض أخفض، وبالتالي تكون السرعة الكلية للتفاعل أكبر كما هو واضح في الشكل (6-2).

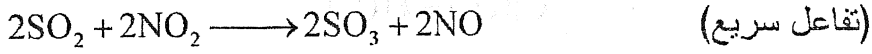


الشكل (6-2): المخطط الطاقي لتفاعل مع وسيط وبدون وسيط.

ولقد عرفت الوساطة المتجانسة منذ العام 1823 وأدخلت منذ ذلك الوقت مفاهيم الوسيط والوساطة والتي وجدت تطبيقاتها في الصناعة منذ ذلك الحين. نستعرض على سبيل المثال الوساطة المتجانسة المستخدمة في صناعة حمض الكبريت بطريقة الأبراج. إن تفاعل أكسدة SO_2 إلى SO_3 تفاعل بطيء.



ولكنه يتسارع بشكل ملحوظ بوجود أكاسيد الأزوت:



إذن بجمع التفاعلين اللذين تشارك فيهما أكاسيد الآزوت، نحصل على نفس المعادلة لأكسدة SO_2 إلى SO_3 بواسطة الأوكسجين وتكون نتيجة هذا التحول (أي الأكسدة) قد تمت بسرعة أكبر بوجود الوسيط المتجانس من أكاسيد الآزوت.

أما الوساطة غير المتجانسة فهي تتم على الحدود الفاصلة بين الوسيط والجملة المتفاعلة. وبشكل عام لا يجوز التأكيد على أنه في حالة الوساطة غير المتجانسة لا تتشكل مركبات وسطية على السطح الفاصل بين الوسيط والجملة المتفاعلة، ولكن في هذه الحالة يجب أن نعلم أن الدور الأساسي في عملية الوساطة إنما يقوم به الإدمصاص.

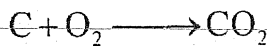
والإدمصاص: هو عملية ارتباط لجزيئات بعض المواد على السطح المدمص، وغالباً ما يكون هذا الارتباط ذو طبيعة فيزيائية وتختلف قوة هذا الارتباط حسب طبيعة المادة المدمصة، وكذلك تبعاً لدرجة الحرارة وعوامل أخرى.

وتستخدم الوساطة غير المتجانسة على نطاق واسع في الصناعة، وذلك لإنتاج كثير من المواد الكيميائية مثل اصطناع النشادر ومن أجل أكسدته إلى أكاسيد الآزوت وفي اصطناع الفورم ألدهيد وفي هدرجة الزيوت النباتية.

2 - 6 سرعة التفاعل في التفاعلات غير المتجانسة

Rate of Reaction in Heterogeneous Reaction

يطبق قانون فعل الكتلة على التفاعلات المتجانسة، أما التفاعلات غير المتجانسة فتدخل في حساب سرعة التفاعل، فقط تراكيز المواد التي توجد في الطور الغازي أما تركيز المواد الصلبة أو السائلة (تفاعل بين الغازات والسوائل أو المواد الصلبة) فتكون ثابتة لهذا لا تدخل في علاقة سرعة التفاعل مثال احتراق الكربون:

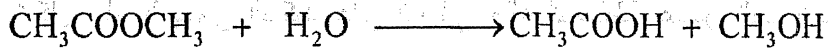


فتكون علاقة سرعة التفاعل:

$$v = k'[C][O_2] = k[O_2]$$

$$.k = k'[C]$$

أما في بعض التفاعلات المتجانسة والتي يكون فيها تركيز إحدى المواد المتفاعلة ثابتاً خلال سير التفاعل، فمثلاً إذا كانت كمية هذه المادة كبيرة، بحيث لا يستهلك منها إلا القليل مثل حلمهة استر خلات الميثيل في كمية زائدة من الماء، فمن أجل مول واحد من الاستر مع 100 mol من الماء في نهاية التفاعل يبقى 99 mol من الماء وهو تغير صغير يمكن إهماله، لذلك يمكن اعتبار تركيز الماء ثابتاً.



