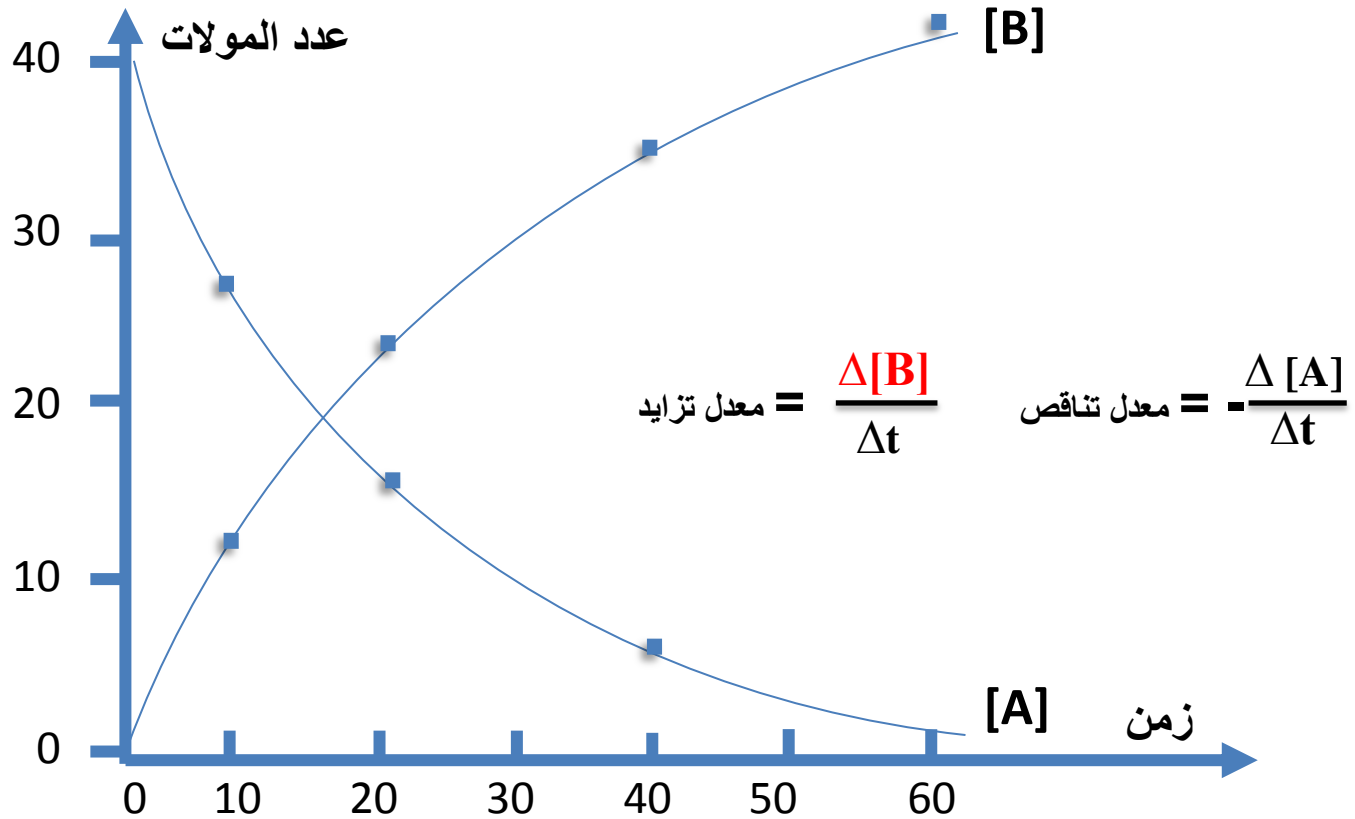
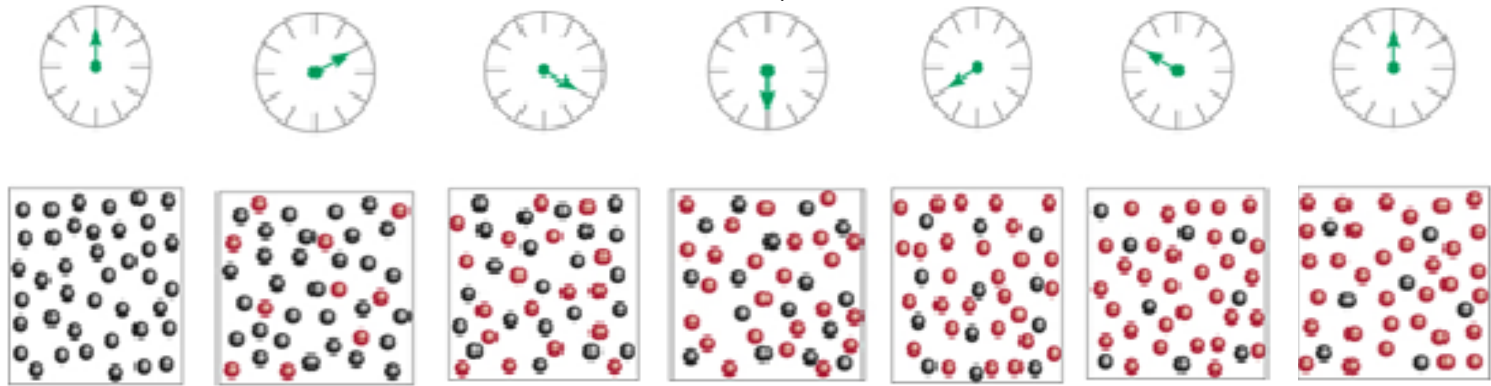


