الوحدة الثالثة :سرعة التفاعل الكيمائي والعوامل المؤثرة فيها :

الفصل الأول : سرعة التفاعل الكيميائي

تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها ،فبعضها يتم بسرعة كبيرة كما في احتراق الغابات ،ومعظم التفاعلات التي تجري في المحاليل الأيونية كتفاعل الحمض والقواعد في وسط مائي،وبعض هذه التفاعلات تحدث بسرعة بطيئة ،مثل صدأ الحديد،ويستغرق بعضها الآخر آلاف السنين لحدوثه ،مثل تفاعلات تكون النفط.

أولاً: مفهوم سرعة التفاعل :

تعرف السرعة بأنها مقياس التغير في كمية معينة في وحدة الزمن

_تعد سرعة التفاعل مقياسا لمقدار التغير في كميات المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة في وحدة الزمن ،ونظرا لإختلاف المواد الكيميائية الداخلة في التفاعل الكيميائي أو الناتجة عنه ، في نوعها وطبيعتها فإنه يمكن قياس معدل سرعة التفاعل الكيميائي باستخدام التغير في عدد مولات هذه المواد ،أو حجمها أو كتلتها أو تركيزها ....في وحدة الزمن. وعليه فإن طريقة التعبير عن سرعة التفاعل تعتمد على نوع الكميات المستخدمة ،فإذا قيست السرعة بالتغيرفي كتلة المادة المتفاعلة أو الناتجة مع الزمن يكون :

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في الكتلة}}{\text{التغير في الزمن}}$$

وإذا كانت كتلة المادة مقيسة بالغرام والزمن بالثانية ،فإن وحدة سرعة التفاعل تقاس بوحدة (غ / ث)

وأما إذا قيست السرعة بالتغير في تركيز المادة (مول / لتر) مع الزمن بالثانية ،يكون :

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}}$$

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التركيز النهائي - التركيز الإبتدائي}}{\text{الزمن النهائي - الزمن الإبتدائي}}$$

وتكون وحدة سرعة التفاعل (مول / لتر . ث)

*ويعد قياس التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة بالنسبة للزمن من أكثر الطرق الشائعة للتعبير عن معدل سرعة التفاعل ، إذ تقل تراكيز المواد المتفاعلة مع الزمن وتزداد تراكيز المواد الناتجة مع الزمن.

مثال :-

$$Mg_{(S)} + H_2SO_{4\,(aq)} \longrightarrow MgSO_{4\,(aq)} + H_{2(g)}$$

يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل كالآتي :-

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \text{معدل سرعة انتاج } MgSO_4 = \frac{\Delta[MgSO_4]}{\Delta n}$$

أو معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة إستهلاك H_2SO_4 $= \frac{-\Delta[H_2SO_4]}{\Delta \text{ ن}}$

ويمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل بدلالة التغير في كتلة المغنسيوم المستهلكة أو التغير في حجم غاز الهيدروجين الناتج في وحدة الزمن.

لاحظ عند حساب معدل السرعة بدلالة إستهلاك مادة متفاعلة يكون التغير في التركيز سالبا ، لذلك يضرب التغير في التركيز بإشارة سالب لأن معدل السرعة هو قيمة عددية موجبة .

مثال : يتحلل مركب آزوميثان $\left[\mathbf{CH_3N=NCH_3} \right]$ وفق المعادلة الآتية :

$$\mathbf{CH_3N = NCH_{3(g)} \longrightarrow C_2H_{6\ (g)} + N_{2(g)}}$$

فإذا كان تركيز آزوميثان في بداية التفاعل $1,5\times10^{-2}$ مول / لتر و أصبح تركيزه 1.29×10^{-2} مول / لتر

بعد مرور عشر دقائق من بدء التفاعل ، إحسب معدل السرعة لهذا التفاعل .

الحل :

معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة إستهلاك $CH_3N = NCH_3$

$$= \frac{-\Delta[CH_3N=NCH_3]}{\Delta \text{ ن}}$$

$$= \frac{-[1.29\times10^{-2} - 1.5\times10^{-2}]}{10}$$

$= 2.1\times10^{-4}$ مول/لتر.دقيقة

لاحظ أن عدد المولات في معادلة التفاعل متساوية لجميع المواد و لذلك فإن :-

معدل سرعةالتفاعل = معدل سرعة إستهلاك $\mathbf{CH_3N=NCH_3}$ = معدل سرعة إنتاج $\mathbf{C_2H_6}$ = معدل سرعة إنتاج $\mathbf{N_2}$

سؤال واجب :في التفاعل الآتي :-

$$\mathbf{CO_{(g)} + NO_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}}$$

إذا كان تركيز **NO** يساوي 0,40 مول / لتر بعد مرور 45 ثانية على بدء التفاعل ، ويساوي 0.85 مول / لتر بعد مرور 80 ثانية على بدئه:

أ . إحسب معدل سرعة التفاعل ؟

ب . إحسب معدل سرعة إستهلاك **CO** ؟

والسؤال الأن : هل يختلف معدل سرعة التفاعل أو سرعة استهلاك المواد أو إنتاجها بإختلاف عدد المولات في المعادلة الكيمائية الموزونة ؟

مثال : يتحلل N_2O_4 إلى NO_2 كما في المعادلة الآتية :-

$$N_2O_{4(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

أدرس الجدول الآتي الذي يبين تغير تركيز المواد المتفاعلة والناتجة مع الزمن ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

تتغير $[N_2O_4]$ و $[NO_2]$ مع الزمن

الزمن (ث)	$[N_2O_4]$ مول / لتر	$[NO_2]$ مول / لتر
0	0.10	0
20	0.07	0.06
40	0.05	0.10
60	0.04	0.12

1 . إحسب معدل سرعة إستهلاك N_2O_4 في الفترة الزمنية (20-40) ث

2. احسب معدل سرعة تكون NO_2 في الفترة الزمنية(20 -40) ث

3 . ما العلاقة بين معدل السرعة إستهلاك N_2O_4 ومعدل سرعة تكون NO_2

الحل :

1) معدل سرعة استهلاك N_2O_4 $= -\frac{\Delta [N_2O_4]}{\Delta \text{ن}} = -\frac{[0.07-0.05]}{20-40}$

$= 1\times10^{-3}$ مول/لتر.ث

2) معدل سرعة تكون NO_2 $= \frac{\Delta [NO_2]}{\Delta \text{ن}}$

$= \frac{[0.06-0.10]}{20-40}$ $= 2\times10^{-3}$ مول/ لتر . ث

3) معدل سرعة إستهلاك N_2O_4 = 2/1 معدل سرعة تكون NO_2

*لاحظ في المثال السابق أننا حصلنا على قيمتين مختلفتين إحداهما لمعدل سرعة إستهلاك N_2O_4، والأخرى لمعدل سرعة تكون NO_2، فأيهما يمثل معدل سرعة التفاعل ؟

لقد أصطلح للتعبير عن معدل سرعة التفاعل الكلي بدلالة مول واحد من أي من المواد المتفاعلة أو الناتجة ، وعليه فإن :

معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة إستهلاك N_2O_4 $= \frac{1}{2}$ معدل سرعة إنتاج NO_2

سؤال واجب : أدرس بيانات الجدول أدناه والمتعلقه بالتفاعل الآتي :
والذي يحدث عن 300 Ċ ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :-

$$2NO_{2\,(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$$

الزمن (ث)	[NO_2]مول / لتر
0	0.0100
50	0.0080
100	0.0065
150	0.005

1- أكتب العلاقة بين معدل سرعة إستهلاك NO_2 ومعدل سرعة إنتاج O_2؟
2- احسب معدل سرعة إستهلاك NO_2في الفترة [0-50]ث؟
3 - أحسب معدل سرعة إنتاج NO في الفترة [100 -150]ث ؟
4- أي الفترات يكون معدل سرعة التفاعل فيها أعلى ؟
[0 -50] أو [50 -100] أو[100 -150] ولماذا ؟

مثال :
يتفاعل أيون I^- مع أيون ClO^- في محلول قاعدي حسب المعادلة التالية :

$$I^-_{(aq)} + ClO^-_{(aq)} \longrightarrow Cl^-_{(aq)} + IO^-_{(aq)}$$

فإذا علمت أن :

[Cl^-]	الزمن (الثانية)
0.00101	2
0.00169	8

إحسب معدل سرعة التفاعل في الفترة الزمنية من ثانيتين إلى ثمان ثوان ؟

معدل سرعة التفاعل = $\frac{\Delta [Cl^-]}{\Delta ن} = \frac{6.8 \times 10^{-4}}{6}$

$= 1.13 \times 10^{-4}$ مول / لتر . ث

مثال :

يتفاعل الهيدروجين مع اليود لتكوين يوديد الهيدروجين H I حسب المعادلة التالية :

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \longrightarrow 2HI_{(g)}$$

عند دراسة تغير تركيز H_2 مع الزمن أمكن الحصول على البيانات الآتية :

الزمن (ثانية)	[H_2] مول /لتر
2	0.00167
8	0.00101

أ . إحسب معدل سرعة إستهلاك H_2 في الفترة الزمنية من ثانيتين إلى ثمان ثوان ؟

الحل : معدل سرعة إستهلاك H_2 $= \frac{-\Delta [H_2]}{\Delta ن} = \frac{0.00066}{6} = 1,1 \times 10^{-4}$ مول /لتر . ث

