الوحدة الثالثة :سرعة التفاعل الكيمائي والعوامل المؤثرة فيها

الفصل الأول : سرعة التفاعل الكيميائي 2003

تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها ،فبعضها يتم بسرعة كبيرة كما في احتراق الغابات ،ومعظم التفاعلات التي تجري في المحاليل الأيونية كتفاعل الحموض 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 : (مطلوب من طلبة الاقتصاد المنزلي وغير مطلوب من طلبة الفرع العلمي)

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 :

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

يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل كالآتي :-

معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة انتاج $MgSO_4$ = $\Delta[MgSO_4] / \Delta$ن

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

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 التغير بإشارة سالب لأن معدل السرعة هو قيمة عددية موجبة .

مثال **: يتحلل مركب آزوميثان $CH_3N=NCH_3$ وفق المعادلة الآتية :**

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

فإذا كان تركيز آزوميثان في بداية التفاعل $1,50\times10^{-2}$ مول / لتر و أصبح تركيزه $1,29\times10^{-2}$ مول / لتر

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

الحل :

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

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

$$= \frac{-[1,29\times10^{-2} - 1,50\times10^{-2}]}{10}$$

$$= 2,1\times10^{-4} \text{ مول/لتر.دقيقة}$$

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

معدل سرعةالتفاعل = معدل سرعة إستهلاك $CH_3N=NCH_3$ = معدل سرعة إنتاج C_2H_6 = معدل سرعة إنتاج N_2

سؤال واجب :في التفاعل الآتي :-

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

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 1: 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 :

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 :

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

$= 1\times10^{-3}$ مول/لتر.ث

٢) معدل سرعة تكون NO_2 $= \dfrac{\Delta [NO_2]}{\Delta \text{ ن}}$

$= \dfrac{(0,06 - 0,10)}{20 - 40}$ $= 2\times 10^{-3}$ 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

مثال 2:

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

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

فإذا علمت أن :

$\frac{[Cl^-]}{2}$	الزمن (الثانية)
0.00101	
0.00167	8

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

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

= $10^{-4} \times 1,1$ مول / لتر . ث

مثال 3:

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 = $\frac{-\Delta [H_2]}{\Delta ن}$ = $\frac{0.00066}{6}$ = $1,1 \times 10^{-4}$

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 = $2 \times 1,1 \times 10^{-4}$ = $2,2 \times 10^{-4}$ مول/لتر .ث

مثال 4:

يتفاعل NO_2 مع F_2 في الحالة الغازية وفق المعادلة الموزونة

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

أ) 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

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

ب . جد العلاقة بين معدل سرعة إستهلاك F_2 ومعدل سرعة إستهلاك NO_2

الحل : معدل سرعة إستهلاك F_2 = 2/1 معدل سرعة إستهلاك NO_2

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

مثال 5: 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

معدل سرعة إنتاج CO_2 = 0,3 مول/لتر.ث

ثانيا :تغير سرعة التفاعل مع الزمن (مطلوب من جميع الفروع)

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 .

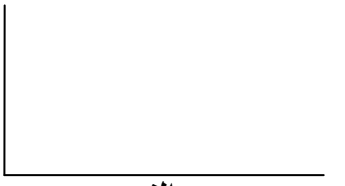
**** معدل سرعة التفاعل : التغير في كميات احدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن .**

**** السرعة اللحظية : سرعة التفاعل عند زمن معين خلال سير التفاعل .**

**** السرعة الابتدائية للتفاعل : سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة في بداية التفاعل أي عند الزمن صفر .**

**** ملاحظة : تركيز المتفاعلات يتناقص مع مرور الزمن على شكل اقتران أسي**

****بينما يتزايد تركيز النواتج مع الزمن على صورة اقتران أسي .**



مثال : **أدرس البيانات الواردة في الجدول التالي والمتعلقة بالتفاعل الآتي ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :**

$CO(g)+NO_2(g) \longrightarrow CO_2(g)+NO(g)$

[CO] مول/لتر	[NO_2] مول/لتر	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}**

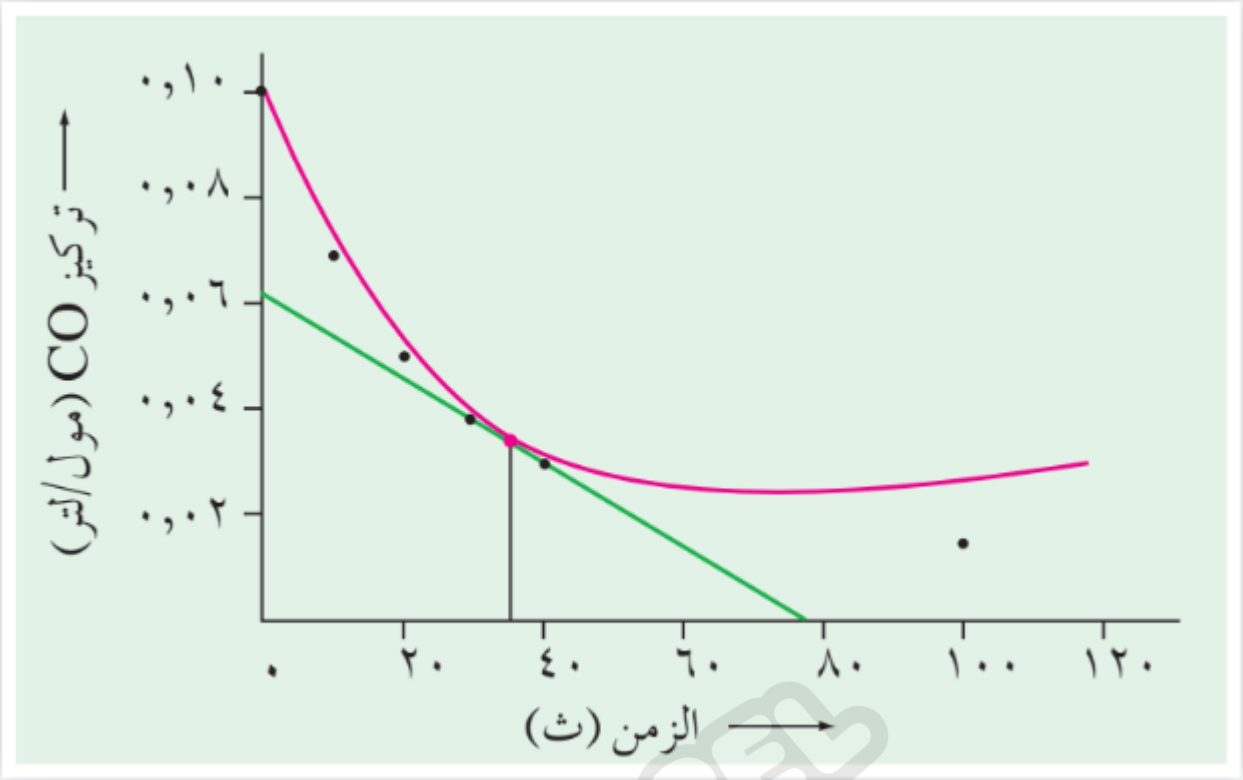
1. **كيف تتغير سرعة التفاعل بمرور الزمن ؟ تقل (تتناقص)**

