سرعة التفاعل الكيميائي

- سرعة التفاعل الكيميائي.
- نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي.

علاء بدارنة

سرعة التفاعل الكيميائي

Rate Of Chemical Reaction

النتاجات المتوقعة منك، عزيزي الطالب وهي:

١- توضح المقصود بسرعة التفاعل الكيميائي.

٢- تقترح طرائق للتعبير عن سرعة التفاعل الكيميائي وقياسها.

٣- تجري حسابات تتعلق بسرعة التفاعل الكيميائي.

٤- تبين أثر تركيز المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل الكيميائي.

٥- تكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل الكيميائي.

علاء بدارنة

أولاً

مفهوم سرعة التفاعل

تعرف السرعة بشكل عام بأنها: **مقياس التغير في كمية معينة في وحدة الزمن.**

وينطبق ذلك على التفاعل الكيميائي، حيث تعد **سرعة التفاعل الكيميائي مقياساً لمقدار التغير في كميات المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة في وحدة الزمن.**

الكمية تعني: تركيز أو حجم أو كتلة أو عدد مولات ..... الخ.

حيث تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي على نوع الكميات المستخدمة وعليه:

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

فإذا كانت الكمية عبارة عن كتلة فيكون:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في الكتلة}}{\text{التغير في الزمن}}$$ ويقاس بوحدة (غ/ثانية)

أما إذا كانت الكمية عبارة عن حجم فيكون:

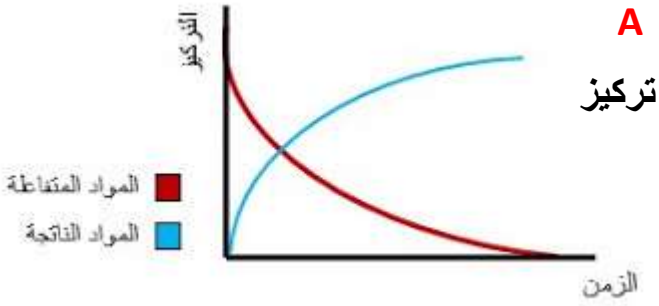
$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في الحجم}}{\text{التغير في الزمن}}$$ ويقاس بوحدة (مل/ثانية)

فاذا كانت الكمية عبارة عن تركيز وهو الأكثر شيوعاً فيكون:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}}$$ ويقاس بوحدة (مول/لتر.ثانية)

ومن خلال النظر للتفاعل الآتي: $A \longrightarrow B$

نلاحظ نقصان تراكيز المواد المتفاعلة وزيادة تركيز المواد الناتجة مع الزمن.



وفي التفاعل الافتراضي الآتي:

$$X_{(s)} + A_{(aq)} \longrightarrow C_{(aq)} + D_{(g)}$$

يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل كالآتي:

معدل سرعة التفاعل= معدل سرعة استهلاك A = $\dfrac{-\Delta[A]}{\Delta ن}$

أو:

معدل سرعة التفاعل= معدل سرعة انتاج C = $\dfrac{\Delta[C]}{\Delta ن}$

ويمكن ايضاً التعبير عن معدل سرعة التفاعل بدلالة التغير في الكتلة لـ **X** أو بدلالة الحجم لـ **D**

ما سبب وجود الإشارة السالبة عند حساب معدل السرعة للمادة A؟

لإن المادة A مادة متفاعلة (تستهلك) فإن تركيزها يتناقص مع الزمن وعند حساب معدل السرعة لها فإن التغير في التركيز يكون سالباً، لذلك يضرب التغير في التركيز بإشارة سالبة، لتصبح السرعة قيمة عددية موجبة.

مثال ادرس التفاعل الآتي، ثم أجب عما يليه:

$$Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

١- إذا كان تركيز Cu^{2+} يساوي ٠,٤مول/لتر في بداية التفاعل، وعند مرور ١٠ثواني اصبح ٠,٢مول/لتر، احسب معدل سرعة التفاعل.

٢- احسب معدل سرعة انتاج المادة Fe^{2+}.

الحل:

١- معدل سرعة التفاعل= معدل سرعة استهلاك Cu^{2+} $= \frac{-\Delta[Cu^{2+}]}{\Delta ن}$

$$= \frac{-(٠,٢-٠,٤)}{(١٠-٠)} = ٠,٠٢ \text{مول/لتر.ث}$$

٢- نلاحظ أن عدد المولات متساوٍ لجميع المواد في التفاعل وعليه:

معدل سرعة التفاعل= معدل سرعة انتاج Fe^{2+} = معدل سرعة استهلاك Cu^{2+} = ٠,٠٢مول/لتر.ث

هل يختلف معدل سرعة التفاعل باختلاف عدد المولات في المعادلة الكيميائية الموزونة؟

نعم، وقد اصطلح للتعبير عن معدل سرعة التفاعل الكلي بدلالة مول واحد من أي من المواد المتفاعلة أو الناتجة.