ب . إحسب معدل سرعة إنتاج HI في الفترة الزمنية نفسها ؟

الحل : $\frac{1}{2}$ × معدل سرعة إنتاج HI = معدل سرعة إستهلاك H_2

معدل سرعة إنتاج HI= 2× 1.1 ×10^{-4} = 2. 2 × 10^{-4} مول/لتر .ث

مثال :

يتفاعل NO_2 مع F_2 في الحالة الغازية وفق المعادلة الموزونة

$$2NO_2 + F_2 \longrightarrow 2NO_2F$$

1- جد العلاقة بين معدل سرعة تكون NO_2F ومعدل سرعة إستهلاك F_2 ؟

الحل : $\frac{1}{2}$ × معدل سرعة تكون NO_2F = معدل سرعة إستهلاك F_2

$$\frac{1}{2} \times \frac{\Delta [NO_2F]}{\Delta ن} = \frac{-\Delta [F_2]}{\Delta ن}$$

2 . جد العلاقة بين معدل سرعة إستهلاك F_2 ومعدل سرعة إستهلاك NO_2 ؟

الحل : معدل سرعة إستهلاك F_2 = $\frac{1}{2}$ معدل سرعة إستهلاك NO_2

$$\frac{[NO_2]\Delta-}{\Delta ن} \quad \frac{1}{2} = \frac{[F_2]\Delta-}{\Delta ن}$$

مثال : في التفاعل الآتي الذي يمثل إحتراق غاز الأيثلين

$$C_2H_{4(g)}+3O_{2(g)} \longrightarrow 2CO_{2(g)}+2H_2O_{(g)}$$

إذا كان معدل سرعة إستهلاك O_2 = 0.45 مول /لتر .ث

1-ما معدل سرعة إستهلاك C_2H_4؟

الحل : ⅓ معدل سرعة إستهلاك O_2= معدل سرعة إستهلاك C_2H_4

⅓ × 0,45 = معدل سرعة إستهلاك C_2H_4

0,15 مول /لتر .ث =معدل سرعة إستهلاك C_2H_4

2 . ما معدل سرعة إنتاج (تكون ، ظهور) CO_2 ؟

الحل :⅓ معدل سرعة إستهلاك O_2 = $\frac{1}{2}$ معدل سرعة إنتاج CO_2

$\frac{2}{3}$ × 0.45 = معدل سرعة إنتاج CO_2

0.3 مول / لتر .ث = معدل سرعة إنتاج CO_2

مثال : في التفاعل التالي :

$$CH_3OCH_{3(g)} \xrightarrow{\text{ċ } 500} CH_{4(g)}+CO_{(g)}+H_{2(g)}$$

عبر عن سرعة التفاعل بالنسبة للنواتج والمتفاعلات

الحل : معدل سرعة إستهلاك =معدل سرعة تكون = معدل سرعة تكون = معدل سرعة اتكون

H_2 CO CH_4 CH_3OCH_3

$$\frac{[H_2]\Delta}{\Delta ن} = \frac{[CO]\Delta}{\Delta ن} = \frac{[CH_4]\Delta}{\Delta ن} = \frac{[CH_3OCH_3]\Delta-}{\Delta ن}$$

ثانيا :<u>تغير سرعة التفاعل مع الزمن</u>

عرفت أن سرعة التفاعل تقاس بمعرفة تغير التركيز لاحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة خلال فترة زمنية معينة ، كما ورد في الأمثلة السابقة ، ولعلك تسأل ألا يمكن قياس سرعة التفاعل عند لحظة معينة ، أي السرعة اللحظية للتفاعل عند أي زمن نريده .

لتوضيح ذلك أدرس البيانات الواردة في الجدول التالي والمتعلقة بالتفاعل الآتي ، ثم أجب عن الأسئلة التي تلية :

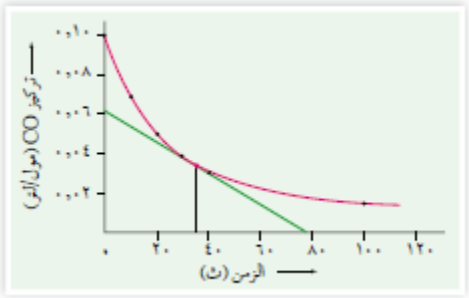
$$CO_{(g)}+NO_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}+NO_{(g)}$$

[CO]	[NO2]	الزمن (الثانية)	السرعة اللحظية مول /لتر.ث
0،100	0،100	0	10×49^{-4}
0،067	0،067	10	10×22^{-4}
0،050	0،050	20	10×12^{-4}
0،040	0،040	30	10×8^{-4}
0،033	0،033	40	10×5^{-4}
0،017	0،017	100	10×1^{-4}

1. كيف تتغير سرعة التفاعل بمرور الزمن ؟
2. ماذا يحدث لسرعة التفاعل مع تناقص تركيز المواد المتفاعلة ؟
3. عند أي زمن تكون سرعة التفاعل الأمامي أعلى ما يمكن ولماذا ؟

يتبين لك مما سبق أن سرعة تفاعل CO مع NO_2 تتناقص باستمرار مع استهلاك المواد المتفاعلة وتتناقص تراكيزها كما أن سرعة التفاعل تكون أكبر ما يمكن في بدايته ، أي أنه عند الزمن صفر (لحظة خلط المواد المتفاعلة) حيث تكون تراكيزها أعلى ما يمكن وتسمى هذه السرعة السرعة الإبتدائية للتفاعل

وبين الشكل(3-2) رسما بيانيا لتغير تركيز CO مع الزمن ويمكن الحصول على سرعة التفاعل برسم مماس للمنحنى الممثل في الشكل عند تركيز معين حيث يمثل ميل المماس السرعة اللحظية عند ذلك التركيز ، وبالمثل يمثل ميل المماس للمنحنى عند زمن معين مقدار السرعة اللحظية للتفاعل عند ذلك الزمن



الشكل (٣-٢): تغير تركيز CO مع الزمن

فمثلا يمكن تعيين السرعة اللحظية للتفاعل بعد مرور 35 ثانية من بدء التفاعل وذلك برسم مماس للمنحنى عند نقطة تقاطع الزمن (35ثانية) مع المنحنى كما في الشكل أعلاه ، أي أن السرعة اللحظية عند الزمن 35 ثانية = $\frac{0.062}{78}$

= 7.95×10^{-4} مول/لتر.ث

ثالثا : قانون سرعة التفاعل و رتبة التفاعل

تتناسب سرعة التفاعل طرديا مع تركيز المواد المتفاعلة ويمكن ملاحظة هذه العلاقة من الجدول الآتي المتعلق بالتفاعل الآتي :

$2N_2O_{5(g)} \longrightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$

رقم التجربة	$[N_2O_5]$الإبتدائي(مول /لتر)	السرعة الإبتدائية (مول/لتر.ث)
1	0.0113	6.7×10^{-6}
2	0.0084	5×10^{-6}
3	0.0042	2.5×10^{-6}

يتضح مما سبق أن سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع تركيز N_2O_5ويمكن التعبير عن ذلك بالعلاقة التالية :

سرعة التفاعل α $[N_2O_5]^x$

وتمثل القيمة x رتبة التفاعل بالنسبة للمادة N_2O_5

ويمكن أن تكون X = صفر ، 1،2،3 أو قيمة كسرية ويتم تعيين قيمة x بطرق عملية ويمكن تحويل العلاقة السابقة إلى علاقة مساواة وذلك بادخال ثابت التناسب (k) والذي يسمى ثابت السرعة وتحصل بذلك على العلاقة الآتية :

سرعة التفاعل $= K[N_2O_5]^x$

وتسمى العلاقة السابقة الصيغة العامة لقانون السرعة ولايجاد قيمة x نعوض قيم التركيز والسرعة الواردة في أي تجربتين في الجدول السابق :

(سرعة التفاعل)$_1$ $= 6.7\times10^{-6} = k\ (0.0113)^x$ .....(1)

(سرعة التفاعل)$_2$ $= 5\times10^{-6} = k\ (0.0084)^x$.....(2)

وبقسمة العلاقة (1) على العلاقة (2)نجد أن :

$$\frac{k\ (0.0113)^x}{k\ (0.0084)^x} = \frac{6.7\times10^{-6}}{5\times10^{-6}}$$

$$(1.34)^x = (1.34)^1$$

ويتحقق ذلك إذا كانت X=1 ويوصف التفاعل في هذة الحالة بأنه أحادي الرتبة ويكتب قانون السرعة لهذا التفاعل على النحو الآتي : -

سرعة التفاعل = k [N_2O_5]^1

ويمكن حساب قيمة ثابت السرعة K للتفاعل السابق بإستخدام البيانات الواردة في الجدول

من التجربة رقم (2)

(سرعة التفاعل) $_2$= K$[N_2O_5]$

$$K = \frac{\text{(سرعة التفاعل)}_2}{[N_2O_5]^1} = \frac{10\times5^{-6}}{0.0084} = 10\times5.95^{-4}\ \text{ث}^{-1}$$

ملاحظة: وحدة ثابت السرعة K تعتمد على الرتبة الكلية للتفاعل

إذا كانت الرتبة الكلية للتفاعل =1 فإن وحدة K هي ث$^{-1}$ أو دقيقة$^{-1}$

إذا كانت الرتبة الكلية للتفاعل =2فإن وحدة Kهي ليتر /مول .ث (دقيقة)