# التحريك الكيميائي

يدرس علم التحريك الكيميائي آلية التفاعلات الكيميائية (مراحل التفاعل)،  
والعوامل المؤثرة في تغير سرعة التفاعل الكيميائي وثابت سرعة التفاعل وطاقة  
تنشيطه.

تتباين سرعات التفاعلات الكيميائية من تفاعل لآخر وعلى سبيل المثال تفاعل  
احتراق غاز الميثان أو الغازولين  $C_8H_{18}$  في جو من الأوكسجين يكون انفجارياً،  
من ناحية أخرى حالة أكسدة الحديد في جو من الأوكسجين تكون بطيئة جداً.  
تُوصف سرعة التفاعل الكيميائي، بسرعة استهلاك أو تناقص تركيز المواد  
الداخلة في التفاعل أو تزايد تركيز المواد الناتجة عنه.

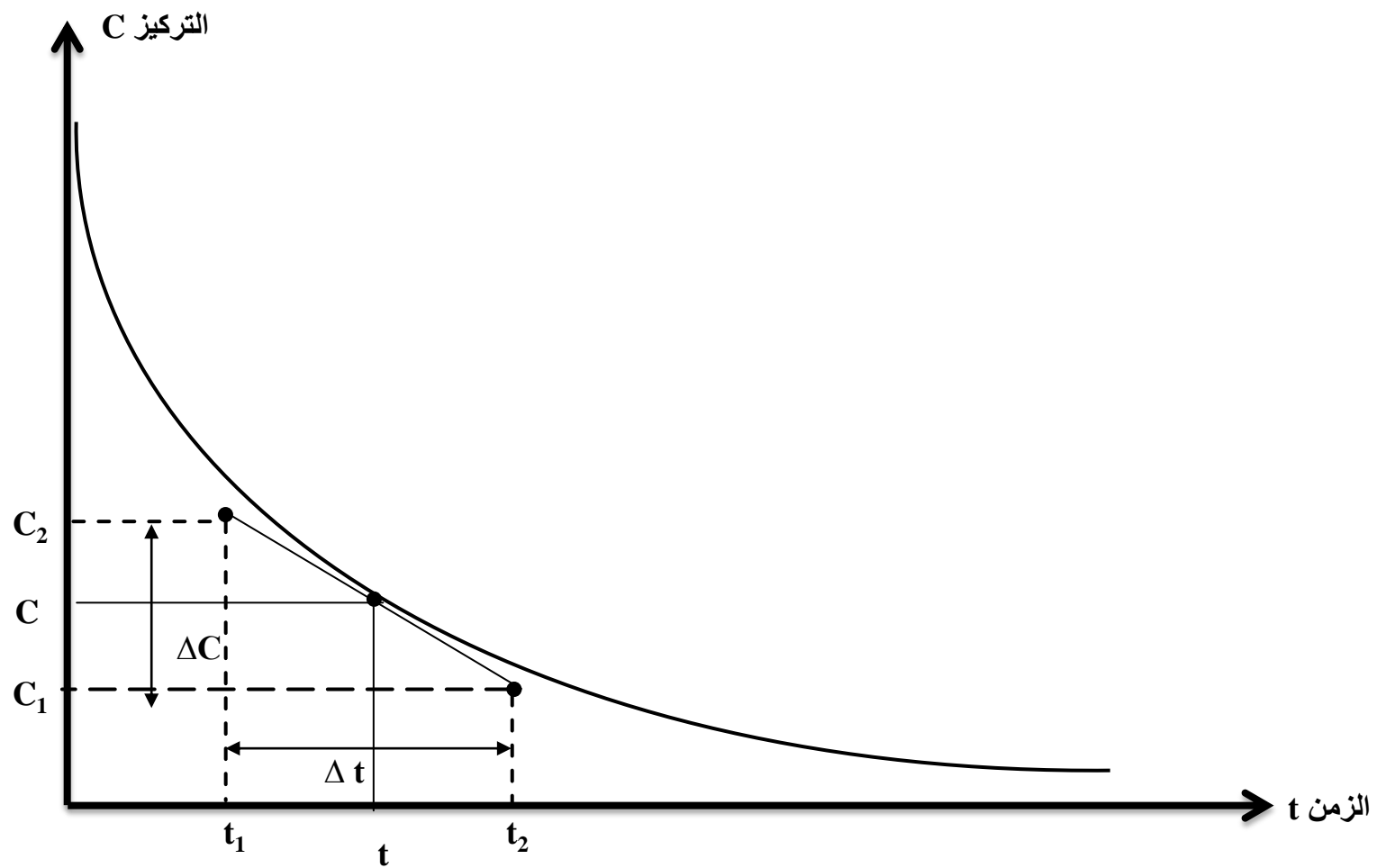
يمثل تغير تركيز كلاً من المواد الداخلة والناتجة بدلالة الزمن بيانياً من التفاعل:





يمكن وصف سرعة التفاعل السابق إما بدلالة سرعة تناقص المواد المتفاعلة أو بدلالة سرعة تزايد المواد الناتجة عن التفاعل، حيث تمثل  $a$  تناقص تركيز المادة  $A$  عند اللحظة الزمنية  $t$  وكذلك للمادة  $B$  بمقدار  $b$  عند تلك اللحظة. وتمثل كل من  $c, d$  تزايد تركيز كل من المواد الناتجة  $C, D$  عند تلك اللحظة. أعداد ستكيومترية للمعادلة الموزونة.

لو مثلنا تناقص تركيز المادة  $C_A$  بدلالة الزمن على سبيل المثال سنحصل على منحنى بياني متناقص كما هو واضح بالشكل. بالتالي يمكن حساب معدل تغير التركيز عند أي فاصلة زمنية، وذلك بإقامة مماس عند تلك الفاصلة الزمنية على الخط البياني وحساب ميل مستقيم المماس لها:

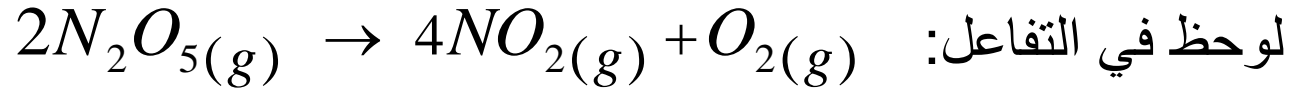


$$\text{الميل} = -\frac{\Delta C_A}{\Delta t}$$

وبالتالي تكون سرعة التفاعل معبر عنه بتغير عدد المولات في اللتر بدلالة الزمن:

$$\text{سرعة التفاعل} = -\frac{1}{a} \left( \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \right) = -\frac{1}{b} \left( \frac{\Delta[B]}{\Delta t} \right) = \frac{1}{c} \left( \frac{\Delta[C]}{\Delta t} \right) = \frac{1}{d} \left( \frac{\Delta[D]}{\Delta t} \right)$$

مثال:



أن معدل تزايد  $NO_2$  في اللحظة  $t$  يساوي  $0.0072 \frac{mol}{l.sec}$  المطلوب:

- ١ - ما هي سرعة التفاعل في تلك اللحظة؟
- ٢ - ما هو معدل تغير تركيز  $O_2$  وتركيز  $N_2O_5$  عند تلك اللحظة؟

$$V = \frac{1}{2} \times \frac{-\Delta[N_2O_5]}{\Delta t} = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \times \frac{0.0072 \text{ mol } NO_2}{l.\text{sec}} = 0.0018 \frac{\text{mol } O_2}{l.\text{sec}}$$

$$N_2O_5 \text{ تركيز تناقص معدل} = \frac{-\Delta[N_2O_5]}{\Delta t} = -2 \times 0.0018 = -0.0036 \frac{\text{mol}}{l.\text{sec}}$$

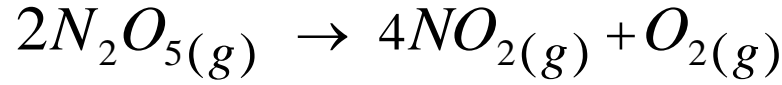
تدل إشارة السالب إلى تناقص تركيز  $N_2O_5$  الداخل في التفاعل.

$$O_2 \text{ تركيز تزايد معدل} = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = 1 \times 0.0018 = 0.0018 \frac{\text{mol}}{l.\text{sec}}$$

## طرق قياس سرعة التفاعل الكيميائي:

تعتمد طرق قياس سرعة تفاعل كيميائي على طبيعة هذا التفاعل إن كان غازياً او يجري ضمن محلول مائي، فحسب طبيعة التفاعل نختار طريقة القياس:

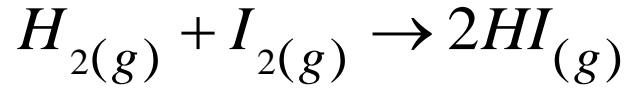
مثال: يتفكك خماسي أكسيد الآزوت إلى أكسيد آزوت وأكسجين حسب التفاعل:



أي أن تفكك مولين من غاز خماسي أكسيد الآزوت يرافقه تشكل أربع مولات من غاز أكسيد الآزوت ومول واحد من غاز لأكسجين، أو يعطي بشكل عام خمسة مولات من المزيج الغازي الناتج. فإذا كان هذا التفاعل يجري في حجم ثابت، فحسب قانون بويل سيزداد الضغط داخل الجملة إذاً بتتبع تغير الضغط بدلالة الزمن نستطيع أن نأخذ فكرة جيدة حول سرعة هذا التفاعل.

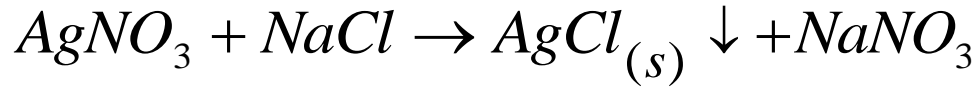
هناك بعض التفاعلات الغازية التي لا يرافقهها تغيراً في الحجم إذاً يكون ضغط الجملة ثابت أثناء التفاعل مثل تفاعل غاز الهيدروجين مع بخار اليود عند درجة حرارة معينه:





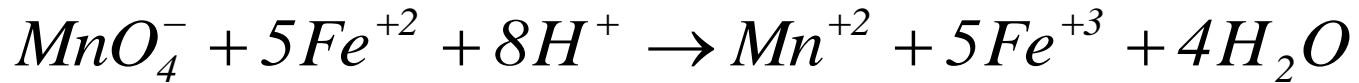
في هذه الحالة يمكن أن نأخذ عينات في أزمنة مختلفة ونوقف فيها التفاعل وذلك بالتبريد المفاجئ والتمديد، ثم تحليل هذه العينة لمعرفة محتواها من اليود المتبقي أو بمعرفة محتوى النواتج يود الهرجين (معايرة حجمية) ، وبالتالي نحصل على سلسلة تجريبية للتركيز بدلالة الزمن.

أما إذا كان أحد النواتج راسباً فيمكن تعيين سرعة التفاعل وثوابته بتتبع سرعة تشكل الراسب مع الزمن:



وإذا كان التفاعل الكيميائي يعتمد على قيمة  $PH$  الوسط فإنه يمكن تتبع تغير تركيز شوارد

الهدرجين مع الزمن باستخدام مقياس الـ  $PH$



## العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل:

### تأثير درجة الحرارة:

إن رفع درجة الحرارة يزيد من سرعة التفاعل بسبب زيادة السرعة الوسطية للجزيئات أو طاقتها الحركية مما يؤدي إلى زيادة عدد التصادمات في وحدة الزمن واكتساب أكبر عدد من الجزيئات كمية من الطاقة اللازمة لتحطيم الروابط بين ذرات الجزيئات المتفاعلة. إن رفع درجة الحرارة بمقدار عشرة درجات يؤدي إلى تضاعف سرعة التفاعل.

### تأثير الوسيط على سرعة التفاعل:

الوسيط الكيميائي عبارة عن مادة تزيد أو تنقص من سرعة التفاعل دون أن تُستهلك ويمكن استعادته بعد انتهاء التفاعل دون أن يطرأ عليه أي تغير كيميائي. عندما يلعب الوسيط دور مسرع للتفاعل فهو يخفض من طاقة التنشيط اللازمة لحصول التفاعل أو لحصول التصادمات الفعالة أي ازدياد في عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية كافية لحدوث التصادمات الفعالة. ويدعى هذا النوع من الوسائط بالوسيط الموجب. وهناك نوع آخر من الوسائط وهو الوسيط السالب فهو بعكس السابق تماماً حيث يببط من سرعة التفاعل كإضافة  $MnO_2$  إلى كلورات البوتاسيوم.

## تأثير حجم الجزيئات في التفاعلات الغير متجانسة:

تحدث التفاعلات الغير المتجانسة فقط عند سطح التماس بين الأطوار المتفاعلة. عندما نفتت المادة الصلبة إلى جسيمات صغيرة جداً فإن مساحة سطح التفاعل سيزداد وبالتالي تزداد سرعة التفاعل. مثال: احتراق كتلة من الفحم تكون بطيئة بينما لو كانت على شكل مسحوق فيكون احتراقها أسرع.