ومن خلال التفاعل الافتراضي الآتي: $aA + bB \longrightarrow cC$

يمكن التعبير عن معدل سرعة التفاعل وعلاقته بمعدل سرعة الاستهلاك للمواد المتفاعلة ومعدل سرعة الإنتاج للمواد الناتجة على النحو الاتي:

معدل سرعة التفاعل= $\frac{١}{a}$ معدل سرعة استهلاكA= $\frac{١}{b}$ معدل سرعة استهلاكB= $\frac{١}{c}$ معدل سرعة انتاجC

وبالتعبير بدلالة التغير في التركيز مع الزمن:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{-\Delta[A]}{\Delta ن}\frac{١}{a} = \frac{-\Delta[B]}{\Delta ن}\frac{١}{b} = \frac{\Delta[C]}{\Delta ن}\frac{١}{c}$$

مثال ادرس التفاعل الآتي، ثم أجب عما يليه:

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

١- إذا كان تركيز CO_2 يساوي ٠,٢ مول/لتر في بداية التفاعل، وعند مرور ٥ ثواني اصبح ٠,١مول/لتر، احسب معدل سرعة استهلاكه خلال التفاعل.

٢- احسب معدل سرعة انتاج المادة O_2 والمادة CO.

٣- احسب معدل سرعة التفاعل.

الحل:

١- معدل سرعة استهلاك $CO_2 = \frac{-\Delta[CO_2]}{\Delta ن} = \frac{-(٠,١-٠,٢)}{(٥-٠)} = ٠,٠٢$ مول/لتر.ث

٢-

$$\frac{١}{٢}\ \frac{-\Delta[CO_2]}{\Delta ن} = \frac{\Delta[CO]}{\Delta ن}\ \frac{١}{٢} = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta ن}$$

$$\frac{\Delta[O_2]}{\Delta ن} = \frac{١}{٢} \times ٠,٠٢ = ٠,٠١ \text{ مول/لتر.ث}$$

$$\frac{\Delta[CO]}{\Delta ن} = \frac{١}{٢} \times ٠,٠٢ = ٠,٠١ \text{ مول/لتر.ث}$$

٣- معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة انتاج O_2 = ٠,٠١ مول/لتر.ث

☺ سؤال: اكتب العلاقة بين معدل سرعة استهلاك H_2O_2 ومعدل سرعة انتاج كلاً من O_2 و H_2O :

$$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$$

للإجابة مساحة

سؤال صفحة ١١٣ ..

في التفاعل الآتي: $CO_{(g)} + NO_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$

إذا علمت أن تركيز NO يساوي ٠,٤٠ مول/لتر بعد مرور ٤٥ ثانية من بدء التفاعل، ويساوي ٠,٨٥ مول/لتر بعد مرور ٨٠ ثانية على بدئه:

◄ احسب معدل سرعة التفاعل. ◄ احسب معدل استهلاك CO

الإجابة:

◄ معدل سرعة التفاعل = معدل سرعة إنتاج NO = $\frac{٠,٨٥ - ٠,٤}{٨٠ - ٤٥}$ = ٠,٠١٣ مول/لتر.ث

◄ معدل سرعة استهلاك CO = معدل سرعة التفاعل = ٠,٠١٣ مول/لتر.ث

سؤال صفحة ١١٥ ..

ادرس بيانات الجدول أدناه والمتعلقة بالتفاعل الآتي، والذي يحدث عند ٣٠٠ س، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه: $2NO_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$

الزمن(ث)	$[NO_2]$ مول/لتر
٠	٠,٠١٠٠
٥٠	٠,٠٠٨٠
١٠٠	٠,٠٠٦٥
١٥٠	٠,٠٠٥٥

◄ اكتب العلاقة بين معدل سرعة استهلاك NO_2 ومعدل سرعة إنتاج O_2

◄ احسب معدل سرعة استهلاك NO_2 في الفترة (٠ – ٥٠).

◄ احسب معدل سرعة استهلاك NO في الفترة (١٠٠ – ١٥٠).

◄ أي الفترات الآتية يكون معدل سرعة التفاعل فيها أعلى:
(٠-٥٠) ، أو (٥٠- ١٠٠) ، أو (١٠٠-١٥٠)، ولماذا؟

الإجابة:

◄ $\frac{١}{٢}$ معدل سرعة استهلاك NO_2 = معدل سرعة إنتاج O_2

◄ معدل سرعة استهلاك NO_2 = $\frac{(٠,٠٠٨٠ - ٠,٠١٠٠)-}{٥٠ - ٠}$ = ٤×١٠$^{-٥}$ مول/لتر.ث

◄ معدل سرعة إنتاج NO = معدل سرعة استهلاك NO_2 = $\frac{(٠,٠٠٦٥ - ٠,٠٠٥٥)-}{١٥٠ - ١٠٠}$ = ٢×١٠$^{-٥}$