2. **ماذا يحدث لسرعة التفاعل الأمامي مع تناقص تركيز المواد المتفاعلة ؟ تقل**

3. **عند أي زمن تكون سرعة التفاعل الأمامي أعلى ما يمكن ولماذا ؟عند الزمن صفر لأن تركيز المتفاعلات يكون أكبر ما يمكن .**

4 (اختيار من متعدد وزاري) تركيز CO قي بداية التفاعل (بالاعتماد على الشكل):

أ) 0,017 مول/لتر ب) 0,06مول/لتر ج) 0,03مول/لتر د) 0,10 مول/لتر



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 أعلاه 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

فمثلا يمكن تعين 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

= 0,062 - صفر / 78 –صفر = $7,95\times10^{-4}$ 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	$10\times6,7^{-6}$
2	0,0084	10×5^{-6}
3	0,0042	$10\times2,5^{-6}$

يتضح مما سبق أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز N_2O_5 ويمكن التعبير عن ذلك بالعلاقة التالية :

سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع $[N_2O_5]^x$

** رتبة التفاعل للمادة : قيمة عددية صحيحة أو كسرية تبين أثر التركيز في سرعة التفاعل وتعتمد على طريقة سير التفاعل ويمكن حسابها من التجربة العملية .

** ملاحظة هامة : رتبة التفاعل ليس لها علاقة بالمعاملات الموجودة على يسار الرموز والصيغ .

وتمثل القيمة × 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 $=K[N_2O_5]^x$ .....الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل

1) احسب قيمة X (رتبة التفاعل) ؟

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

(سرعة التفاعل $)_2 = 5\times10^{-6} = k\ (0,0084)\times$ .....(1)

(سرعة التفاعل $)_3 = 2,5\times10^{-6} = k(0.0042)^{\times}$.....(2)

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

(2) = (2)^{x}

ويتحقق ذلك إذا كانت x=1 ويوصف التفاعل في هذة الحالة بأنه أحادي الرتبة

2) أكتب قانون سرعة التفاعل ؟

سرعة التفاعل = k [N_2O_5]^{1}

** ملاحظة : قانون سرعة التفاعل يبين العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المواد المتفاعلة .

3) احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل K ؟

ويمكن حساب قيمة ثابت السرعة K للتفاعل السابق بإستخدام البيانات الواردة في الجدول من أي تجربة :

من التجربة رقم (2) مثلا

(سرعة التفاعل) $_2$= K[N_2O_5]

$$K = \frac{\text{سرعة التفاعل}_2}{[N_2O_5]^1} = 5\times10^{-6} \div 0{,}0084 = 5{,}95\times10^{-4}$$

ملاحظة: وحدة ثابت السرعة K تعتمد على الرتبة الكلية للتفاعل (الرتبة الكلية = مجموع رتب المواد المتفاعلة) ويمكن تحديدها من العلاقة الآتية :

وحدة K = لتر$^{ن-1}$ ÷ مول$^{ن-1}$. ث (دقيقة) حيث ن : الرتبة الكلية للتفاعل .

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

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

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

إذا كانت الرتبة الكلية للتفاعل =4 فإن وحدة Kهي لتر ^{3}/مول^{3} .ث (دقيقة)

مثال 2 :في التفاعل الآتي :

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

تم الحصول بالتجربة العلمية على البيانات المبينة في الجدول أدناه :

رقم التجربة	[NOCl]الإبتدائي مول/لتر	سرعة التفاعل الإبتدائية (مول /لتر.ث)
1	0,2	$1,6\times10^{-9}$
2	0,4	$6,4\times10^{-9}$
3	0,6	$14,4\times10^{-9}$

١. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
٢. إحسب قيمة ثابت السرعة k وبين وحدته ؟

الحل :

١) س $= K$ [NOCl] ^{2}

٢) $K = 4\times10^{-8}$ لتر /مول .ث

مثال 3: تم الحصول على البيانات للتفاعل :

$CH_3N=NCH_3 \longrightarrow C_2H_6 + N_2$

رقم التجربة	$[CH_3N=NCH_3]$	سرعة التفاعل (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 :

١) سرعة التفاعل $= K[CH_3N=NCH_3]^x$

2)سرعة التفاعل = $k\ [CH_3N{=}NCH_3]^{1}$

3) من التجربة 1

$$K = \frac{\text{سرعة التفاعل}}{[CH_3N{=}NCH_3]} = \frac{10\times2,8^{-6}}{10\times1,13^{-2}} = 10\times2,4^{-4}$$ ث$^{-1}$

مثال4 :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	$10\times3,4^{-3}$
2	0.20	0.30	$10\times10,2^{-3}$
3	0.40	0.30	$10\times40,8^{-3}$

الحل :

1) رتبة التفاعل للمادة A= 2

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

2)رتبة التفاعل للمادة B = 1

3. سرعة التفاعل = $K\ [A]^{2}\ [B]^{1}$

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

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

= 0,85 لتر ^{2} /مول ^{2} .ث

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

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

مثال5 :

تم الحصول على البيانات الآتية للتفاعل ، ادرسه ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