إذا كانت الرتبة الكلية للتفاعل =3 فإن وحدة Kهي لتر ^{2}/مول^2 .ث (دقيقة)

مثال :في التفاعل الآتي :

$$2\ NOCl_{(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$$

ثم الحصول بالتجربة العملية على البيانات المبينة في الجدول أدناه :

رقم التجربة	[NOCl]الإبتدائي مول/لتر	سرعة التفاعل الإبتدائية (مول /لتر.ث)
1	0.2	10×1.6^{-9}
2	0.4	10×6.4^{-9}
3	0.6	10×1.44^{-8}

1. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
2. إحسب قيمة ثابت السرعة k وبين وحدته ؟
3. أحسب سرعة إنتاج Cl_2في التجربة رقم 2 ؟
4. أحسب سرعة تكون NOعندما يكون [NOCl]=0.1 مول /لتر

الحل :

1) س =K [NOCl]^2
2) K= 10×4^{-8} لتر /مول .ث
3) في التجربة رقم 2

سرعة التفاعل = سرعة إنتاج Cl_2= 10×6.4^{-9} مول /لتر .ث

4) س =K $[NOCl]^2$ $=4\times10^{-8}[0.1]^2=4\times10^{-10}$مول /لتر .ث

سرعة التفاعل = 1 سرعة تكون NO

2

سرعة تكون NO = $2\times4\times10^{-10}$

سرعة تكون NO=8×10^{-10} مول /لتر .ث

مثال : تم الحصول على البيانات للتفاعل :

$CH_3N=NCH_3 \longrightarrow C_2H_6 + N_2$

رقم التجربة	$[CH_3N=NCH_3]$	سرعة التفاعل اللحظية مول /لتر.ث
1	1.13×10^{-2}	2.8×10^{-6}
2	2.26×10^{-2}	5.6×10^{-6}
3	3.39×10^{-2}	8.4×10^{-6}

أجب عن الاسئلة التالية :

1)أكتب الصيغة العامة لقانون السرعة لهذا التفاعل؟

2)إستخدم البيانات السابقة لايجاد قانون السرعة لهذا التفاعل ؟

3)إحسب قيمة K لهذا التفاعل ثم جد وحدة K؟

الحل :

1) سرعة التفاعل =K $[CH_3N=NCH_3]^X$

2) من التجربة 1 ⟵ 2عند تضاعف[$CH_3N=NCH_3$] مرتين تضاعفت سرعة التفاعل مرتين هذا يعني أن

$2=2^X$

X= 1

سرعة التفاعل = k $[CH_3N=NCH_3]^1$

3) من التجربة 1

$K = \frac{\text{سرعة التفاعل}}{[CH_3N=NCH_3]} = \frac{2.8\times10^{-6}}{1.13\times10^{-2}} = 2.4\times10^{-4}$ ث$^{-1}$

مثال :استخدم البيانات الواردة في الجدول الآتي للتفاعل :

$$A + 2B \longrightarrow C + 3D$$

لايجاد :

1. رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A؟
2. رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B؟
3. قانون سرعة التفاعل ؟
4. قيمة K؟
5. سرعة التفاعل عندما يكون [A]= 0.5 مول /لتر = [B] =0.5مول /لتر

رقم التجربة	[A]	[B]	سرعة التفاعل مول/لتر.ث
1	0.20	0.10	$3,4\times10^{-3}$
2	0.20	0.30	$10,2\times10^{-3}$
3	0.40	0.30	$40,8\times10^{-3}$

الحل :

1. من التجربة 2 ⟵ 3 تضاعف [A] مرتين وتضاعفت سرعة التفاعل 4 مرات

للحصول على رتبة المادة A نقسم تضاعف السرعة / تضاعف التركيز المادة A = $\frac{4}{2} = 2$

ملاحظة : **لحساب رتبة التفاعل للمادة A نختار تجربتين يكون فيها [B] ثابت**

2. لحساب رتبة التفاعل للمادة B نختار التجربتين 1 ، 2 لأن [A]ثابت

رتبة المادة B = تضاعف السرعة / تضاعف التركيز = 3 مرات / 3 مرات = 1

رتبة التفاعل للمادة B = 1

3. سرعة التفاعل = $K\ [A]^2\ [B]^1$

4. لحساب قيمة ثابت السرعة K نختار التجربة 1 مثلا :

$$K = \frac{\text{سرعة التفاعل}}{[A]^2\ [B]^1} = \frac{3.4\times10^{-3}}{(0.2)^2\times(0.1)^1} = \frac{3.4\times10^{-3}}{4\times10^{-3}}$$

$$= 0,85 \text{ لتر}^2/\text{مول}^2 .\text{ث}$$

5. سرعة التفاعل = 0.85 ×$(0.5)^2$ × $(0.5)^1$= 0.11 مول /لتر .ث

ملاحظة يسمى التفاعل السابق ثلاثي الرتبة أي أن الرتبة الكلية للتفاعل = 3

مثال :

تم الحصول على البيانات الآتية للتفاعل :

$$3A + 2B \longrightarrow 2C+3D$$

رقم التجربة	[A]	[B]	سرعة التفاعل(مول/لتر.دقيقة)
1	0.1	0.1	5
2	0.1	0.2	10
3	0.1	0.3	15
4	0.2	0.4	80

جد :

1) رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A والمادة B؟

2) قانون السرعة لهذا التفاعل ؟

3) قيمة k مع ايجاد الوحدة ؟

4) سرعة التفاعل عندما يكون [A]=[B]= 0.5 مول / لتر

الحل :

1) من التجربتيين 1 ⟵ 2 نحسب رتبة التفاعل للمادة B تضاعف [B] مرتين وتضاعفت سرعة التفاعل مرتين

$(2)^Y$ = 2 ⟵ Y=1 رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B= 1

2) سرعة التفاعل = K [A]^X $[B]^1$

لايجاد رتبة التفاعل للمادة A نأخذ تجربتين بحيث يكون تراكيز A و B متغيران

نختار التجربتين 1 ⟵ 4

تضاعف السرعة = (تضاعف تركيز A)^X (تضاعف تركيز B)^1

$(4)^1$ $(2)^X$ = 16

$(2)^X$ = 4 ⟸ X= 2

إذن :سرعة التفاعل =K [A]^2 $[B]^1$

3) نأخذ التجربة (1) مثلا

$$K = \frac{\text{سرعة التفاعل}}{[A]^1[B]^2} = \frac{5}{(0.1)^2(0.1)^1} = \frac{5}{1\times10^{-3}}$$

$$= 5 \times 10^3 \text{ لتر}^2/\text{ مول}^2 \text{ . دقيقة}$$

4) سرعة التفاعل $= 5\times10^3 \times (0.5)^2 \times (0.5)^1 = 625$ مول/ لتر .دقيقة

مثال : في التفاعل التالي :

$$2A + B \longrightarrow \times$$

تم الحصول على البيانات المبينة في الجدول ، أدرسه جيدا وأجب عن الأسئلة التي تليه :

رقم التجربة	[A]مول /لتر	[B] مول/ لتر	سرعة استهلاك (B)مول /لتر .ث
1	0.2	0.4	2.1×10^{-2}
2	0.6	0.4	6.3×10^{-2}
3	0.6	0.8	??????????

1)ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A؟

2) ما سرعة استهلاك Bفي التجربة رقم (3) علما ان رتبة التفاعل الكلي = 3 ؟

3) أكتب وحدة K؟

الحل

1) رتبة التفاعل بالنسبة للمادة Aهي 1

2) سرعة التفاعل $= K\ [A]^X\ [B]^Y$

$$K = \frac{2.1\times10^{-2}}{[0.2]^1\ [0.4]^2}$$

$$K = 0{,}65$$

سرعة استهلاك $B = 0.65 \times (0.6)^1 \times (0.8)^2 = 0.249$ مول/ لتر .ث

3– وحدة Kهي : لتر^2/مول^2 .ث

مثال :يبين الجدول الآتي بيانات التفاعل :

$$2NO+2H_2 \longrightarrow N_2+2H_2O$$

رقم التجربة	[NO] مول /لتر	[H_2] مول/ لتر	السرعة الابتدائية مول/ لتر .ث
1	0.2	0.1	0.03
2	0.2	0.2	0.06
3	0.4	0.1	0.12

1) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NO؟

2) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة H_2؟

3) اذا كان معدل سرعة إستهلاك NO= 0.04مول /لتر .ث ما معدل سرعة إنتاج N_2؟

الحل:

1) رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NOهي 2

2) رتبة التفاعل بالنسبة للمادة H_2هي 1

3)معدل سرعة انتاج N_2=½× 0.04 = 0.02مول /لتر .ث

مثال : في التفاعل الافتراضي

$$A+ 2B \longrightarrow C$$

إذا علمت أن سرعة التفاعل تتضاعف 4 مرات عند مضاعفة [A]مرتين وثبات [B] وأن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 2 أجب عما يلي :

1 . ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B؟

2 . أكتب قانون السرعة لهذا التفاعل ؟

3 . إذا كانت سرعة التفاعل تساوي(2×10^{-3}) مول /لتر.ث عندما [A] = [B] = 0.2 مول /لتر . أحسب قيمة ثابت السرعة k؟

4 . إذا كان معدل سرعة إستهلاك B= 0.4 مول /لتر.ث ، فما معدل سرعة انتاج C ؟

الحل :