## طبيعة المواد المتفاعلة:

تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي على طبيعة المواد المتفاعلة مع بعضها البعض فمثلاً يتأكسد النحاس أو الفضة بأكسجين الهواء وبوجود لهب بينما تفاعل أكسدة المغنزيوم أسرع في حين أن تأكسد الفوسفور الأبيض يكون تلقائي في أكسجين الهواء.

## تركيز المواد المتفاعلة:

عند درجة حرارة ثابتة تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة ومرفوعة لقوة تُدعى مرتبة التفاعل فمن أجل التفاعل التالي:



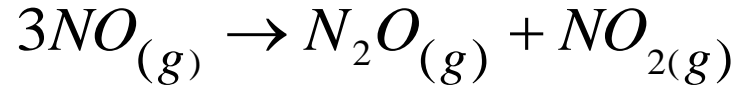
$$\text{سرعة التفاعل} = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y \cdot [C]^z$$

حيث أن  $k$  ثابت سرعة التفاعل وأن  $x, y, z$  مراتب التفاعل للمواد  $A, B, C$

وتجدر الإشارة بأن هذه القيم تحدد وفقاً للنتائج التجريبية وليس لها أي علاقة بالأعداد الستوكيومترية للمعادلة الموزونة.

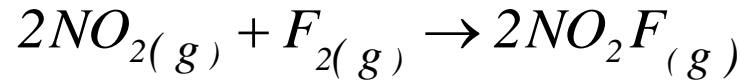
أن مجموع مراتب التفاعل تساوي مرتبة التفاعل الكلية  $= x + y + z$ .

## أمثلة:



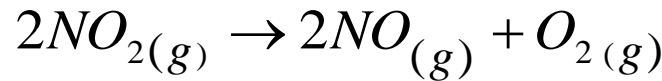
$$\text{السرعة} = k.[NO]^2$$

التفاعل من المرتبة الثانية



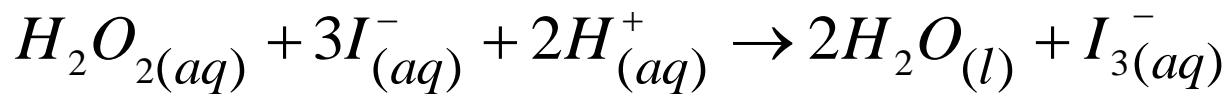
$$\text{السرعة} = k.[NO_2].[F_2]$$

التفاعل من المرتبة الأولى بالنسبة لـ  $F_2$  وكذلك بالنسبة لـ  $NO_2$  ومن المرتبة الثانية بالنسبة للتفاعل الكلي.



$$\text{السرعة} = k.[NO_2]^2$$

التفاعل من المرتبة الثانية بالنسبة لـ  $NO_2$  وكذلك بالنسبة للتفاعل ككل.



$$\text{السرعة} = k.[H_2O_2].[I^-]$$

التفاعل من المرتبة الأولى بالنسبة لـ  $H_2O_2$  و بالنسبة لـ  $I^-$

ومن المرتبة الثانية بالنسبة للتفاعل ككل. إذاً نلاحظ من خلال الأمثلة السابقة أنه لا توجد علاقة بين الأعداد الستوكيومترية ومرتبة التفاعل، إذاً تُحدد مرتبة التفاعل من خلال المعطيات التجريبية فقط.

مسألة:



عُينت سرعة التفاعل التالي:

$$V = k[A].[B]^2$$

بالعلاقة التالية:

ماذا يحصل لقيمة سرعة التفاعل إذا غيرنا تركيز المواد المتفاعلة بالشكل التالي:

١ مضاعفة تركيز المادة A مع ثبات كل من B , C .

٢ مضاعفة تركيز المادة B مع ثبات كل من A , C .

٣ مضاعفة تركيز المادة C مع ثبات كل من B , A .

٤ مضاعفة تركيز المادة A , B, C .

**الحل:**

١- من معادلة السرعة نجد أنها تتناسب مع تركيز المادة A المرفوعة للقوة واحد.

إذا مضاعفة تركيز A سيؤدي لمضاعفة سرعة التفاعل الكلي.

$$V = k.[2A].[B]^2$$

٢- من معادلة السرعة نجد أنها تتناسب مع تركيز المادة  $[B]^2$  المرفوعة للقوة 2.

إذا مضاعفة تركيز B سيؤدي لمضاعفة سرعة التفاعل الكلي أربع مرات.

$$V = k.[A].[2B]^2$$

٣- من معادلة السرعة نجد أنه لا يوجد تناسب مع تركيز المادة C أي أن سرعة التفاعل مستقل عن تركيز المادة C. إذاً مضاعفة تركيز C لا يغير من قيمة سرعة التفاعل.