◄ يكون معدل سرعة التفاعل أعلى في الفترة (٠ – ٥٠) لأن التركيز أكبر ما يمكن

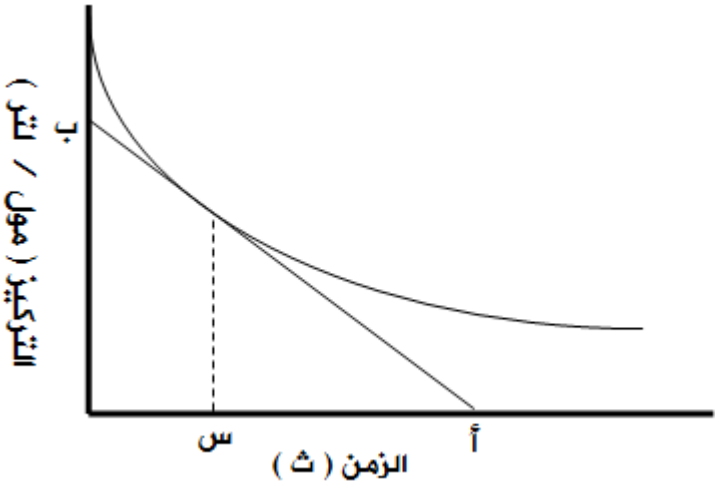
ثانياً

تغير سرعة التفاعل مع الزمن

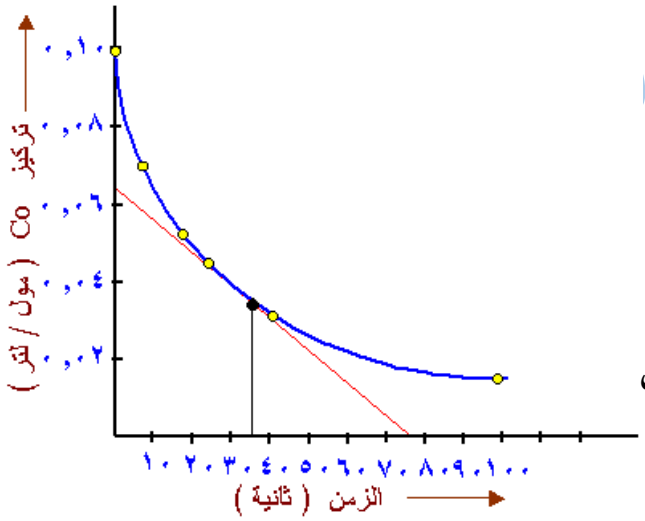
تسمى سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية **بالسرعة اللحظية**، وعند بداية التفاعل أي عند الزمن صفر فتسمى **بالسرعة الابتدائية**، حيث تتناقص سرعة التفاعل باستمرار مع الزمن وتكون **اكبر** ما يمكن في بداية التفاعل.

كيف من الممكن حساب السرعة اللحظية؟

يمكن حساب السرعة اللحظية عند زمن محدد من خلال رسم منحنى يمثل التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة مع الزمن، ثم إيجاد ميل المماس للمنحنى الناتج عند تلك اللحظة.



مثال ادرس الشكل المجاور، ثم احسب السرعة اللحظية عند زمن ٣٥ ثانية؟



الحل: نلاحظ أن المماس يقطع محور التركيز عند ٠,٠٦٢مول/لتر ويقطع محور الزمن عند ٧٨ ثانية وعليه يمكن حساب السرعة اللحظية من خلال العلاقة:

$$\text{السرعة اللحظية} = \frac{\Delta[CO]}{\Delta \text{ن}} = \frac{(٠ - ٠,٠٦٢)}{(٠ - ٧٨)}$$

$$= ٧,٩٥ \times ١٠^{-٤} \text{ مول/لتر.ث}$$

ثالثاً

أثر التركيز في سرعة التفاعل

تتناسب سرعة التفاعل طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة مرفوعة لأس معين

أولاً **التفاعل الذي يتكون من مادة متفاعلة واحدة**

$$A \longrightarrow \text{نواتج}$$

سرعة التفاعل $\alpha [A]^x$

$$\text{سرعة التفاعل} = k[A]^x$$

- x: رتبة تفاعل المادة A
- k: ثابت سرعة التفاعل

مثال **ادرس الجدول الاتي ثم أجب عما يليه:**

رقم التجربة	[A] الابتدائي مول/لتر	السرعة الابتدائية مول/لتر.ث
١	٠,١	$١,٨ \times ١٠^{-٤}$
٢	٠,٢	$٣,٢ \times ١٠^{-٤}$
٣	٠,٤	$٦,٤ \times ١٠^{-٤}$

١- احسب رتبة المادة A؟

٢- اكتب قانون سرعة التفاعل؟

٣- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وما وحدة قياسه؟

٤- احسب سرعة التفاعل عندما يكون [A] = ٠,٥ مول/لتر.