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

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

1) رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A والمادة B؟

2) قانون السرعة لهذا التفاعل ؟

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

الحل :

1) رتبة التفاعل للمادة A = 2

رتبة التفاعل للمادة B = 1

2) س= $K [A]^2 [B]^1$

3) $K = 5\times10^3$ لتر^2/ مول^2 . دقيقة

4) س= 625 مول/ لتر . دقيقة

مثال 6 : اعتمادا على البيانات الواردة في الجدول للتفاعل الافتراضي :

$$2A + B \rightarrow 3C$$

أجب عما يأتي :

رقم التجربة	[A] مول/لتر	[B] مول/لتر	سرعة التفاعل مول/لتر .ث
1	0,1	0,1	2×10^{-2}
2	0,2	0,2	4×10^{-2}
3	0,2	0,4	8×10^{-2}

1) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B ؟ رتبة B = 1

2) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A ؟ رتبة A = صفر

3) ما قيمة ثابت السرعة K وحدد وحدته؟ K = 0,2 ث$^{-1}$

***مثال7 :* 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 التفاعل (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 التفاعل في التجربة رقم (3) علما ان رتبة التفاعل الكلي = 3 ؟

3) أكتب وحدة K؟

الحل

1) رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A هي 1

2) رتبة B= 2 لأن الرتبة الكلية للتفاعل = 3 ثم نقسم التجربة 3 على التجربة 2

س $_3$ = $25,2 \times 10^{-2}$ مول/لتر . ث

3– وحدة K هي : لتر^2/مول^2 .ث

مثال8 :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؟

الحل:

1) رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NO هي 2

2) رتبة التفاعل بالنسبة للمادة H_2 هي 1

مثال 9: 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؟

الحل :

1 . رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B هي صفر

2 . سرعة التفاعل = $K[A]^2$

3. $K = \frac{2 \times 10^{-3}}{[0.2]^2}$

$$K = \frac{2 \times 10^{-3}}{4 \times 10^{-2}} = \frac{0.5 \times 10^{-1}}{5 \times 10^{-2}}$$ **لتر/مول . ث**

مثال 10 :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 Mو 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 ؟

الحل :

1 . رتبة التفاعل للمادة Rهي 1

2 . رتبة التفاعل للمادة Mهي 2

3 . سرعة التفاعل $K = [R]^{1}\,[M]^{2}$

$$K = \frac{10\times2^{-5}}{(0.1)^{1}\,(0.1)^{2}} = \frac{10\times2^{-5}}{10\times1^{-3}} = 10\times2^{-2}$$ **لتر^2/ مول^2 . ث**

مثال 11 :

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	10×2^{-2}
2	0.015	0.020	10×3^{-2}
3	0.010	0.010	$10\times5^{-3} = 10\times0.5^{-2}$

جد :

1. رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NO؟

2. أكتب قانون السرعة لهذا التفاعل ؟

3. قيمة ثابت السرعة وإذكر وحدته ؟

الحل :

1 . رتبة التفاعل للمادة NOهي 2

2. سرعة التفاعل $K = [H_2]^{1}\,[NO]^{2}$

3. $K = 5 \times 10^{3}$ **لتر^2 / مول^2 . ث**

مثال 12 : الجدول الآتي يبين بيانات التفاعل الافتراضي :

$$2A + B + C \rightarrow 4D$$

رقم التجربة	[A] مول /لتر	[B] مول /لتر	[C] مول /لتر	سرعة التفاعل مول/لتر.ث
1	0,1	0,2	0,1	2×10^{-3}
2	0,1	0,4	0,1	4×10^{-3}
3	0,2	0,2	0,1	8×10^{-3}
4	0,2	0,2	0,1	8×10^{-3}

1) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A ؟

2) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B ؟

3) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة C ؟

4) ما قيمة ثابت السرعة K ؟

5) أكتب قانون سرعةالتفاعل ؟

الحل :

1) رتبة A = 2

2) رتبة B = 1

3) رتبة C = صفر

4) K= 1 (يجب كتابة الخطوات الحسابية)

5) س= K [A]^{2}[B]^{1}

مثال 13 :يبين الجدول الآتي بيانات التفاعل الافتراضي :

$$A+B+C \rightarrow 3D$$

والذي رتبته الكلية (3) عند درجة حرارة معينة ، أدرسه ثم أجب عما يليه من الأسئلة :

رقم التجربة	[A] مول /لتر	[B] مول /لتر	[C] مول /لتر	سرعة التفاعل الابتدائية مول/لتر.ث
1	0,02	0,02	0,02	4×10^{-2}
2	0,02	0,06	0,02	4×10^{-2}
3	0,01	0,02	0,02	س
4	0,02	0,02	0,04	8×10^{-2}
5	ص	0,01	0,01	5×10^{-5}

1) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة C ؟

2) ما قيمة سرعة التفاعل المشار اليها بالرمز س ؟

3) ما قيمة التركيز المشار اليه بالرمز ص ؟

4) عند مضاعفة تركيز المادة A ثلاث مرات وتركيز المادة B مرتين وتركيز المادة C مرتين عند نفس الشروط ، كم مرة تتضاعف سرعة التفاعل ؟

الحل :

1) رتبة C = 1

2) س= 1×10^{-2} مول/لتر . ث

3) ص = 1×10^{-3} مول/لتر

4) 18 مرة

مثال 14 : في التفاعل الآتي :

$$BrO_3^- + 5Br^- + 6H^+ \rightarrow 3Br_2 + 3H_2O$$

تم الحصول على البيانات الآتية من التجربة العملية :

رقم التجربة	$[BrO_3^-]$ مول /لتر	$[Br^-]$ مول /لتر	$[H^+]$ مول /لتر	السرعة الابتدائية مول/لتر.ث
1	0,1	0,1	0,1	8×10^{-4}
2	0,2	0,1	0,1	$1,6\times10^{-3}$
3	0,2	0,2	0,1	$3,2\times10^{-3}$
4	0,1	0,1	0,2	$3,2\times10^{-3}$

1) اكتب قانون سرعة التفاعل ؟

2) احسب قيمة ثابت السرعة K وما وحدة قياسه ؟

3) ما رتبة التفاعل الكلية ؟

الحل :