٤- عند مضاعفة تركيز كل من [A],[B],[C] نجد:

$$V = k[2A].[2B]^2$$

$$V = 8.k[A].[B]^2$$

أي أن السرعة تصبح ثمانية أمثال السرعة السابقة.



## تعيين مرتبة التفاعل وثابت السرعة تجريبياً:

يمكن إيجاد مرتبة التفاعل من خلال النتائج التجريبية، وسنذكر أهم الطرق لتعيين مرتبة التفاعل لكل مادة على حدى وذلك بتثبيت جميع التراكيز البدائية وجعل التركيز البدائي للمادة المراد تعيين مرتبة تفاعلها متغيراً. تُكرر هذه الطريقة بالنسبة لبقية تراكيز المواد الداخلة في التفاعل بمعادلة السرعة.

مثال:

من أجل التفاعل التالي:  $A + B \rightarrow C$  جرينا سلسلة من التجارب وفق الجدول التالي:

رقم التجربة	التركيز البدائي [A]	التركيز البدائي [B]	السرعة البدائية لتشكيل [C]
1	$1.0 \times 10^{-2} M$	$1.0 \times 10^{-2} M$	$1.5 \times 10^{-6} (M \cdot \text{sec}^{-1})$
2	$1.0 \times 10^{-2} M$	$2.0 \times 10^{-2} M$	$3.0 \times 10^{-6} (M \cdot \text{sec}^{-1})$
3	$2.0 \times 10^{-2} M$	$1.0 \times 10^{-2} M$	$6.0 \times 10^{-6} (M \cdot \text{sec}^{-1})$

حيث يمثل كل من [A] و [B] التراكيز البدائية لحظة حدوث التفاعل ويرافق ذلك السرعة البدائية لتشكيل المادة C عند كل تجربة.

فإذا كانت معادلة السرعة من الشكل  $V = k.[A]^x.[B]^y$  فاحسب مرتبة التفاعل بالنسبة لكل من A و B والمرتبة الكلية للتفاعل  $x + y$  وثابت سرعة التفاعل.

**الحل:**

من معطيات الجدول نجد من أجل التجربة الأولى والثانية أن التركيز البدائي للمادة A ثابت إذاً تتغير سرعة التفاعل بنتيجة تغير تركيز المادة B وبالتالي تكون سرعة التفاعل لأجل التجربة الأولى والثانية بالشكل:

$$V_1 = k.[A]_1^x.[B]_1^y$$

$$V_2 = k.[A]_2^x.[B]_2^y$$

بما أن تركيز المادة A ثابت و k ثابت السرعة أيضا ، إذاً بقسمة  $\frac{V_1}{V_2}$  نجد:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{[B]_1^y}{[B]_2^y} \Rightarrow \frac{1.5 \times 10^{-6}}{3.0 \times 10^{-6}} = \left( \frac{1 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-2}} \right)^y$$
$$\Rightarrow 0.5 = (0.5)^y \Rightarrow y = 1$$

وبالتالي يكون التفاعل من المرتبة الأولى بالنسبة للمادة B.

من أجل التجربة الأولى والثالثة نجد أن التركيز البدائي للمادة B ثابت إذاً تتغير سرعة التفاعل بنتيجة تغير تركيز المادة A. وبالتالي تكون سرعة التفاعل لأجل التجربة الأولى والثالثة بالشكل:

$$V_1 = k.[A]_1^x.[B]_1^y$$

$$V_3 = k.[A]_3^x.[B]_3^y$$

بما أن تركيز المادة B ثابت و k ثابت السرعة أيضا ، إذاً بقسمة  $\frac{V_1}{V_2}$  نجد:

$$\frac{V_1}{V_3} = \frac{[A]_1^x}{[A]_3^x} \Rightarrow \frac{1.5 \times 10^{-6}}{6.0 \times 10^{-6}} = \left( \frac{1 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-2}} \right)^x$$

$$\Rightarrow 0.25 = (0.5)^x \Rightarrow x = 2$$

وبالتالي يكون التفاعل من المرتبة الثانية بالنسبة للمادة A.  
وتكون مرتبة التفاعل الكلية من معادلة السرعة:

$$V = k.[A]^2.[B]^1$$

$$x + y = 1 + 2 = 3$$

من المرتبة الثالثة لإيجاد ثابت سرعة التفاعل يمكن أن نعوض بمعادلة السرعة من أي تجربة كالتالي:

من التجربة الأولى:

$$V_1 = 1.5 \times 10^{-6} (M \text{ sec}^{-1}) = k(1.2 \times 10^{-2} M)^2 (1 \times 10^{-2} M)^1$$

$$\Rightarrow k = 1.5 M^{-2} \text{ sec}^{-1}$$

## مسألة:

لدينا التفاعل التالي:  $A + B + C \rightarrow D + E$  أجريت سلسلة من التجارب الموضحة بالجدول:

التجربة	التركيز البدائي لـ [A]	التركيز البدائي لـ [B]	التركيز البدائي لـ [C]	سرعة التشكل البدائية لـ [E]
١	$M \ 0.20$	$M \ 0.20$	$M \ 0.20$	$2.40 \times 10^{-6} \ M \cdot \text{min}^{-1}$
٢	$M \ 0.40$	$M \ 0.30$	$M \ 0.20$	$9.6 \times 10^{-6} \ M \cdot \text{min}^{-1}$
٣	$M \ 0.20$	$M \ 0.30$	$M \ 0.20$	$2.40 \times 10^{-6} \ M \cdot \text{min}^{-1}$
٤	$M \ 0.20$	$M \ 0.20$	$M \ 0.60$	$7.20 \times 10^{-6} \ M \cdot \text{min}^{-1}$

المطلوب حساب مرتبة التفاعل الكلي وحساب قيمة ثابت السرعة.

تُعطى علاقة ثابت السرعة بالشكل:  $V = k.[A]^x.[B]^y.[C]^z$

من خلال التجربة الأولى والثالثة نجد أن السرعة البدائية لتشكل المادة E متساوية في التجريبتين وكذلك التركيز البدائي لكل من المادة C والمادة A متساويتان وأن التركيز البدائي للمادة B متغير ورغم ذلك فإن السرعة البدائية لتشكل المادة E تبقى ثابتة، إذاً نستنتج أن مرتبة التفاعل  $y$  بالنسبة للمادة B هي من مرتبة الصفر (مرتبة تفاعلها مستقلة عن التركيز). وبالتالي تُعطى العلاقة الرياضية لمرتبة التفاعل بالشكل التالي:

$$V_1 = k.[A]_1^x.[B]_1^y.[C]_1^z$$

$$V_3 = k.[A]_3^x.[B]_3^y.[C]_3^z$$

لنأخذ النسبة بين سرعتين بعد اختصار قيمة  $k$  وقيمة التركيز البدائي لـ C و A لتساويهما نجد:

$$\frac{V_1}{V_3} = \left( \frac{[B]_1}{[B]_3} \right)^y = \frac{2.4 \times 10^{-6}}{2.4 \times 10^{-6}} = \left( \frac{2}{3} \right)^y$$
$$\Rightarrow 1 = \left( \frac{2}{3} \right)^y \Rightarrow y = 0$$

إذاً تكون معادلة السرعة من الشكل:  $V = k.[A]^x.[C]^z$

لنحسب مرتبة التفاعل  $x$  بالنسبة للمادة  $A$  وبالتالي يجب أن نبحث في سلسلة التجارب السابقة عن تجربتين يكون فيها تركيز  $C$  ثابت وبغض النظر عن المادة  $B$  لأنها مرتبة تفاعلها مستقلة عن التركيز كما وجدنا سابقاً. ولأجل ذلك تختار التجربة الثانية والثالثة حيث أن تركيز المادة  $C$  ثابت وبالتالي تعتمد السرعة البدائية لتشكل المادة  $E$  على تغير التركيز البدائي للمادة  $A$ :

$$V_2 = k.[A]_2^x.[C]_2^z$$

$$V_3 = k.[A]_3^x.[C]_3^z$$

لنأخذ النسبة بين سرعتين بعد اختصار قيمة  $k$  وقيمة التركيز البدائي لـ  $C$  لتساويهما نجد:

$$\frac{V_2}{V_3} = \left( \frac{[A]_2}{[A]_3} \right)^x \Rightarrow \frac{9.6 \times 10^{-6}}{2.4 \times 10^{-6}} = \left( \frac{0.4}{0.2} \right)^x$$

$$\Rightarrow 4 = (2)^x \Rightarrow x = 2$$

إذا مرتبة التفاعل بالنسبة للمادة  $A$  هي 2 . فتكون معادلة السرعة من الشكل:

$$V = k.[A]^2.[C]^z$$

من التجربتين الأولى والرابعة يكون التركيز البدائي للمادة  $A$  ثابت، إذاً سرعة التفاعل البدائية تعتمد على تغير التركيز البدائي للمادة  $C$ :



$$V_1 = k.[A]_1^x.[C]_1^z$$

$$V_4 = k.[A]_4^x.[C]_4^z$$

لنأخذ النسبة بين سرعتين بعد اختصار قيمة  $k$  وقيمة التركيز البدائي لـ  $C$  لتساويهما نجد:

$$\frac{V_1}{V_4} = \left( \frac{[C]_1}{[C]_4} \right)^z \Rightarrow \frac{2.4 \times 10^{-6}}{7.2 \times 10^{-6}} = \left( \frac{0.2}{0.6} \right)^z \Rightarrow \frac{1}{3} = \left( \frac{1}{3} \right)^z \Rightarrow z = 1$$

أي أن مرتبة التفاعل  $z$  من المرتبة الأولى بالنسبة للمادة  $C$  إذاً معادلة السرعة تكون على

الشكل التالي:

$$V = k.[A]^2.[C]^1$$

وتكون مرتبة التفاعل الكلية للتفاعل السابق  $2 + 0 + 1 = 3$  من المرتبة الثالثة.