الحل:

- نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل كما يلي:

$$\text{سرعة التفاعل} = k[A]^x$$

- نحسب قيمة الرتبة x كما يلي:

١- نأخذ أي تجربتين من الجدول مثل (١ و ٢)

٢- نعوض التركيز والسرعة في الصيغة العامة لقانون السرعة لكل تجربة مختارة:

$$\text{س}_١ = ١,٨ \times ١٠^{-٤} = k\,(٠,١)^x \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (١)$$

$$\text{س}_٢ = ٣,٢ \times ١٠^{-٤} = k\,(٠,٢)^x \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (٢)$$

٣- نقسم التجربة (٢) على التجربة (١) :

$$\frac{٣,٢ \times ١٠^{-٤} = k\,(٠,٢)^{x} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (٢)}{١,٨ \times ١٠^{-٤} = k\,(٠,١)^{x} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (١)}$$

$$٢^{x} = ٢ \qquad x = ١$$

نكتب قانون سرعة التفاعل:

التفاعل أحادي الرتبة ⟵ سرعة التفاعل = $k[A]^{١}$

نحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k كما يلي:

نختار أي تجربة من الجدول ونقوم بتعويض قيمة التركيز والسرعة بقانون سرعة التفاعل:

$$\text{س}_{٣} = ٦,٤ \times ١٠^{-٤} = k\,(٠,٤)^{١} \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (٣)$$

$$k = \frac{٦,٤ \times ١٠^{-٤}}{(٤ \times ١٠^{-١})^{١}} = ١,٦ \times ١٠^{-٣}$$

$$k = \frac{\text{السرعة مول/لتر.ث}}{\text{التركيز مول/لتر}} = \text{ث}^{-١}$$

ملاحظة : يمكن حساب رتبة التفاعل من خلال الاستنتاج حيث عند مضاعفة التركيز تضاعفت السرعة بالمقدار نفسه وعليه تكون الرتبة تساوي ١.

نقوم بتعويض قيمة التركيز المعطى في قانون سرعة التفاعل وإيجاد السرعة لأي تركيز:

سرعة التفاعل = $k[A]^{١}$

$= ١,٦ \times ١٠^{-٣} \times (٠,٥)^{١}$

$= ٠,٨ \times ١٠^{-٣}$ مول/لتر.ث

☺ سؤال: من خلال دراستك للتفاعل الآتي، والجدول المجاور اجب عما يلي:

$$2H_2O_2 \longrightarrow 2H_2O + O_2$$

رقم التجربة	$[H_2O_2]$الابتدائي مول/لتر	السرعة الابتدائية مول/لتر.ث
١	٠,٠٥	$١,٢ \times ١٠^{-٤}$
٢	٠,١	$٤,٨ \times ١٠^{-٤}$
٣	٠,٢	$١,٩٢ \times ١٠^{-٣}$

١- احسب رتبة المادة H_2O_2؟

٢- اكتب قانون سرعة التفاعل؟

٣- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وما وحدة قياسه؟

٤- احسب سرعة التفاعل عندما يكون $[H_2O_2]$ = ٠,١٥ مول/لتر.

مساحة للإجابة

علاء بدارنة

ثانياً التفاعل الذي يتكون من مادتين متفاعلتين

$$A + B \longrightarrow \text{نواتج}$$

سرعة التفاعل $\alpha [A]^x [B]^y$

رتبة المادة A

رتبة المادة B

$$\text{سرعة التفاعل} = k[A]^x[B]^y$$

ثابت سرعة التفاعل

مثال تم الحصول على النتائج الآتية للتفاعل الآتي عند درجة حرارة معينة:

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

رقم التجربة	[A] الابتدائي مول/لتر	[B] الابتدائي مول/لتر	السرعة الابتدائية مول/لتر.ث
١	٠,١	٠,١	٠,١
٢	٠,٢	٠,١	٠,٤
٣	٠,٢	٠,٢	٠,٤

١- احسب رتبة المادة A؟ ورتبة المادة B؟

٢- اكتب قانون سرعة التفاعل؟

٣- ما رتبة التفاعل الكلية؟

٤- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وما وحدة قياسه؟

٥- احسب سرعة التفاعل عندما يكون [A] = [B] = ٠,٣ مول/لتر.

الحل:

نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل كما يلي:

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

نحسب قيمة الرتبة x كما يلي:

١- نأخذ تجربتين من الجدول يكون تركيز B فيهما ثابت مثل (١ و ٢)

٢- نعوض التركيز والسرعة في الصيغة العامة لقانون السرعة لكل تجربة مختارة:

$$\text{س}_1 = 0,1 = k\,(0,1)^x (0,1)^y \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

$$\text{س}_2 = 0,4 = k\,(0,2)^x (0,1)^y \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (2)$$

٣- نقسم التجربة (٢) على التجربة (١) :

$$\frac{0,4 = k\,(0,2)^x (0,1)^y \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (2)}{0,1 = k\,(0,1)^x (0,1)^y \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (1)}$$

$$4 = 2^x \quad \Rightarrow \quad x = 2$$

✎ نحسب قيمة الرتبة y كما يلي:

١- نأخذ تجربتين من الجدول يكون تركيز A فيهما ثابت مثل (٢ و ٣)

٢- نعوض التركيز والسرعة في الصيغة العامة لقانون السرعة لكل تجربة مختارة:

س٣ = ٠,٤ = k (٠,٢)^{x}(٠,٢)^{y} .....(٣)