1) س = $K[BrO_3^-]^1[Br^-]^1[H^+]^2$

2) $K = 8$ لتر^3/ مول^3 .ث

3) رتبة التفاعل الكلية = 4

مثال15 :

في التفاعل الآتي :

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

تم تسجيل البيانات التالية :

رقم التجربة	[D]	[E]	[F]	سرعة التفاعل 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 سرعة التفاعل في التجربة رقم 5 ؟

4. إحسب تركيز المادة D في التجربة 6 ؟

5. إذا زاد الضغط في الوعاء التفاعل 3 مرات فكم مرة تتضاعف سرعة التفاعل ؟

6. إذا زاد تركيز كل مادة متفاعلة مرتين ، فكم مرة تتضاعف سرعة التفاعل ؟

7. 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) س $_5$ = 36×10^{-4} مول/لتر . دقيقة (بقسمة التجربة 5 على التجربة 3)

4) [D] = 0,7 مول/لتر (بقسمة التجربة 6 على التجربة 3)

5) 9 مرات

6) 4 مرات

7) سوف يقل الضغط إلى الربع و بالتالي يقل التركيز إلى الربع

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 .

مثال 16:

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

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

مثال 17 :في التفاعل الإفتراضي :

$F + E + D \longrightarrow$ نواتج

تم تسجيل البيانات المبنية 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 ؟ س= K [D] ^{1} [F] ^{1}

2. أحسب تركيز المادة Dفي التجربة رقم 5 ؟ (0,4 مول/لتر)

مثال 18 :

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

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

رقم التجربة	[A] مول/لتر	[B] مول/لتر	[C] مول/لتر	سرعة التفاعل (مول /لتر. ث)
1	0.1	0.1	0.2	10×0.02^{-1}
2	0.1	0.2	0.2	10×0.04^{-1}
3	0.2	0.1	0.2	10×0.04^{-1}
4	0.4	0.1	0.2	10×0.08^{-1}
5	0.1	0.1	0.7	10×0.07^{-1}
6	؟؟؟؟؟؟؟؟؟	0.3	0.5	10×0.45^{-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 تضاعف تركيز كل مادة متفاعلة مرتين ، فكم تتضاعف سرعة التفاعل ؟

الحل :

1) رتبة المادة A = 1

رتبة المادة B= 1

رتبة المادة C= 1

2) س= K [A]^{1} [B]^{1} [C]^{1}

3) K= 1 لتر ^{2}/مول^{2} . ث

4) [A]= 0,3 مول/ لتر

5) س= 216×10^{-3} مول/ لتر .ث

6) 8 مرات

مثال 19 : (فش منه فايدة وملهوش داعي) :

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 K وحدد وحدته ؟
5. كيف تتغير سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز A وحدها ثلاث مرات ؟

مثال 20 :

في التفاعل الإفتراضي :-

$$E+2B \longrightarrow \text{نواتج}$$

إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو :

$$\text{س} = K[E] \times [B]^1$$

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

الحل : رتبة المادة E= 2

مثال 21 في التفاعل الآتي (مهم جدا) :

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

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. كم مرة تتضاعف سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز A مرتين وتركيز B ثلاث مرات ؟

الحل :

1) رتبة المادة A = 2

رتبة المادة B = صفر

2) س= 2×10^{-5} مول/لتر . ث

3) 4 مرات

مثال 22 : تم الحصول على النتائج للتفاعل الآتي :

$$NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$$

رقم التجربة	[NO]مول/لتر	[O_3]مول /لتر	زمن انتهاء التفاعل (ث)
1	0.2	0.2	9
2	0.2	0.6	3
3	0.6	0.6	1

1) اكتب قانون سرعة التفاعل ؟

2) ما وحدة K ؟

الحل : 1) $س = K\,[NO]^{1}\,[O_3]^{1}$

2) لتر/مول . ث

<u>مثال 23</u>) اذا علمت أن سرعة تفاعل معين تتضاعف (4) مرات عندما كانت رتبة أحد المواد المتفاعلة = 1 ، مع بقاء العوامل الأخرى ثابتة ، فكم مرة تضاعف تركيز هذه المادة ؟

الحل : 4 مرات

<u>مثال 24</u> : اذا كان قانون سرعة التفاعل $س = K\,[A]^{2}\,[B]^{X}\,[C]^{Y}$

لوحظ أنه عند مضاعفة تركيز A مرتين وتركيز C ثلاث مرات مع بقاء تركيز B ثابت تتضاعف سرعة التفاعل 36 مرة ، وعند مضاعفة تركيز كل من A و B و C ثلاث مرات تتضاعف سرعة التفاعل 81 مرة .

1) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B ؟

2) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة C ؟

3) اكتب قانون سرعة التفاعل ؟

الحل :

1) رتبة المادة B = صفر

2) رتبة المادة C = 2

3) $س = K\,[A]^{2}\,[C]^{2}$

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 . ولتفسيرها 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 :-

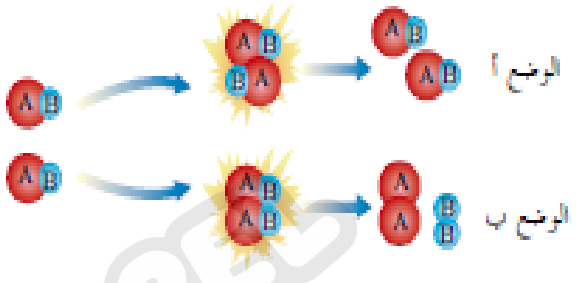
هو التصادم الذي يؤدي إلى تكوين نواتج وحتى يكون التصادم فعالا فلا بد من توفر شرطين هما :-

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):التصادمات 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_2وA_2 وهي النواتج المطلوبة أي أن التصادم فعالا

مثال:-

أرسم التصادم الفعال للتفاعل الآتي :

$$H_2+X_2 \rightarrow 2HX$$

H....X

H....X

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 التنشيط Ea

**** طاقة التنشيط : هي الحد الأدنى من الطاقة الذي يجب توافره لكسر الروابط بين ذرات المواد المتفاعلة كي تتفاعل وتكون نواتج .**

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 بالمقعد المنشط والذي يتفكك ليكون النواتج وبالرجوع الى تفاعل تفكك AB يمكن تمثيل بناء المقعد المنشط كالأتي :

A..... B

A.....B

***المعقد المنشط : بناء غير مستقر بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة له طاقة وضع عالية حيث يتفكك ليعطي النواتج**

<u>سؤال واجب</u> :إرسم بناء المقعد 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 ويجب أن يكون اتجاه التصادم مناسبا)**

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 .