1 . رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B هي صفر

2 . سرعة التفاعل = K [A]^2

3. $K = 2\times10^{-3} [0.2]^2$

$$K = \frac{2\times10^{-3}}{4\times10^{-2}} = 0.5\times10^{-1} = 5\times10^{-2}$$

4 . معدل سرعة إنتاج C = ½ × معدل سرعة إستهلاك B

= ½ × 0.4 = 0.2 مول/لتر .ث

مثال :في التفاعل الإفتراضي الذي يحدث عند درجة حرارة معينة

$$2R + 2M \longrightarrow 3X + Z$$

وجد أنه عند مضاعفة تركيز R(3مرات) مع بقاء تركيز M ثابتا تتضاعف سرعة التفاعل (3 مرات) وعند مضاعفة تركيز كل من M و R(3مرات) تتضاعف سرعة التفاعل (27) مرة أجب عن الأسئلة التالية :

1 . ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة R؟

2 . ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة M؟

3 . إذا كانت سرعة التفاعل تساوي (2×10^{-5})مول /لتر . ث عندما يكون [R] = [M] = 0.1 مول /لتر . أحسب قيمة K ؟

4 . أكتب العلاقة بين معدل سرعة إستهلاك Mومعدل سرعة إنتاج Z ؟

5 . إذا كان معدل سرعة إستهلاك R= 0.2 مول /لتر .ث فما معدل سرعة إنتاج X ؟

الحل :

1 . رتبة التفاعل للمادة Rهي 1

2 . رتبة التفاعل للمادة Mهي 2

3 . سرعة التفاعل $= K [R]^1 [M]^2$

$$K = \frac{2\times10^{-5}}{(0.1)^1(0.1)^2} = \frac{2\times10^{-5}}{1\times10^{-3}} = 2\times10^{-2}$$

4 . ½ معدل إستهلاك M= معدل إنتاج Z

5. ⅓ × معدل انتاج X= ½× معدل سرعة استهلاك R

معدل سرعة إنتاج × = $\frac{3 \times 0.2}{2}$ = 0.3مول /لتر .ث

مثال :

الجدول أدناه يبين التفاعل الذي يحدث عند 25 Ċ

$$2H_{2(g)} + 2NO_{(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(L)}$$

رقم التجربة	[H_2]مول/لتر	[NO]مول/لتر	سرعة التفاعل مول/لتر.ث
1	0.010	0.020	2×10^{-2}
2	0.015	0.020	3×10^{-2}
3	0.010	0.010	$0.5\times10^{-2}=5\times10^{-3}$

جد :

1. رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NO؟
2. أكتب قانون السرعة لهذا التفاعل ؟
3. قيمة ثابت السرعة واذكر وحدته ؟

الحل :

1 . رتبة التفاعل للمادة NOهي 2

2. سرعة التفاعل $= K\,[H_2]^1[NO]^2$

3. من التجربة (1)

$$K = \frac{\text{سرعة التفاعل}}{[H_2]^1[NO]^2} = \frac{2\times10^{-2}}{0.01\times(0.02)^2}$$

$$= \frac{2\times10^{-2}}{4\times10^{-4}\times1\times10^{-2}} = 0.5\times10^{4}$$

$= 5\times10^{3}$ لتر^2 / مول^2.ث

مثال :

في التفاعل الآتي :

$$3F_{(g)} + E_{(g)} + 2D_{(g)} \longrightarrow A_{(g)} + 2B_{(g)}$$

تم تسجيل البيانات التالية :

رقم التجربة	[D]	[E]	[F]	سرعة استهلاك D مول/ لتر دقيقة
1	0.2	0.2	0.4	8×10^{-4}
2	0.2	0.3	0.4	8×10^{-4}
3	0.6	0.3	0.5	3×10^{-3}
4	0.3	0.3	0.5	1.5×10^{-3}
5	0.6	0.9	0.6	????????
6	????????	0.4	0.5	3.5×10^{-3}

1. ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من المواد F - D - E؟
2. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
3. إحسب معدل سرعة إستهلاك D في التجربة رقم 5 ؟
4. إحسب تركيز المادة Dفي التجربة 6 ؟
5. إذا زاد الضغط في وعاء التفاعل 3 مرات فكم مرة تتضاعف سرعة التفاعل ؟
6. إذا زاد تركيز كل مادة متفاعلة مرتين ، فكم مرة تتضاعف سرعة التفاعل ؟
7. جد سرعة تكون A في التجربة الأولى ؟
8. إذا زاد حجم وعاء التفاعل 4 مرات ، ماذا يحدث لسرعة التفاعل ؟

الحل :

1 . من التجربة 1 2 رتبة E= صفر

من التجربة 3 4 رتبة D= 1

من التجربة 1 3 رتبة F= 1

2 . سرعة التفاعل $= K\,[D]^1\,[F]^1$

3. بداية نجد k من التجربة الأولى

$$k = \frac{8\times10^{-4}}{(0.4)^1(0.2)^1} = 1\times10^{-2}$$ لتر / مول . دقيقة

سرعة إستهلاك D في التجربة 5 $= 1\times10^{-2}\times(0.6)^1\times(0.6)^1$

$= 36\times10^{-4}$ مول/ لتر . دقيقة

4 . $3.5\times10^{-3} = 1\times10^{-2}\times[D]^1\times[0.5]^1$

$[D] = 0.7$ مول/ لتر

5 . 9 مرات

6 . 4 مرات

7 . سرعة تكون A= ½× سرعة إختفاء D= ½ $\times 8\times10^{-4}$

$=4\times10^{-4}$ مول/ لتر . دقيقة

8. سوف يقل الضغط إلى الربع و بالتالي يقل التركيز إلى الربع

$$س = \frac{1}{4} \times \frac{1}{4}$$

تقل سرعة التفاعل بمقدار $\frac{1}{16}$

ملاحظة :

عندما تكون رتبة التفاعل لمادة ما صفرا فإن تغيير تركيز هذه المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل

ملاحظة :

إذا زاد الضغط إلى الضعف يقل الحجم إلى النصف ،إذ يزداد تركيز المتفاعلات إلى الضعف وتبعا لذلك تزداد سرعة التفاعل .

سؤال واجب ؟؟

ما معنى أن تكون رتبة التفاعل بالنسبة لمادة ما تساوي صفرا ؟؟

سؤال واجب في التفاعل الإفتراضي :

$$F + E + D \longrightarrow \text{نواتج}$$

تم تسجيل البيانات المبينة في الجدول المجاور عمليا من خلال التجربة :-

رقم التجربة	[D]الإبتدائي	[E]الإبتدائي	[F]الإبتدائي	السرعة الإبتدائية (مول/ لتر .ث)
1	0.1	0.1	0.2	4.4×10^{-6}
2	0.1	0.1	0.4	8.8×10^{-6}
3	0.1	0.05	0.2	4.4×10^{-6}
4	0.3	0.1	0.2	1.32×10^{-5}
5	؟؟؟؟؟؟؟؟؟	0.1	0.1	8.8×10^{-6}

1. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
2. أحسب تركيز المادة Dفي التجربة رقم 5 ؟

سؤال واجب :

تم الحصول على البيانات الآتية للتفاعل بناء عليها أجب عن الأسئلة التي تليه:

$$A + B + C \longrightarrow D + 2E$$

رقم التجربة	[A]	[B]	[C]	سرعة تكون E(مول /لتر. ث)
1	0.1	0.1	0.2	0.02×10^{-1}
2	0.1	0.2	0.2	0.04×10^{-1}
3	0.2	0.1	0.2	0.04×10^{-1}
4	0.4	0.1	0.2	0.08×10^{-1}
5	0.1	0.1	0.7	0.07×10^{-1}
6	؟؟؟؟؟؟؟؟؟	0.3	0.5	0.45×10^{-1}

1. جد رتبة كل من A,B , C؟
2. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
3. إحسب قيمة K مع ذكر وحدته؟
4. إحسب [A]في التجربة السادسة؟
5. إحسب سرعة التفاعل عندما يكون [A]=[B]=[C]= 0.6 مول /لتر؟
6. إذا زاد الضغط 3 مرات ،فكم مرة تتضاعف سرعة التفاعل ؟
7. إذا تضاعف تركيز كل مادة متفاعلة مرتين ، فكم مرة تتضاعف سرعة التفاعل ؟
8. إحسب سرعة إختفاء Bفي التجربة الرابعة ؟

سؤال واجب :

إعتمادا على المعلومات الواردة في الجدول للتفاعل الآتي :

$$A+2B \longrightarrow 3C+2D$$

رقم التجربة	[A]مول/لتر	[B]مول /لتر	السرعة الإبتدائية(مول / لتر. دقيقة)
1	0.1	0.1	1×10^{-4}
2	0.2	0.3	12×10^{-4}
3	0.4	0.6	96×10^{-4}

1. جد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A؟
2. جد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B؟
3. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
4. جد قيمة ثابت السرعة Kوحدد وحدته ؟
5. كيف تتغير سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز A وحدها ثلاث مرات ؟
6. ما العلاقة بين سرعة إستهلاك Bومعدل سرعة إنتاج C ؟

سؤال واجب :

في التفاعل الإفتراضي :-

$E+2B \longrightarrow$ نواتج

إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو :

$$س = K[E] \times [B]^{1}$$

وعند مضاعفة تركيز E 3 مرات وتركيز B 4مرات تضاعفت سرعة التفاعل 36 مرة ما رتبة E؟

سؤال واجب : في التفاعل الآتي :

$$A + 2B \longrightarrow 3C+D$$

إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة K للتفاعل عند درجة حرارة معينة يساوي 2×10^{-3} لتر /مول.ث، وأن قانون سرعة التفاعل هو : $س = K[A]^{\times}$

1. ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من Aو B ؟
2. إحسب سرعة التفاعل عندما يكون تركيز A= 0.1 مول /لتر وتركيز B= 0.5مول / لتر ؟
3. إحسب سرعة إنتاج C، عندما تكون سرعة إستهلاك B تساوي 0.6مول / لتر.ث
4. كم مرة تتضاعف سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز A مرتين وتركيز B ثلاث مرات ؟

الفصل الثاني : نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

من المهم معرفة العوامل المؤثرة في سرعة التفاعلات الكيميائية المختلفة لزيادة سرعة بعضها بهدف زيادة الإنتاجية كزيادة سرعة إنتاج الأمونيا أو المواد الصناعية المختلفة ، أو تقليل سرعة بعضها الآخر التي هي غير مرغوب بها كتقليل سرعة تحلل الأغذية وفسادها .