س٢ = ٠,٤ = k (٠,٢)^{x}(٠,١)^{y} .....(٢)

٣- نقسم التجربة (٣) على التجربة (٢) :

$$\frac{٠,٤ = k\,(٠,٢)^{x}(٠,٢)^{y} \quad \text{.....(٣)}}{٠,٤ = k\,(٠,٢)^{x}(٠,١)^{y} \quad \text{.....(١)}}$$

١ = ٢^{y} ← y = ٠ أي عدد مرفوع للقوة صفر يساوي ١

✎ نكتب قانون سرعة التفاعل:

سرعة التفاعل = k[A]^{٢} ← التفاعل ثنائي الرتبة (الرتبة الكلية= ٢)

ملاحظة: عندما تكون رتبة التفاعل بالنسبة لمادة ما تساوي صفر، فهذا يعني أن تركيز هذه المادة لا يؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي، لذلك لا نقوم بكتابتها في قانون السرعة.

✎ نحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k كما يلي:

نختار أي تجربة من الجدول ونقوم بتعويض قيمة التركيز والسرعة بقانون سرعة التفاعل:

س٣ = ٠,٤ = k (٠,٢)^{٢} ..... (٣)

$$k = \frac{٠,٤}{(٠,٢)^{٢}} = ١٠$$

$$k = \frac{\text{السرعة مول/لتر.ث}}{\text{التركيز (مول/لتر)}^{٢}} = \text{لتر/مول.ث}$$

✎ نقوم بتعويض قيمة التركيز المعطى في قانون سرعة التفاعل وإيجاد السرعة لأي تركيز:

سرعة التفاعل = k[A]^{٢}

= ١٠ × (٠,٣)^{٢}

= ٠,٩مول/لتر.ث

☺ سؤال: من خلال دراستك للتفاعل الآتي، والجدول المجاور اجب عما يلي:

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

رقم التجربة	[NO] الابتدائي مول/لتر	$[H_2]$ الابتدائي مول/لتر	السرعة الابتدائية مول/لتر.ث
١	٠,٢	٠,١	٠,٠٣
٢	٠,٢	٠,٢	٠,٠٦
٣	٠,٤	٠,٢	٠,١٢

١- احسب الرتبة الكلية؟

٢- اكتب قانون سرعة التفاعل؟

٣- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وما وحدة قياسه؟

٤- احسب سرعة التفاعل عندما يكون $[NO] = [H_2] =$ ٠,١ مول/لتر.

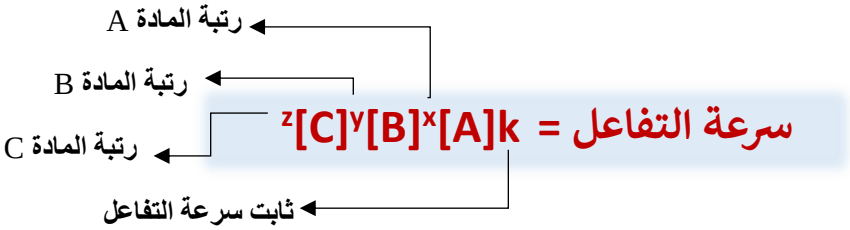
مساحة للإجابة

علاء بدارنة

ثالثاً التفاعل الذي يتكون من ثلاث مواد متفاعلة

$$A + B + C \longrightarrow \text{نواتج}$$

سرعة التفاعل $\alpha [A]^x [B]^y [C]^z$



مثال تم الحصول على النتائج الآتية للتفاعل الآتي عند درجة حرارة معينة:

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

رقم التجربة	[A] الابتدائي مول/لتر	[B] الابتدائي مول/لتر	[C] الابتدائي مول/لتر	السرعة الابتدائية مول/لتر.ث
١	٠,٢	٠,٢	٠,٤	٠,٠٤
٢	٠,٤	٠,٢	٠,٤	٠,١٦
٣	٠,٤	٠,٤	١,٦	٠,٦٤
٤	٠,٤	٠,٦	١,٦	٠,٦٤

١- احسب رتبة المادة A؟ ورتبة المادة B؟ ورتبة المادة C؟
٢- اكتب قانون سرعة التفاعل؟
٣- ما رتبة التفاعل الكلية؟
٤- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وما وحدة قياسه؟
٥- احسب سرعة التفاعل عندما يكون [A] = [B] = ٠,١ مول/لتر و [C] = ٠,٢ مول/لتر

الحل:

نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل كما يلي:

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

نحسب قيمة الرتبة x كما يلي:

١- نأخذ تجربتين من الجدول يكون تركيز B و C فيهما ثابت مثل (١ و ٢)
٢- نعوض التركيز والسرعة في الصيغة العامة لقانون السرعة لكل تجربة مختارة:

$$\text{س}_1 = 0,04 = k\,(0,2)^x (0,2)^y (0,4)^z \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (1)$$

$$\text{س}_2 = 0,16 = k\,(0,4)^x (0,2)^y (0,4)^z \quad \ldots\ldots\ldots\ldots (2)$$