قبل التفاعل 1 mol 100 mol 0 mol 0 mol

بعد التفاعل 0 mol 99 mol 1 mol 1 mol

فنكتب سرعة هذا التفاعل:

$$v = k[CH_3COOCH_3]$$

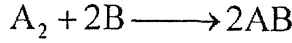
بدلاً من:

$$v = k'[H_2O][CH_3COOCH_3]$$

$$.k = k'[H_2O]$$

أسئلة وتمارين

1-2 كيف تتغير سرعة التفاعل التالي:



إذا كان هذا التفاعل يجري في وعاء مغلق وزدنا الضغط /6 مرات.

2-2 أوجد كيف تتغير سرعة التفاعل التالي:



عند زيادة تركيز الهيدروجين مرتين وكم هي عدد المرات التي تزداد فيه سرعة التفاعل.

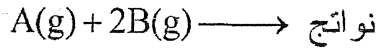
3-2 تكون طاقة التنشيط لتفاعل ما تساوي 75,24 KJ/mol ، ولكن في حال وجود

وسيط تصبح قيمة الطاقة التنشيطية لهذا التفاعل تساوي 50,14 KJ/mol ،

احسب كم مرة تزداد سرعة التفاعل السابق في حال وجود وسيط، علماً أن

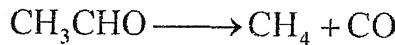
التفاعل يجري عند درجة حرارة هي 25 °C.

4-2 لدينا التفاعل التالي:



كم مرة تزداد سرعة التفاعل عند تخفيض حجم المزيج الغازي إلى الربع.

5-2 لدينا التفاعل التالي:

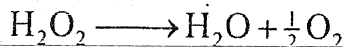


اكتب العلاقة التي تعطي الضغط الجزئي لـ CH_3CHO بدلالة الضغط الجزئي

لـ CO أو CH_4 والضغط الابتدائي CH_3CHO .

6-2 يعتبر تفكك الماء الأوكسجيني تفاعل من المرتبة الأولى وتبلغ قيمة ثابت

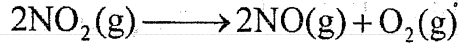
سرعته $0,041 \text{ min}^{-1}$:



أ- إذا كان تركيز الماء الأوكسجيني البدائي 0,5 mol/L فكم يصبح تركيزه بعد مرور 10 دقائق.

ب- احسب زمن نصف التفاعل.

7-2 لدينا التفاعل التالي:



إذا علمت أن طاقة التنشيط تساوي $1,14 \cdot 10^5$ و ثابت سرعة التفاعل تساوي $0,75 \text{ L/mol} \cdot \text{s}$ عند درجة الحرارة 600°K .

أ- احسب ثابت السرعة عند 700°K .

ب- كم يجب أن تكون قيمة طاقة التنشيط إذا تضاعف ثابت السرعة عند رفع درجة الحرارة من 27°C إلى 37°C .

8-2 تفاعل من الشكل $A + B \rightarrow C + D$ من المرتبة الثانية (مرتبة أولى بالنسبة لـ

A ومن المرتبة الأولى بالنسبة لـ B) فمن أجل تراكيز بدائية متساوية لـ A

و B ($0,1 \text{ mol/l}$) تختفي 20% من المواد المتفاعلة بعد 30 min:

أ- احسب قيمة ثابت السرعة.

ب- ما هو زمن نصف التفاعل؟

ج- كم يصبح زمن نصف التفاعل عندما تكون التراكيز البدائية مساوية لـ

1 mol/L لـ A و B؟

مكتبة A 2 Z
قرطاسية. محاضرات كلية العلوم
قرطوس. جانب كلية السياحة
0931497960-0935078669

مكتبة A 2 Z
قرطاسية. محاضرات كلية العلوم
قرطوس. جانب كلية السياحة
0931497960-0935078669



مكتبة

A to Z

phon

تواصي المحاضرات

Group