أولا :- نظرية التصادم

تتفاوت سرعة التفاعلات الكيميائية تبعا لآلية حدوثها ، والظروف والعوامل التي تؤثر فيها ، فمنها ما هو سريع مثل تفاعل كربونات الصوديوم الهيدروجينية مع الخل ،و منها هو بطيء مثل تكون الماس في باطن الأرض . ولتفسير كيفية حدوث التفاعل الكيميائي وفهم أثر العوامل المختلفة المؤثرة في سرعة حدوثه ،وضع العلماء نظرية أسموها نظرية التصادم .

☆ تتضمن نظرية التصادم عدة إفتراضات أهمها :

الأفتراض الأول :-

ينص على أن التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة شرط أساسي لحدوث التفاعل الكيميائي ، وهذا يعني عدم حدوث تفاعل بين المواد دون حدوث تصادم بين دقائقها .

الأفتراض الثاني :

-سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طرديا مع عدد التصادمات الحاصلة بين دقائق المواد المتفاعلة في وحدة الزمن ، فكلما زاد عدد التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة تزداد احتمالية حدوث التفاعل .

الإفتراض الثالث :-

ينص على ضرورة أن يكون التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة تصادما فعالا لكي يحدث التفاعل

التصادم الفعال :-

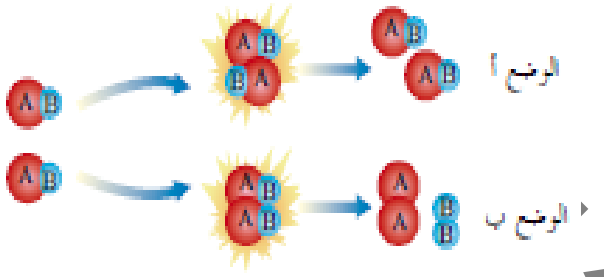
هو التصادم الذي يؤدي إلى تكوين نواتج وحتى يكون التصادم فعالا فلا بد من توفر شرطين هما :-

الشرط الأول :-

أن يكون إتجاه التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة مناسبا، أي أن تتصادم الدقائق بالإتجاه الذي يؤدي إلى تكوين النواتج ، ولتوضيح ذلك أدرس المثال الآتي : -

مثال المعادلة الآتية تمثل تفكك المركب AB :

$$2AB \longrightarrow A_2+B_2$$



الشكل (٣-٣):التصاصات المحتملة بين جزيئات AB.

أي الأوضاع (أ) أم (ب) يكون التصادم فيه مناسبا بحيث يؤدي إلى تكون نواتج ؟ ولماذا ؟

لاحظ أن الوضع (أ) تتصادم فيه ذرة A من الجزيء الأول مع ذرة Bمن الجزيء الثاني ، فيؤدي إلى إعادة تكون AB ، وهو المادة المتفاعلة نفسها ، أي أن ترتيب الجزيئات المتصادمة غير مناسب .

وأما الوضع (ب) فتتصادم فيه ذرة Aمن الجزيء الأول مع ذرة Aمن الجزيء الثاني ،وتتصادم ذرة Bمن الجزيء الأول مع ذرة Bمن الجزيء الثاني فيؤدي إلى تكون B_2 وA_2 وهي النواتج المطلوبة أي أن التصادم فعالا

مثال:-

أرسم التصادم الفعال لكل من التفاعلات الآتية :

1. $NO+Cl_2 \longrightarrow NOCl+Cl$ O=N....Cl....Cl

2. $H_2+X_2 \longrightarrow 2HX$ H....X ⋮ ⋮ H....X

3. $CO+H_2O \longrightarrow CO_2+H_2$ H_2O.....CO

4. $CO+NO_2 \longrightarrow CO_2+NO$ NO_2....CO

والشرط الثاني :-

أن تمتلك الدقائق المتفاعلة عند تصادمها حدا أدنى من الطاقة يكفي لكسر الروابط بين ذراتها ،وتكوين روابط جديدة تؤدي الى تكوين النواتج . ويسمى هذا الحد الأدنى من الطاقة طاقة التنشيط Ea

عند حدوث التصادم الفعال ، تضعف الروابط بين ذرات المواد المتفاعلة ، ويبدأ تكون روابط جديدة بين هذه الذرات ،فيؤدي الى تكوين بناء غيرمستقرله طاقة وضع عالية يسمى بالمعقد المنشط والذي يتفكك ليكون النواتج وبالرجوع الى تفاعل تفكك AB يمكن تمثيل بناء المعقد المنشط كالأتي :

A.....B
⋮ ⋮
A.....B

سؤال واجب :إرسم بناء المعقد المنشط (التصادم الفعال) للتفاعل الآتي :

$H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI$

☆ نص نظرية التصادم : (لحدوث تفاعل كيميائي فلا بد أن يحدث تصادم بين الجزيئات المتفاعلة بحيث تمتلك الجزيئات المتصادمة الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث تصادم فعال)

ثانيا : العلاقة بين طاقة التنشيط (Ea) والتغير في المحتوى الحراري (HΔ)

درست سابقا أن التفاعلات تقسم من حيث الطاقة المصاحبة لها الى قسمين ، هما :

1- تفاعلات ماصة للطاقة : أي أنها تمتص طاقة لكي تحدث . مثل تحلل كربونات الكالسيوم بالحرارة .

$CaCO_{3(S)} + 178\ KJ \longrightarrow CaO_{(S)} + CO_{2(g)}$

2- تفاعلات طاردة للطاقة : وهي تفاعلات تؤدي الى انبعاث طاقة عند حدوثها . مثل : تفاعل احتراق الميثان .

$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow 2H_2O + CO_2 + 889.5KJ$

قانون :

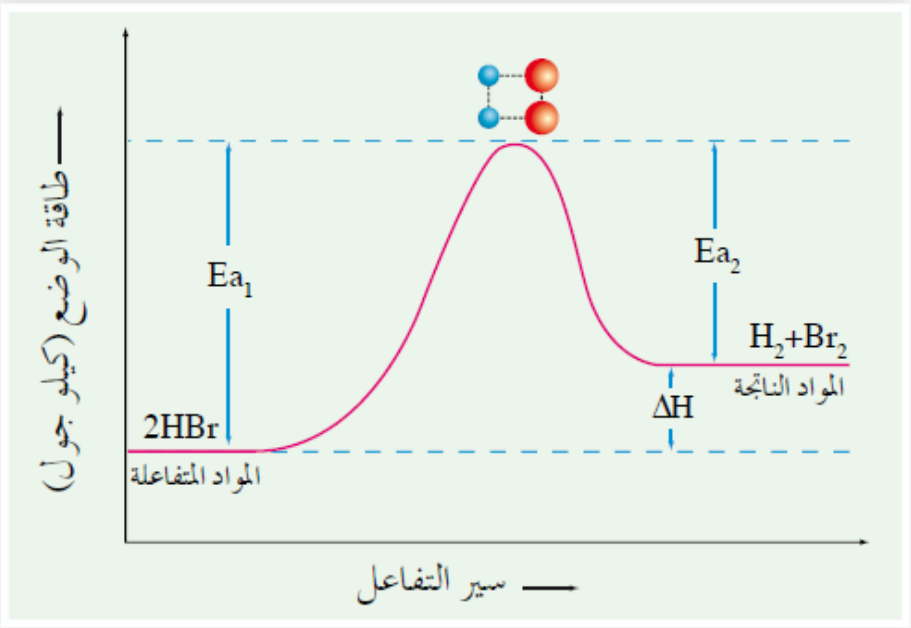
ΔH=Hالمواد الناتجة -Hالمواد المتفاعلة

حيث :

ΔH: التغير في المحتوى الحراري للتفاعل .

Hالمواد الناتجة : طاقة وضع المواد الناتجة .

Hالمواد المتفاعلة : طاقة وضع المواد المتفاعلة .



الشكل (٣–٥): منحنى طاقة الوضع أثناء سير التفاعل.