لإيجاد قيمة  $k$  بتطبيق المعادلة السابقة على أي تجربة فنحصل:

$$V_2 = k.[A]^2.[C]^1$$

$$\Rightarrow k = \frac{V_2}{[A]_2^2.[C]_2} = \frac{9.6 \times 10^{-6} (M \cdot \min^{-1})}{(0.4.M)^2 \cdot (0.2.M)} = 3 \times 10^{-4} M^{-2} \cdot \min^{-1}$$

## مسألة:

في التفاعل التالي:  $A + B \rightarrow C + D$  أجريت سلسلة من التجارب وُرتبت في الجدول التالي:

رقم التجربة	التركيز البدائي [A]	التركيز البدائي [B]	السرعة البدائية لتشكل [D]
١	$1.0 \times 10^{-2} M$	$1.0 \times 10^{-2} M$	$6.0 \times 10^{-3} (M \cdot \text{min}^{-1})$
٢	$2.0 \times 10^{-2} M$	$3.0 \times 10^{-2} M$	$1.44 \times 10^{-1} (M \cdot \text{min}^{-1})$
٣	$1.0 \times 10^{-2} M$	$2.0 \times 10^{-2} M$	$1.20 \times 10^{-2} (M \cdot \text{min}^{-1})$

المطلوب أوجد مرتبة التفاعل وثابت سرعته؟

تُعطى معادلة سرعة التفاعل بالشكل:  $V = k.[A]^x.[B]^y$

لنجد مرتبة التفاعل  $y$  بالنسبة للمادة  $B$  وذلك من أجل التجربة الأولى والثالثة، حيث أن التركيز البدائي للمادة  $A$  ثابتة، وبالتالي تتغير السرعة البدائية لتشكل المادة  $D$  بنتيجة تغير التركيز البدائي للمادة  $B$ :

$$V_1 = k.[A]_1^x.[B]_1^y$$

$$V_3 = k.[A]_3^x.[C]_3^y$$

لنأخذ النسبة بين السرعتين بعد اختصار قيمة  $k$  وقيمة التركيز البدائي لـ  $A$  لتساويهما نجد:

$$\frac{V_3}{V_1} = \left( \frac{[B]_3}{[B]_1} \right)^y \Rightarrow \frac{1.20 \times 10^{-2}}{6.0 \times 10^{-3}} = \left( \frac{2.0 \times 10^{-2}}{1.0 \times 10^{-2}} \right)^y$$

$$\Rightarrow 2.0 = 2.0^y \Rightarrow y = 1$$

التفاعل من المرتبة الأولى بالنسبة للمادة  $B$ .

من أجل حساب مرتبة التفاعل للمادة A لا نلاحظ من معطيات الجدول تغيراً لقيم التركيز البدائي للمادة B ولكن بما أن قيمة  $y$  أصبحت معلومة إذاً يمكن أن نأخذ أي تجربتين من الجدول ونجري بقية الحسابات من أجل معرفة قيمة  $x$ . فمن أجل التجريبتين الثانية والثالثة نجد:

$$\frac{1.44 \times 10^{-1}}{1.2 \times 10^{-2}} = \left( \frac{2 \times 10^{-2}}{1.0 \times 10^{-2}} \right)^x \times \left( \frac{3 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-2}} \right)^1 \Rightarrow$$

$$\frac{14.4}{1.2} = (2)^x \cdot 1.5 \Rightarrow 8 = (2)^x \Rightarrow x = 3$$

إذاً مرتبة التفاعل الكلية من المرتبة  $1 + 3 = 4$  الرابعة.

لإيجاد ثابت سرعة التفاعل يمكن أن نعوض بمعادلة السرعة من أي تجربة كالتالي:

$$V_3 = 1.2 \times 10^{-2} (M \text{ sec}^{-1}) = k(1.2 \times 10^{-2} M)^3 (2 \times 10^{-2} M)^1 \text{ من أجل التجربة الأولى:}$$

$$\Rightarrow k = 6 \times 10^{+5} M^{-3} \text{ sec}^{-1}$$