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

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

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

قانون :

$$H\Delta = H\text{المواد الناتجة} - H\text{المواد المتفاعلة}$$

حيث :

$H\Delta$: التغير في المحتوى الحراري للتفاعل .

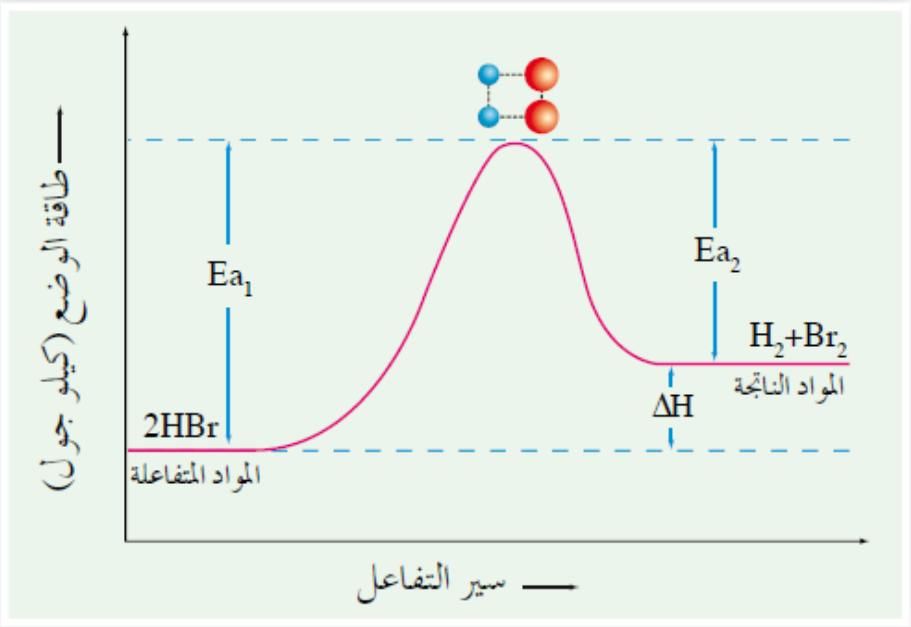
Hالمواد الناتجة : طاقة وضع المواد الناتجة .

Hالمواد المتفاعلة : طاقة وضع المواد المتفاعلة .

*المواد المتفاعلة تختزن كمية من الطاقة تعرف بطاقة وضع المواد المتفاعلة كما تختزن المواد الناتجة كمية من الطاقة تعرف بطاقة وضع المواد الناتجة .

*اذا كانت طاقة وضع المواد الناتجة أكبر من طاقة وضع المواد المتفاعلة يكون التغير في المحتوى الحراري موجبا وبالتالي يكون التفاعل ماصا للطاقة .

*اذا كانت طاقة وضع المواد الناتجة أقل من طاقة وضع المواد المتفاعلة يكون التغيرفي المحتوى الحراري للتفاعل سالبا وبالتالي يكون التفاعل طاردا للطاقة .



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).

**** طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي: كمية الطاقة التي تكتسبها المواد المتفاعلة للوصول الى طاقة وضع المعقد المنشط**

**** طاقة التنشيط للتفاعل العكسي : الفرق بين طاقة وضع المعقد المنشط وطاقة وضع المواد الناتجة .**

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

ملاحظ هامة : التفاعل الأسرع تكون طاقة تنشيطه أقل .

**** في التفاعل الطارد تكون سرعة التفاعل الأمامي أكبر من سرعة التفاعل العكسي لأن طاقة تنشيطه أقل .**

**** في التفاعل الماص تكون سرعة التفاعل العكسي أكبر من سرعة التفاعل الأمامي لأن طاقة تنشيطه أقل .**

مثال (١)

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

$$A + B \rightleftharpoons AB$$

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؟

الحل : 1) أ- المواد الناتجة ب- المعقد المنشط ج- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي د- ΔH

2) 120 كيلوجول

3) 60 كيلوجول

4) - 20 كيلوجول / مول

5) طارد

6) 80 كيلوجول

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 .(طردي)

2- طبيعة المادة المتفاعلة .

3- مساحة سطح المواد المتفاعلة في الحالة الصلبة . (طردي)

4- درجة الحرارة . (طردي)

5- العوامل المساعدة .

العامل الأول : تركيز المواد المتفاعلة (طردي)

توضيح :

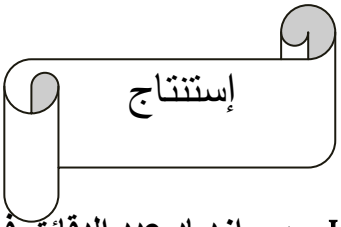
$$Mg_{(s)}+2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)}+H_{2(g)}$$

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 Na مع الماء بسرعة أكبر من المغنيسيوم Mg ؛ 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 (طردي):

تتناسب سرعة التفاعل طرديا مع مساحة سطح المواد المتفاعلة ، والأمثلة الآتية 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 .

س) يتم حرق نشارة الخشب بسرعة أكبر من حرق قطعة من الخشب لها الكتلة نفسها ؟ لماذا ؟

لأن مساحة السطح المعرض للتفاعل في حالة النشارة أكبر وكلما زادت مساحة السطح زادت عدد التصادمات الكلية المحتملة فيزداد عدد التصادمات الفعالة وتزداد سرعة التفاعل .