يوضح الشكل أن طاقة وضع المواد المتفاعلة في التفاعل السابق تزداد أثناء سير التفاعل بسبب تصادمها ،

حتى تصل أعلى قيمة لها تسمى **طاقة وضع المعقد المنشط** ، وتسمى الطاقة التي تكتسبها المواد المتفاعلة للوصول الى طاقة وضع المعقد المنشط **طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (Ea_1)**.ونتيجة تكون الروابط الجديدة في جزيئات H_2و Br_2، تنخفض طاقة وضع المواد المتصادمة حتى تصل الى الوضع المبين في الشكل السابق . ولأن طاقة وضع المواد الناتجة أكبر من طاقة وضع المواد المتفاعلة ؛ فان التفاعل يعد ماصا للطاقة ، وبناء على ذلك تكون اشارة ΔHموجبة .

وعند النظر الى التفاعل العكسي ، فان الفرق بين طاقة وضع المعقد المنشط وطاقة وضع المواد الناتجة يسمى **طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (Ea_2).**

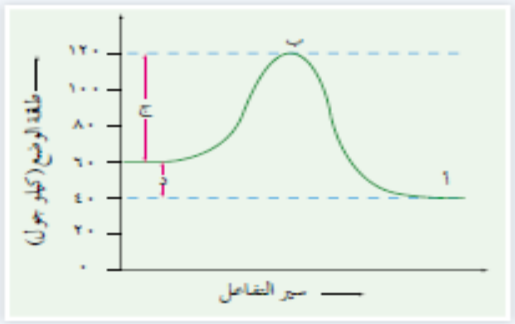
وفي التفاعلات الطاردة للطاقة تكون طاقة وضع المواد الناتجة أقل من طاقة وضع المواد المتفاعلة ؛ لذلك تكون اشارة ΔH سالبة .

مثال (١)

ادرس الشكل (٣–٦) الذي يمثل سير التفاعل الافتراضي الآتي:

$$A + B \longrightarrow AB$$

ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



الشكل (٣–٦): منحنى طاقة الوضع أثناء سير التفاعل.

١) إلام تشير كل من الرموز الآتية: أ، ب، ج، د؟
٢) ما مقدار طاقة وضع المعقد المنشط؟
٣) ما مقدار طاقة وضع المواد المتفاعلة؟
٤) ما قيمة التغير في المحتوى الحراري (ΔH) للتفاعل؟
٥) هل التفاعل ماص للطاقة أم طارد لها؟
٦) ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟

سؤال واجب : اذا كانت قيم طاقات الوضع (كيلوجول) لتفاعل افتراضي هي : المواد المتفاعلة (80) ، المواد الناتجة (50) ، طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (Ea_1= 75) ، فأجب عن الأسئلة الآتية :

1- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي ؟
2- ما قيمة طاقة وضع المعقد المنشط ؟

3- ما قيمة ΔH للتفاعل ؟

4- هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة ؟

.....

.....

.....

.....

.....

ثالثا : العوامل المؤثرة في سرعةالتفاعل الكيميائي

تتأثر سرعة التفاعل بعدد من العوامل منها :

1- تركيز المواد المتفاعلة .

2- طبيعة المادة المتفاعلة .

3- مساحة سطح المواد المتفاعلة في الحالة الصلبة .

4- درجة الحرارة .

5- العوامل المساعدة .

العامل الأول : تركيز المواد المتفاعلة .

توضيح :

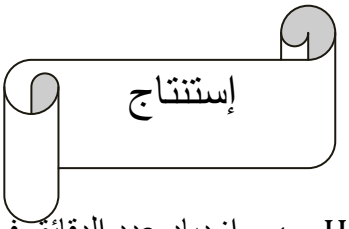
$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

عند تفاعل فلز المغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك يتصاعد غاز الهيدروجين حيث تم اجراء التفاعل السابق باستخدام حمض الهيدروكلوريك بتراكيز مختلفة (1مول/لتر ، 0.1مول/لتر ، 0.01مول/لتر)

حيث لوحظ أن كمية غاز الهيدروجين المتصاعدة تتناسب طرديا مع تركيز الحمض ، وهذا يدل على أن سرعة التفاعل الكيميائي زادت بزيادة تركيز حمض HCl.

والسؤال الآن : كيف نفسر ذلك بالاعتماد على نظريةالتصادم ؟

ان زيادة تركيز HCl يزيد من عدد أيونات Cl^- و أيونات H^+ الموجودة في وحدة الحجم ، وهذا بدوره يزيد من عدد التصادمات الفعالة ، فيؤدي الى زيادة سرعة التفاعل .



ازدياد تركيز HCl ← ازدياد عدد الدقائق في وحدة الحجم ← ازدياد عدد التصادمات الكلية المحتملة ← ازدياد عدد التصادمات الفعالة ← زيادة سرعة التفاعل .

العامل الثاني : طبيعة المواد المتفاعلة :

تختلف المواد في سرعة تفاعلها تبعا لاختلاف تركيبها الكيميائي وخصائصها ، ويمكن توضيح ذلك بالمثالين الآتيين :

المثال الأول : يتفاعل فلز الصوديوم مع الماء بسرعة أكبر من المغنيسيوم ؛ لأنه أكثر نشاطا ، ويعود ذلك الى طبيعة تركيبه الكيميائي فهو يحتوي على الكترون واحد في مداره الأخير مما يسهل فقده .

المثال الثاني :عند خلط نترات الفضة $AgNO_3$ مع يوديد البوتاسيوم KI يتكون راسب أصفر AgI . حيث لوحظ أن سرعة ظهور اللون الأصفر عند تفاعل المواد في حالة المحلول أكبر من سرعة ظهوره عند تفاعل المواد في حالة المسحوق ؛ لأن الأيونات في حالة المسحوق تكون مقيدة الحركة ، أما في حالة المحلول تكون حرة الحركة وهذا بدوره يزيد من عدد التصادمات الفعالة وتزداد سرعة التفاعل .

العامل الثالث : مساحة سطح المواد المتفاعلة في الحالة الصلبة :

تتناسب سرعة التفاعل طرديا مع مساحة سطح المواد المتفاعلة ، والمثال الآتي توضح ذلك :

مثال : عند تفاعل الطباشير مع حمض الخل يتصاعد غاز CO_2 حيث لوحظ أن سرعة تصاعد غاز CO_2 عند استخدام مسحوق الطباشير أكبر منها عند استخدام قطعة من الطباشير .

التفسير : يرجع ذلك الى أن مساحة السطح المعرض للتفاعل في حالة المسحوق أكبر ؛ وهذا يزيد من عدد التصادمات الفعالة ، فتزداد سرعة التفاعل .

العامل الرابع : درجة الحرارة :

تزداد سرعة جميع التفاعلات الكيميائية (سواء كانت ماصة أم طاردة للطاقة) بزيادة درجة الحرارة وتقل سرعة جميع التفاعلات بتقليل درجة الحرارة .

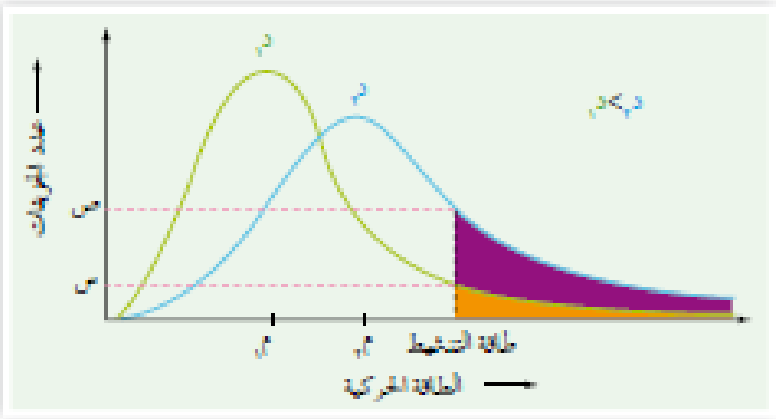
مشاهدات من حياتنا اليومية :

* في المطبخ نزيد درجة الحرارة لانضاج الطعام بسرعة أكبر .

*نضع الأطعمة في الثلاجة لنقلل من احتمالية حدوث التفاعلات التي تؤدي الى تحللها وفسادها .

* تحفظ عبوات الأدوية عند درجات حرارة معينة لضبط التفاعلات الكيميائية ومنع تلفها .

والسؤال الآن : كيف تفسر نظرية التصادم أثر درجة الحرارة في سرعة التفاعل الكيميائي ؟



الشكل (٣-١١):توزيع الطاقة الحركية على جزيئات غاز ما عند درجتي حرارة مختلفتين.

ملاحظة : زيادة درجة الحرارة لا يؤثر على طاقة التنشيط للتفاعل (طاقة التنشيط للتفاعل ثابتة ولا تتغير بزيادة درجة الحرارة)

التفسير : ان زيادة درجة الحرارة يزيد من متوسط الطاقة الحركية للجزيئات (م $_2$ أكبر من م $_1$) مع بقاء طاقة التنشيط ثابتة ، وهذا يؤدي بدوره الى زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط ؛ فيزيد ذلك من عدد التصادمات الفعالة ، فتزداد سرعة التفاعل .

ملاحظة : عدد الجزيئات (ص) التي تمتلك طاقة التنشيط عند درجة حرارة (د 2) أكبر من عدد الجزيئات (س) التي تمتلك طاقة التنشيط عند (د 1) .