٣- نقسم التجربة (٢) على التجربة (١) :

$٠,١٦ = k (٠,٤)^{x} (٠,٢)^{y} (٠,٤)^{z}$ .....(٢)

$٠,٠٤ = k (٠,٢)^{x} (٠,٢)^{y} (٠,٤)^{z}$ .....(١)

$٤ = ٢^{x}$ $x = ٢$

نحسب قيمة الرتبة y كما يلي:

١- نأخذ تجربتين من الجدول يكون تركيز A و C فيهما ثابت مثل (٣ و ٤)

٢- نعوض التركيز والسرعة في الصيغة العامة لقانون السرعة لكل تجربة مختارة:

س٣ $= ٠,٦٤ = k (٠,٤)^{x} (٠,٤)^{y} (١,٦)^{z}$ .....(٣)

س٤ $= ٠,٦٤ = k (٠,٤)^{x} (٠,٦)^{y} (١,٦)^{z}$ .....(٤)

٣- نقسم التجربة (٤) على التجربة (٣) :

$٠,٦٤ = k (٠,٤)^{x} (٠,٦)^{y} (١,٦)^{z}$ .....(٤)

$٠,٦٤ = k (٠,٤)^{x} (٠,٤)^{y} (١,٦)^{z}$ .....(٣)

$١ = ١,٥^{y}$ $y = ٠$ أي عدد مرفوع للقوة صفر يساوي ١

نحسب قيمة الرتبة z كما يلي:

١- نأخذ تجربتين من الجدول يكون تركيز A و B فيهما ثابت ولكن نلاحظ في هذا الجدول عدم وجود تجربتين A وB فيهما ثابت وبما أن رتبة المادة B تساوي صفر فهذا يعني أن تركيز المادة B لا يؤثر على السرعة ولا يكتب في قانون السرعة. وهنا نختار تجربتين تركيز A فقط فيهما ثابت . مثل (٢ و ٣)

٢- نعوض التركيز والسرعة في الصيغة العامة لقانون السرعة لكل تجربة مختارة:

س٢ $= ٠,١٦ = k (٠,٤)^{x} (٠,٢)^{y} (٠,٤)^{z}$ .....(٢)

س٣ $= ٠,٦٤ = k (٠,٤)^{x} (٠,٤)^{y} (١,٦)^{z}$ .....(٣)

٣- نقسم التجربة (٣) على التجربة (٢) :

$٠,٦٤ = k (٠,٤)^{x} (٠,٤)^{صفر} (١,٦)^{z}$ .....(٣)

$٠,١٦ = k (٠,٤)^{x} (٠,٢)^{صفر} (٠,٤)^{z}$ .....(٢)

$٤ = ٤^{z}$ $z = ١$

✎ نكتب قانون سرعة التفاعل:

سرعة التفاعل = k [A]^{٢}[C]^{١} ⟵ التفاعل ثلاثي الرتبة

(الرتبة الكلية= ٣)

✎ نحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k كما يلي:

نختار أي تجربة من الجدول ونقوم بتعويض قيمة التركيز والسرعة بقانون سرعة التفاعل:

س٣ = ٠,٦٤ = k (٠,٤)^{٢}(١,٦)^{١} ..... (٣)

$$k = \frac{٠,٦٤}{(٠,٤)^{٢}(١,٦)^{١}} = ٢,٥$$

$$k = \frac{\text{السرعة مول/لتر.ث}}{\text{التركيز (مول/لتر)}^{٣}} = \text{لتر}^{٢}/\text{مول}^{٢}.\text{ث}$$

✎ نقوم بتعويض قيمة التركيز المعطى في قانون سرعة التفاعل وإيجاد السرعة لأي تركيز:

سرعة التفاعل = k [A]^{٢}[C]^{١}

= ٢,٥ × (٠,١)^{٢} (٠,٢)^{١}

= ٠,٠٠٥مول/لتر.ث = ٥×١٠$^{-٣}$ مول/لتر

ملاحظات مهمة

١- الرتبة الكلية للتفاعل = مجموع الرتب للمواد المتفاعلة.

٢- اذا كانت السرعة مقاسة بوحدة مول/لتر.ث فإن وحدة الثابت K تكون:

أ) للتفاعل الآحادي (التبة الكلية=١) = ث$^{-١}$

ب) للتفاعل الثنائي (الرتبة الكلية= ٢) = لتر/مول.ث

ج) للتفاعل الثلاثي (الرتبة الكلية= ٣) = لتر^{٢}/مول^{٢}.ث وهكذا....

٣- اذا تضاعف تركيز أي مادة إلى الضعف مع بقاء السرعة ثابتة فإن الرتبة لهذه المادة = ٠

وذلك بشرط ثبات تركيز المادة الأخرى.