العامل الرابع درجة الحرارة (طردية) :

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

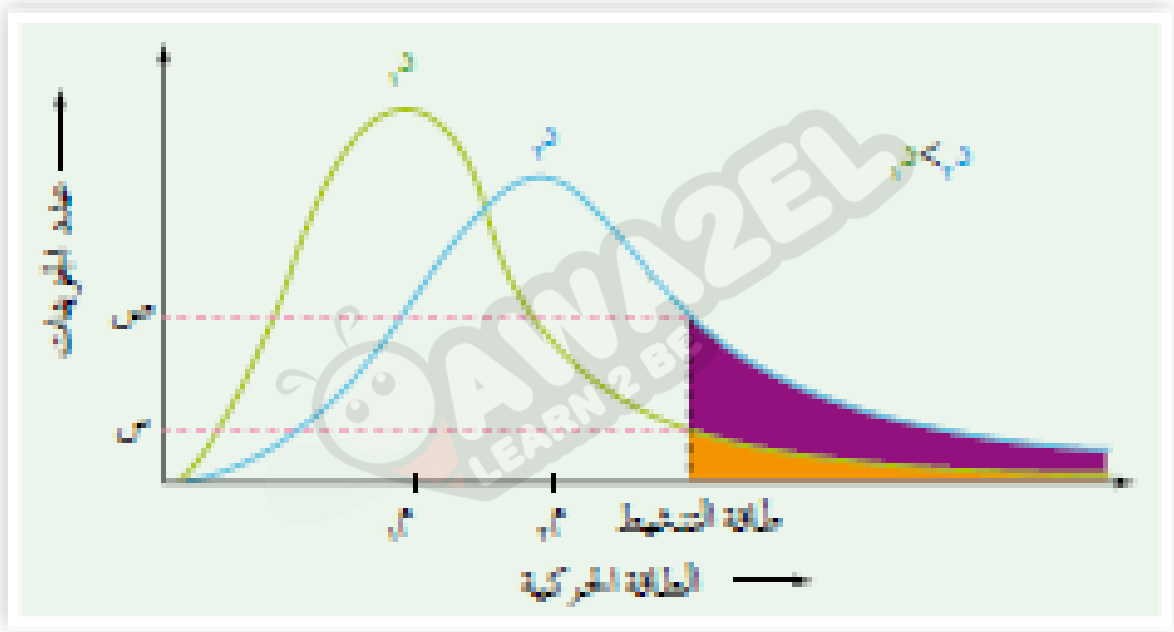
مشاهدات من حياتنا اليومية :

*** 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 مختلفين.

حيث : م 1 (متوسط الطاقة الحركية للجزيئات قبل التسخين عند د 1)

م2 (متوسط الطاقة الحركية للجزيئات بعد التسخين عند د 2)

س (عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط قبل التسخين)

ص (عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط بعد التسخين)

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 ا لتصادمات 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 .

***من الأمثلة التي تبين أثر درجة الحرارة في سرعة التفاعل بوضوح تفاعل بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ (ذات اللون البنفسجي) مع حمض الأوكساليك $H_2C_2O_4$ لانتاج ثاني اكسيد الكربون والماء عند درجتي حرارة مختلفتين حيث لوحظ اختفاء اللون البنفسجي لبرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ بالتسخين ، في حين أنه ما زال موجودا عند درجة حرارة الغرفة بعد مضي الوقت نفسه ؛ وهذا يدل على أن التفاعل قد انتهى عند درجة الحرارة الأعلى ، ولكنه ما زال مستمرا عند درجة الحرارة الأقل ؛ فسرعة هذا التفاعل ازدادت بزيادة درجة الحرارة .**

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) :**

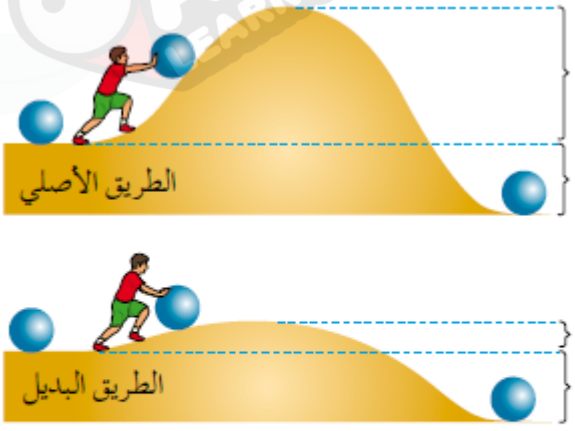
1- يستخدم أكسيد الفناديوم V_2O_5 لتسريع عملية تحضير حمض الكبريتيك H_2SO_4 الذي يستخدم في الصناعات المختلفة .

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 ويزيد سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي**

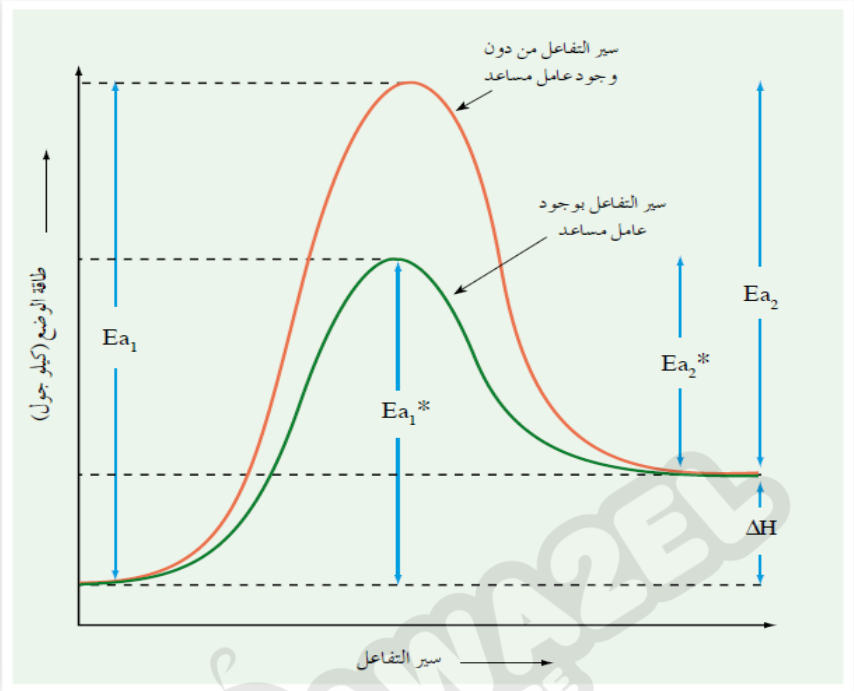


الشكل (٣-١٢): العامل المساعد يمهد طريقًا بديلا أكثر سهولة

*** العامل المساعد يزيد من سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي و ويزيد عدد التصادمات الفعالة**

- **العامل المساعد لايؤثر على طاقة وضع المواد المتفاعلة وطاقة وضع المواد الناتجة و ΔH للتفاعل**