ملاحظة : مساحة المنطقة المظللة عند درجتي الحرارة (د 1 و د 2) تمثل عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أكبر منها . ويمكن تلخيص ما سبق كالآتي :

زيادة درجة الحرارة ← زيادة متوسط الطاقة الحركية للجزيئات ← زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط ← زيادة عدد التصادمات الفعالة ← زيادة سرعة التفاعل الكيميائي .

العامل الخامس : العوامل المساعدة :

أثبتت التجارب أن العامل المساعد يمهد طريقا بديلا – أكثر سهولة – للتفاعل حيث أن العامل المساعد يقلل من طاقة التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي وبالتالي تزداد سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي .

* العوامل المساعدة : هي مواد تزيد سرعة التفاعلات الكيميائية دون أن تستهلك أثناء التفاعل .

*ملاحظة : العامل المساعد يزيد سرعة التفاعل ويقلل زمن حدوثه .

*أمثلة على عوامل مساعدة (حفظ) :

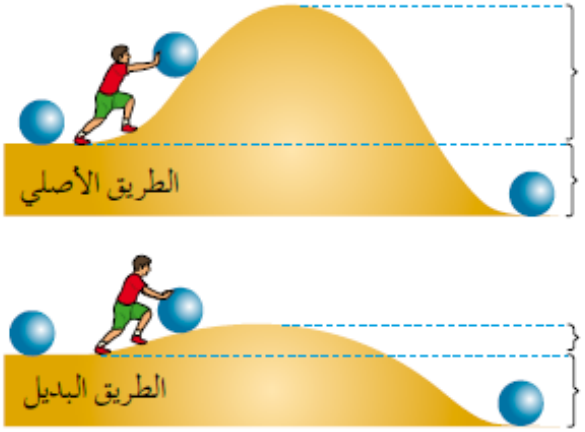
1- يستخدم أكسيد الفناديوم V_2O_5 لتسريع عملية تحضير حمض الكبريتيك H_2SO_4 الذي يستخدم في الصناعات المختلفة .

2- اضافة يوديد البوتاسيوم KI كعامل مساعد في تفاعل تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 الى ماء واكسجين

$$2H_2O_{2(aq)} \xrightarrow{kI} 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

3- تعد الأنزيمات عوامل مساعدة مهمة داخل جسم الانسان .

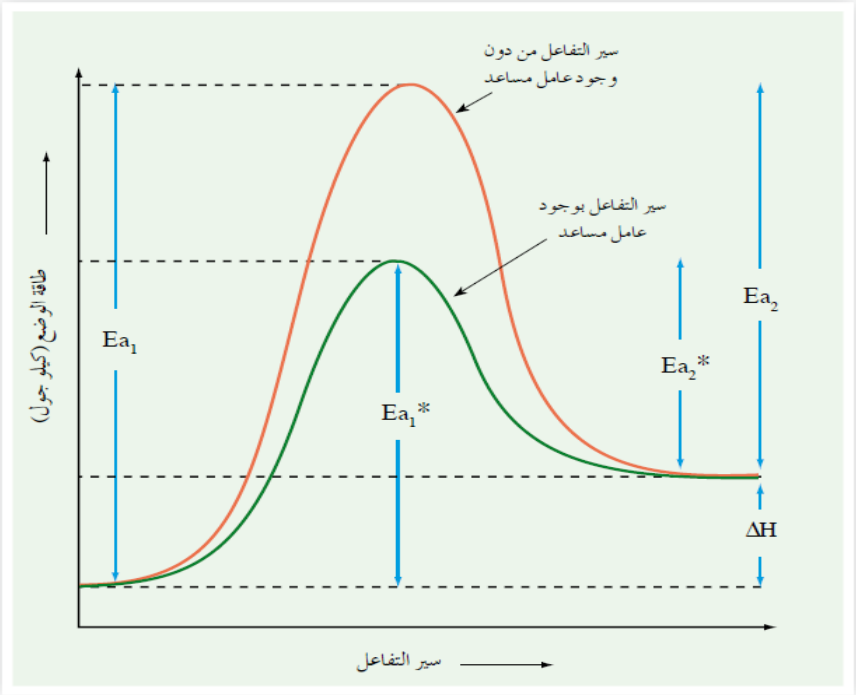
* العامل المساعد يقلل من طاقة التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي ويقلل من طاقة وضع المعقد المنشط



الشكل (٣–١٢): العامل المساعد يمهد طريقًا بديلا أكثر سهولة

- يزيد من سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي و ويزيد عدد التصادمات الفعالة
- لايؤثر على طاقة وضع المواد المتفاعلة وطاقة وضع المواد الناتجة و ΔH للتفاعل

**** الشكل المجاور يوضح اثر العامل المساعد على سير تفاعل ماص للطاقة :-**



حيث إن:

Ea_1 طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي من دون عامل مساعد

Ea_1* طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد

Ea_2 طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد

Ea_2* طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

الشكل (٣–١٤): أثر العامل المساعد في سير التفاعل.

سؤال واجب :-

اذا كانت قيمة طاقات الوضع (كيلو جول) لتفاعل افتراضي هي :-

المواد المتفاعلة 110 ، والمواد الناتجة 80 ، المعقد المنشط من دون عامل مساعد 180 ،المعقد المنشط بوجود عامل مساعد 140 ، فأجب عن الأسئلة التالية:-

1- **ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون وجود عامل مساعد؟**
2- **ماقيمة التنشيط الأمامي للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد ؟**
3- **ما قيمة ΔH للتفاعل ؟**
4- **ما أثر اضافة عامل مساعد للتفاعل في طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟**

سؤال واجب :- في التفاعل الافتراضي :-

$$A_2 + 3B_2 \underset{\leftarrow}{\overset{C}{\rightarrow}} 2AB_3 + 90_{KJ}$$

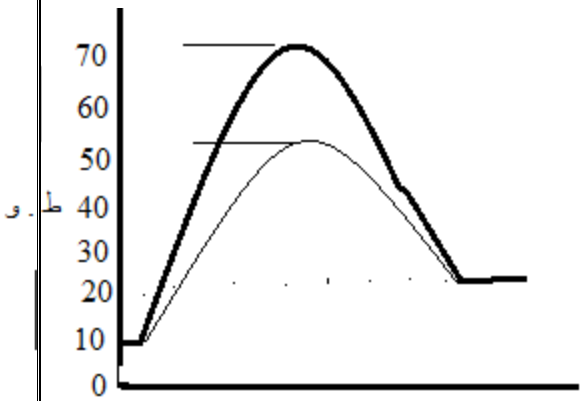
إذا علمت أن كتلة العامل المساعد C عند بدء التفاعل تساوي 3 غرام ، وان طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد تساوي 163 كيلو جول :

1-ما كتلة العامل المساعد عند نهاية التفاعل ؟

2-احسب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد؟

سؤال واجب :- أدرس الشكل الآتي الذي يبين التفاعل بوجود عامل مساعد ومن دونه ثم اجب عن الأسئلة التي تليه :

$$E + B \rightleftharpoons C + D$$



1-ما قيمة كل مما يأتي :-

أ-ط . و مواد متفاعلة والمواد الناتجة ؟

ب-طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي من دون عامل مساعد ؟

ج- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي مع عامل مساعد ؟

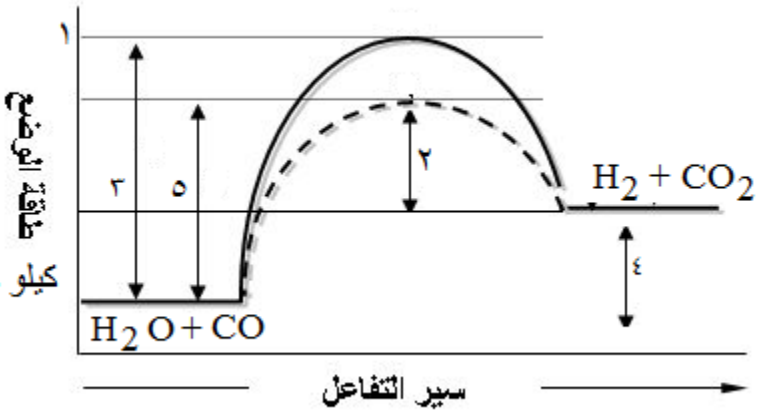
د- ط . و معقد منشط من دون عامل مساعد ؟

2- هل التفاعل ماص أم طارد ؟

مثال :الشكل المجاور يمثل منحنى طاقة الوضع للتفاعل : -

$$H_2O + CO \rightleftharpoons H_2 + CO_2$$

ادرسه جيدا ثم اجب عن الأسئلة التي تليه :-



1- هل التفاعل طارد أم ماص للطاقة ؟

2- أيهما أسرع التفاعل الأمامي أم العكسي ؟

3- حدد ما تشير إليه الأرقام من (1-2-3-4-5)

3- ما أثر العامل المساعد على طاقة التنشيط؟

4- ارسم التصادم الفعال ؟

الحل :-

1- ماص للحرارة

2- التفاعل العكسي

3- كما يأتي:

1- طاقة وضع المعقد المنشط بدون عامل مساعد

2- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

3- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد

4- ΔH

5- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد .

4- العامل المساعد يقلل من طاقة التنشيط

5-

مثال :- في التفاعل التالي :-

إذا علمت أن :-

1- طاقة الوضع للمواد المتفاعلة = 150 كيلو جول

2- طاقة الوضع للمواد الناتجة = 60 كيلو جول

3- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي = 20 كيلو جول

اجب عما يلي :-

1- ماقيمة طاقة الوضع للمعقد المنشط ؟

2- ماقيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي ؟

3- ما أثر رفع درجة الحرارة على سرعة التفاعل الأمامي ؟

4- ماذا يحدث لسرعة التفاعل الأمامي عند إضافة مادة كيميائية تتفاعل مع المادة NH_3؟

5- ما أثر إضافة عامل مساعد على قيمة ΔH هل (تزداد ، تبقى ثابتة أم تقل)؟

الحل :-

1- 170 كيلو جول

2- 110 كيلو جول

3- تزداد سرعة التفاعل الأمامي

4- تزداد

5- تبقى ثابتة لا تتأثر

مثال :-

ما أثر العامل المساعد في كل من :-

أ- ΔH للتفاعل لا تأثير

ب- طاقة وضع المتفاعلات لا تأثير

ج- طاقة وضع النواتج لا تأثير

د- طاقة التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي تقل

ه- سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي تزداد

و – ط و معقد منشط تقل

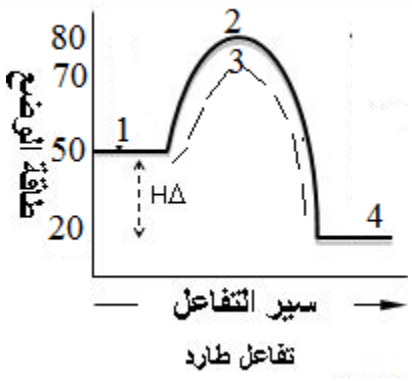
ز- عدد التصادمات الفعالة تزداد

بلال نوفل

مثال:- الشكل المجاور يمثل منحنى طاقة التفاعل

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

- بوجود وبدون عامل مساعد ادرس الشكل الآتي ثم أجب عما ياتي :-



1- إلى ماذا تشير الأرقام (1,2,3,4) ؟

2- ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد ؟

3- ما مقدار طاقة المعقد المنشط عند ودود عامل مساعد ؟

4- أيهما أسرع تكون AB أم تفككه ؟

5- ΔH التفاعل ؟

الحل :-

1-

1- ط و مواد متفاعلة

2- معقد منشط بدون عامل مساعد

3- معقد منشط بوجود عامل مساعد

4- ط و مواد ناتجة

- 30 كيلو جول
- 70 كيلو جول
- تكون AB
- ΔH = ط و نواتج – ط و متفاعلات

= 20 – 50 = -30 كيلو جول (طارد لأن الجواب سالب)

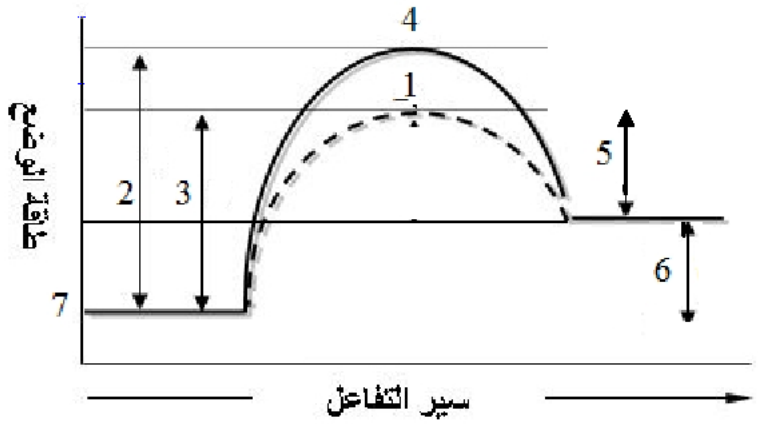
بلال نوفل

مثال :-

من الشكل المجاور :-

أ- اكتب إلى ما تشير إليه الأرقام من 1- 7

ب- هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة ؟



الحل :-

أ-

1- المعقد المنشط بوجود عامل مساعد

2- طاقة التنشيط للتفاعلالأمامي بدون عامل مساعد

3- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد

4- المعقد المنشط بدون عامل مساعد

5- طاقة التنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

6- ΔH

7- طاقة وضع المواد المتفاعلة

ب- التفاعل ماص للطاقة

بلال نوفل

مثال :-

في تفاعل متزن كانت ΔH = (-80) كيلو جول / مول وطاقة وضع المعقد المنشط = 150 كيلو جول وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي (50) كيلو جول/ مول ، اجب عن الأسئلة التالية :-

1- ما قيمة طاقة تنشيط التفاعل العكسي ؟

2- ما قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟

3- ما أثر العامل المساعد على طاقة وضع المعقد المنشط ؟ (تزداد . تقل . تبقى ثابتة)

الحل:-

1) 130 كيلو جول 2) 100 كيلو جول 3) تقل

مثال :-

1-ارسم التصادم الفعال (المعقد المنشط) في التفاعل :-

$$NO + Cl_2 \longrightarrow NOCl + Cl$$

2- ما أثر العامل المساعد على قيمة طاقة التنشيط (تقل ، تزداد ، تبقى ثابتة)

الحل :-

O=N.....Cl.....Cl

2- تقل

مثال :-

إذا كانت قيمة طاقات الوضع (كيلو جول / مول) لتفاعل ما كما ياتي :-

المواد المتفاعلة = 100 ، المواد الناتجة = 50 ، المعقد المنشط بدون عامل مساعد = 150 ، المعقد المنشط بوجود عامل مساعد = 120 . أجب عن الأسئلة التالية :-

1- ماقيمة ΔH للتفاعل متضمنا الإشارة ؟
2- ما قيمة طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد ؟
3- ما قيمة طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟

الحل :-

1-)-50 الإشارة سالبة
2- 50
3- 70

مثال :-

ΔH	ط .و متفاعلات	ط . و معقد منشط بدون عامل مساعد	مقدار الانخفاض في طاقة وضع المعقد المنشط عند إضافة عامل مساعد
- 30 كيلو جول	40 كيلو جول	60 كيلو جول	8 كيلو جول

1- ما مقدار طاقة وضع المواد الناتجة ؟
2- ما مقدار طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد ؟
3- ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد ؟
4- ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد ؟
5- ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟

الحل :-

1- 10 كيلو جول / مول

2- 52 كيلو جول / مول

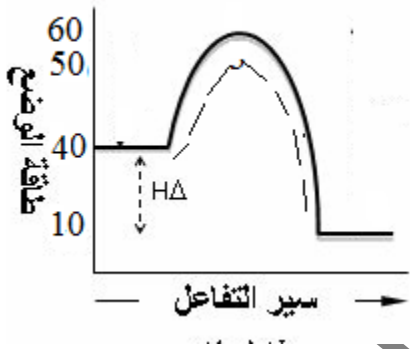
3- 20 كيلو جول / مول

4- 12 كيلو جول / مول

5- 42 كيلو جول / مول

مثال :- يبين الشكل المجاور سير التفاعل الأفتراضي :-

$$X_2 + Y_2 \rightleftharpoons 2XY$$



ما قيمة كل مما يلي (كيلو جول / مول) :-

1- ط و مواد متفاعلة ؟

2- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد ؟

3- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟

4- طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد ؟

5- ΔH للتفاعل متضمنا الإشارة ؟

الحل:-

1- 40 كيلو جول / مول

2- 20 كيلو جول / مول

3- 40 كيلو جول / مول

4- 50 كيلو جول / مول

5- -30 كيلو جول / مول (طارد)

بلال نوفل

الأنزيمات

يستخدم الغازولين وقودًا للسيارات، فهو يتأكسد في محرك السيارة، مُنتجًا غاز ثاني أكسيد الكربون والماء والطاقة، علمًا بأن درجة حرارة الغازات الموجودة في المحرك قد تصل إلى أكثر من ٢٢٠٠ ْس، وبالمقابل فإن الخلية الحية تحصل على حاجتها من الطاقة عن طريق أكسدة الغلوكوز إلى غاز ثاني أكسيد الكربون والماء عند ٣٧ ْس فقط فإذا كان تأكسده خارج الجسم يتطلب توافر درجات حرارة عالية فكيف يحدث ذلك داخل الجسم عند درجة حرارة ٣٧ ْس؟

وهب الله سبحانه وتعالى بعض الخلايا في أجسامنا القدرة على إنتاج مواد تُعرف بالأنزيمات، التي تُعد أحد أهم العوامل المساعدة؛ فهي تخفض طاقة التنشيط للتفاعلات. وتحتوي أجسامنا على أنزيمات مختلفة تعمل على تسريع العمليات الحيوية وتنظمها فلولا وجود الأنزيمات لتعذر حدوث التفاعلات من دون توافر طاقة كبيرة ومن الأمثلة عليها: أنزيم الأميليز الذي يحلل النشا إلى سكريات ثنائية، والأنزيمات الهاضمة التي تفرزها المعدة.

توجد الأنزيمات أيضًا في أجسام الكائنات الحية المختلفة، ومنها مسببات الأمراض مثل البكتيريا، ولهذا يعتمد عمل بعض المضادات الحيوية المستخدمة في علاج بعض الأمراض على تعطيل الأنزيمات في أجسام مسببات الأمراض؛ ما يؤثر في بعض عملياتها الحيوية، مسبِّبًا موتها.

بلال نوفل