٤- اذا تضاعف تركيز أي مادة بنفس تضاعف السرعة فإن الرتبة لهذه المادة = ١

وذلك بشرط ثبات تركيز المادة الأخرى. ٢^{x} = ٢ ← x = ١

٥- اذا تضاعف تركيز أي مادة مرتين وتضاعفت السرعة ٤ مرات فإن الرتبة لهذه المادة = ٢

وذلك بشرط ثبات تركيز المادة الأخرى. ٢^{x} = ٤ ← x = ٢

٦- اذا تضاعف تركيز أي مادة ٣مرات وتضاعفت السرعة ٩ مرات فإن الرتبة لهذه المادة = ٢

وذلك بشرط ثبات تركيز المادة الأخرى. ٣^{x} = ٩ ← x = ٢

٧- اذا تضاعف تركيز أي مادة ٤مرات وتضاعفت السرعة ١٦مرة فإن الرتبة لهذه المادة = ٢

وذلك بشرط ثبات تركيز المادة الأخرى. ٤^{x} = ١٦ ← x = ٢

٨- اذا تضاعف تركيز أي مادة مرتين وتضاعفت السرعة ٨ مرات فإن الرتبة لهذه المادة = ٣

وذلك بشرط ثبات تركيز المادة الأخرى. ٢^{x} = ٨ ← x = ٣

٩- اذا كانت رتبة مادة ما تساوي صفر فهذا يعني أن تركيزها مهما تغير فإنه لا يؤثر على سرعة التفاعل الكيميائي. لذلك لا تكتب في قانون السرعة.

١٠- وحدة ثابت سرعة التفاعل K هي لتر$^{(\text{الرتبة الكلية} - ١)}$ / مول$^{(\text{الرتبة الكلية} - ١)}$. وحدة الزمن.

أمثلة

١ ادرس الجدول الآتي جيداً، ثم أجب عما يليه:

رقم التجربة	[M]الابتدائي مول/لتر	[R]الابتدائي مول/لتر	السرعة الابتدائية مول/لتر.دقيقة
١	٠,١	٠,٢	$١,٢ \times ١٠^{-٣}$
٢	٠,١	٠,٨	$٠,٤٨ \times ١٠^{-٢}$
٣	٠,٣	٠,٢	$١٠,٨ \times ١٠^{-٣}$
٤	٠,١	س	$٠,٩٦ \times ١٠^{-٢}$

١- أوجد رتبة المادة M ؟
٢- أوجد رتبة المادة R ؟
٣- أوجد الرتبة الكلية؟
٤- اكتب قانون سرعة التفاعل؟
٥- أوجد تركيز المادةR في التجربة ٤؟

الحل:-

١- عند مضاعفة تركيز M ٣ مرات تضاعفت السرعة ٩ مرات وعليه فإن رتبة المادة M = ٢ مع ثبات تركيز المادة R .

$٣^{x} = ٩ \leftarrow x = ٢$

٢- عند مضاعفة تركيز R تضاعفت السرعة بنفس المقدار وعليه فإن رتبة المادة R = ١ مع ثبات تركيز المادة M .

$٤^{y} = ٤ \leftarrow y = ١$

٣- الرتبة الكلية = رتبة M + رتبة R = ٢ + ١ = ٣

٤- سرعة التفاعل = $k\ [R]^{٢}\ [M]^{١}$

٥- لإيجاد تركيز المادة R يجب أولاً إيجاد ثابت سرعة التفاعل k على النحو الاتي:

نقوم باختيار أي تجربة كاملة المعطيات من الجدول وتعويض القيم في قانون سرعة التفاعل كما يلي :

من تجربة ١ مثلاً : $١,٢ \times ١٠^{-٣} = k\ (٠,١)^{١}(٠,٢)^{٢}$

$$k = \frac{١,٢ \times ١٠^{-٣}}{(٠,١)^{١}(٠,٢)^{٢}} = ٠,٦ \text{ لتر}^{٢}/\text{مول}^{٢}.\text{دقيقة}$$

وبالتعويض في التجربة ٤ :

$٠,٩٦ \times ١٠^{-٢} = ٠,٦\ (٠,١)^{١}\ [R]^{٢} \leftarrow [R] = ١,٦$ مول/لتر

٢ في التفاعل الافتراضي الآتي $F_2 + T_2 \longrightarrow 2FT$

إذا علمت أن وحدة ثابت السرعة لهذا التفاعل هي (دقيقة$^{-1}$)

تم الحصول على النتائج المبينة في الجدول الآتي ادرسه جيداً، ثم أجب عما يليه:

رقم التجربة	$[T_2]$الابتدائي مول/لتر	$[F_2]$الابتدائي مول/لتر	السرعة الابتدائية مول/لتر.دقيقة
١	٠,٣	٠,٢	$٢,٨ \times ١٠^{-٢}$
٢	٠,٣	٠,٤	$٥,٦ \times ١٠^{-٢}$

١- أوجد رتبة المادة F_2 ؟

٢- أوجد رتبة المادة T_2 ؟

٣- اكتب قانون سرعة التفاعل؟

٤- احسب قيمة ثابت السرعة؟

٥- كم مرة تتضاعف السرعة عند مضاعفة $[F_2]$ مرتين ومضاعفة $[T_2]$ مرة واحدة.