**** الشكل المجاور يوضح اثر العامل المساعد على سير التفاعل 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.

مثال (1) :

اذا كانت قيمة طاقات الوضع 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:-

١ - ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون وجود عامل مساعد؟ (100 كيلوجول)

٢ - ماقيمة التنشيط الأمامي للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد ؟ (30 كيلوجول)

٣ - ما قيمة ΔH للتفاعل ؟ (- 30 كيلوجول)

٤ - ما أثر اضافة عامل مساعدة للتفاعل في طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟ (تبقى ثابتة)

مثال 2 في التفاعل الافتراضي :-

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

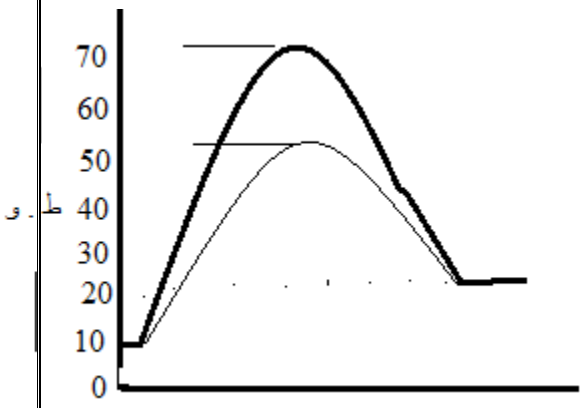
إذا علمت أن كتلة العامل المساعد C عند بدء التفاعل تساوي 3 غرام ، وان طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد تساوي 163 كيلو جول :

أ) ما كتلة العامل المساعد عند نهاية التفاعل ؟ (3 غرام)

ب) احسب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد؟ (73 كيلو جول)

مثال 3 :- 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 طاقة ضع المواد متفاعلة والمواد الناتجة ؟

ب - طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي من دون عامل مساعد ؟

ج- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي مع عامل مساعد ؟

د- طاقة وضع المعقد منشط من دون عامل مساعد ؟

2- هل التفاعل ماص أم طارد ؟ (ماص)

الحل :

1) أ- طاقة وضع المواد المتفاعلة = 10 كيلوجول طاقة وضع المواد الناتجة = 20 كيلوجول

ب) (60 كيلوجول)

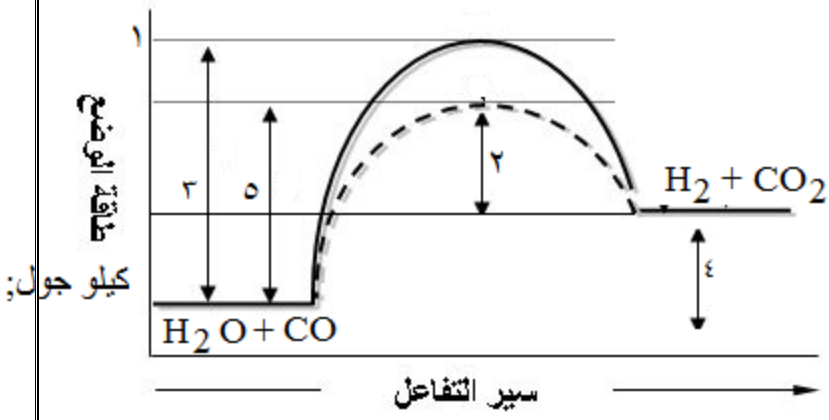
ج) (30 كيلوجول)

د) (70 كيلوجول)

مثال4 الشكل المجاور يمثل منحنى طاقة الوضع للتفاعل : -

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

ادرسه جيدا ثم اجب عن الأسئلة التي تليه :-



أ) هل التفاعل طارد أم ماص للطاقة ؟

ب) أيهما أسرع التفاعل الأمامي أم العكسي ؟

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

د) ما أثر العامل المساعد على طاقة التنشيط؟

الحل :-

أ) ماص للحرارة

ب) التفاعل العكسي

ج) كما يأتي:

١ - طاقة وضع المعقد المنشط بدون عامل مساعد

٢ - طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

٣ - طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد

٤ - ΔH للتفاعل

٥ - طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد .

د) العامل المساعد يقلل من طاقة التنشيط

مثال 5 في التفاعل الآتي :-

$3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3 +$ حرارة

إذا علمت أن :-

١ - طاقة الوضع للموا المتفاعلة = 150 كيلو جول

٢ - طاقة الوضع للمواد الناتجة = 60 كيلو جول

٣ - طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي = 20 كيلو جول

اجب عما يأتي :-

١ - ماقيمة طاقة الوضع للمعقد المنشط ؟

٢ - ماقيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي ؟

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

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

الحل :-

١ - 170 كيلو جول

٢ - 110 كيلو جول

٣ - تزداد سرعة التفاعل الأمامي

٤ - تبقى ثابتة

مثال 6 :-

ما أثر العامل المساعد في كل من :-

1- ΔH للتفاعل (تبقى ثابتة)

2- طاقة وضع المواد المتفاعلات (تبقى ثابتة)

3- طاقة وضع النواتج (تبقى ثابتة)

4- طاقة التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي (تقل)

5- سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي (تزداد)

6 – طاقة وضع المعقد المنشط (تقل)

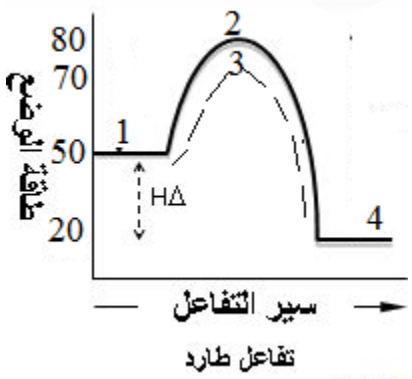
7- عدد التصادمات الفعالة (يزداد)

8- زمن ظهور النواتج (يقل)

مثال7 :- الشكل المجاور يمثل منحنى طاقة التفاعل

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

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



أ) إلى ماذا تشير الأرقام (1,2,3,4) ؟

ب)ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد ؟

ج) ما مقدار طاقة وضع المعقد المنشط عند وجود عامل مساعد ؟

د)أيهما أسرع تكون AB أم تفككه ؟

ه) ΔH التفاعل ؟

الحل :-

أ)

1) المواد المتفاعلة

2- المعقد المنشط بدون وجود عامل مساعد

3- المعقد المنشط بوجود عامل مساعد

4- المواد الناتجة

ب) 30 كيلو جول

ج) 70 كيلو جول

د) تكون AB

ه) ΔH = Hنواتج – Hمتفاعلات

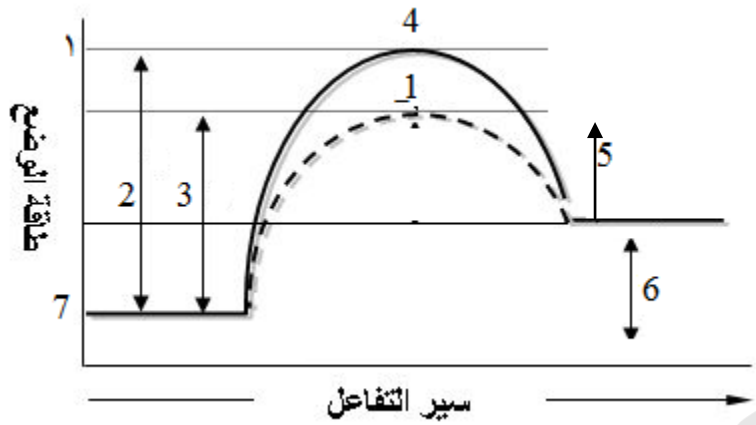
= 20 – 50 = -30 كيلو جول (طارد لأن الجواب سالب)

مثال8 :-

من الشكل المجاور :-

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

ب - هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة ؟



الحل :-

أ-

١ - المعقد المنشط بوجود عامل مساعد

٢ - طاقة التنشيط الأمامي بدون عامل مساعد

٣ - طاقة التنشيط الأمامي بوجود عامل مساعد

٤ - المعقد المنشط بدون عامل مساعد

٥ - طاقة التنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

٦ - ΔH

٧ - طاقة وضع المواد المتفاعلة

ب- التفاعل ماص للطاقة

مثال 9 :

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

١ - ما قيمة طاقة تنشيط التفاعل العكسي ؟

٢ - ما قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟

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

الحل:-

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

مثال (10) :-

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 :-

١ - ماقيمة ΔH للتفاعل متضمنا الإشارة ؟

٢ - ما قيمة طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد ؟

٣ - ما قيمة طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟

الحل :-

1) -50 كيلوجول الإشارة سالبة

2) 50 كيلوجول

3) 70 كيلوجول

مثال 11:

ΔH	طاقة وضع متفاعلات	طاقة وضع 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

١ ـ ما مقار طاقة وضع المواد الناتجة ؟

٢ ـ ما مقدار طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد ؟

٣ ـ ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد ؟

٤ ـ ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد ؟

٥ ـ ما مقار طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟

الحل :-

١ - 10 كيلو جول / مول

٢ - 52 كيلو جول / مول

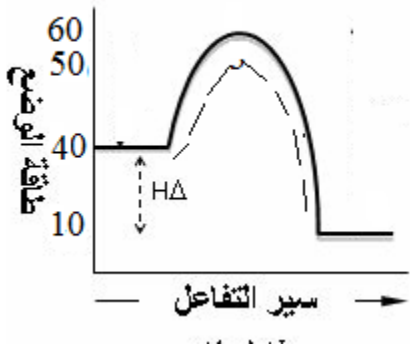
٣ - 20 كيلو جول / مول

٤ - 12 كيلو جول / مول

٥ - 42 كيلو جول / مول

مثال12 :- يبين الشكل المجاور سير التفاعل الأفتراضي :-

$$X_2 + Y_2 \rightleftharpoons 2XY$$



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

١ -ط و مواد متفاعلة ؟

٢ -طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد ؟

٣ -طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟

٤ -طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد ؟

٥ -ΔH للتفاعل متضمنا الإشارة ؟

الحل:-

١ - 40 كيلو جول / مول

٢ - 20 كيلو جول / مول

٣ - 40 كيلو جول / مول

٤ - 50 كيلو جول / مول

٥ - -30 كيلو جول / مول (طارد)

مثال 13 : الجدول الآتي يمثل بعض قيم الطاقة بوحدة (كيلوجول/ مول) للتفاعل :

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3 + 90\ KJ$$

سير التفاعل	طاقة وضع النواتج	Ea عكسي	Ea أمامي
دون عامل مساعد	ع	150	ن
بوجود عامل مساعد	40	ل	45

1) هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة ؟

2) ما قيمة كل من (ع ، ل، ن) ؟

3) ما مقدار النقصان في قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بسبب وجود العامل المساعد ؟

4) ما قيمة طاقة وضع المعقد المنشط بوجود العامل المساعد ؟

الحل :

1) طارد

2) ع= 40 كيلوجول

ل= 135 كيلوجول

ن= 60 كيلوجول

3) 15 كيلوجول

4) 175 كيلوجول

مثال 14 : في التفاعل الافتراضي :

$$X \rightarrow Y$$

Ea أمامي بدون عامل مساعد تساوي (150 كيلوجول)

Ea أمامي بوجود عامل مساعد تساوي (140 كيلوجول)

طاقة وضع المواد الناتجة (40 كيلوجول)

طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد تساوي (260 كيلوجول)

**** أجب عما يأتي :**

1) ما مقدار طاقة وضع المعقد المنشط بدون وجود عامل مساعد ؟

2) ما مقدار طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟

3) ما قيمة ΔH متضمنا الاشارة ؟

4) ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟

الحل :

1) 270 كيلو جول

2) 120 كيلوجول

3) - 80 كيلوول

4) 220 كيلوجول

تطبيقات حياتية

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، مسبِّبا موتها.