الحل:-

١- عند مضاعفة تركيز F_2 تضاعفت السرعة بنفس المقدار وعليه فإن رتبة المادة F_2 = ١ مع ثبات تركيز المادة T_2 .

٢- من وحدة ثابت السرعة k (دقيقة$^{-1}$) نستنتج أن التفاعل آحادي الرتبة (الرتبة الكلية =١) وعليه فإن:

رتبة T_2 = الرتبة الكلية – رتبة F_2 = ١ – ١ = صفر

٣- سرعة التفاعل = $k [F_2]^1$

٤- $٢,٨ \times ١٠^{-٢} = k (٠,٢)^1$

$$k = \frac{٢,٨ \times ١٠^{-٢}}{(٠,٢)^1} = ١,٤ \times ١٠^{-١} \text{ دقيقة}^{-١}$$

٥- مرتين .

٣ في التفاعل الآتي : $N_2 + 2H_2 \longrightarrow 2NH_3$

وجد أنه عند مضاعفة تركيز N_2 مرتين تضاعفت السرعة ٨ مرات مع ثبات تركيز H_2 ، ولكن عند مضاعفة تركيز N_2 و H_2 مرتين لكل منهما تضاعفت السرعة ١٦ مرة.

١- أوجد رتبة المادة N_2 ؟

٢- أوجد رتبة المادة H_2 ؟

٣- اكتب قانون سرعة التفاعل؟

٤- إذا كان معدل سرعة تكون NH_3 = ٠,٥مول/لتر.ث، فما معدل سرعة استهلاك (اختفاء) كلاً من : H_2 و N_2 ؟

الحل:-

١- رتبة N_2 ← ٢^x = ٨ ← x = ٣

٢- $(٢)^3 (٢)^y$ = ١٦ ← $(٢)^y = \frac{١٦}{٨}$ = ٢ ← y = ١ ← رتبة H_2 = ١

٣- سرعة التفاعل = $k [N_2][H_2]^3$

٤- معدل سرعة استهلاك (اختفاء) H_2 = معدل سرعة انتاج (تكون) NH_3

= ٠,٥ مول/لتر.ث

معدل سرعة استهلاك (اختفاء) $N_2 = \frac{١}{٢}$ × معدل سرعة انتاج (تكون) NH_3

$= \frac{١}{٢} \times$ ٠,٥ = ٠,٢٥ مول/لتر.ث

٤ في التفاعل الافتراضي الآتي: $A + 2B + 3C \longrightarrow 4D$

إذا كان قانون السرعة لهذا التفاعل = $k [B]^2[C]^2$ ، فكم مرة تتضاعف السرعة عند مضاعفة تركيز كلاً من A و B مرتين ومضاعفة تركيزC ٣ مرات ؟ وما رتبة التفاعل للمادة B ؟

الحل:-

س = $(٢)^2 \times (٣)^2$ = ٤ × ٩ = ٣٦ مرة

رتبة التفاعل للمادةB = صفر لأنها غير موجودة في قانون السرعة.

٥ في التفاعل الافتراضي الآتي: $M + S \longrightarrow MS$

إذا علمت أن السرعة تتضاعف ٩ مرات عند مضاعفة تركيز S ٣ مرات مع بقاء تركيز M ثابت ، وأن قيمة ثابت سرعة التفاعل k = ٠,٨ لتر^{٢} / مول^{٢} .ث :

١- أوجد رتبة المادة S ؟

٢- اوجد رتبة المادة M ؟

٣- اكتب قانون سرعة التفاعل؟

٤- أحسب سرعة التفاعل، إذا علمت أن [M] = ٠,٦مول/لتر و [S] = ٠,٢مول/لتر؟

الحل:-

١- $(٣)^{x} = ٩ \leftarrow x = ٢$ رتبة المادة S = ٢

٢- من وحدة ثابت السرعة نلاحظ أن التفاعل ثلاثي الرتبة (الرتبة الكلية = ٣)

وعليه فإن رتبة M = ٣ – ٢ = ١

٣- سرعة التفاعل = $k\,[S]^{٢}[M]^{١}$

٤- سرعة التفاعل = $٠,٨ \times (٠,٢)^{٢} \times (٠,٦)^{١} = ١,٩٢ \times ١٠^{-٢}$ مول/لتر.ث

فكر هل هناك علاقة بين رتب التفاعل للمواد المتفاعلة وعدد المولات؟

مساحة للإجابة

أسئلة المحتوى وإجاباتها

سؤال صفحة ١٢٢ ..

في التفاعل الآتي: $2A \longrightarrow$ نواتج

إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة **k** عند درجة حرارة معينة يساوي ١,٥ × ١٠$^{-٤}$ ث$^{-١}$.

◄ اكتب قانون سرعة التفاعل.

◄ احسب سرعة التفاعل عندما يكون **[A]** = ٠,١ مول/لتر.

الإجابة:

◄ **قانون سرعة التفاعل س= k [A]^{١}**

◄ **سرعة التفاعل = ١,٥×١٠$^{-٤}$ × ٠,١ = ١,٥×١٠$^{-٥}$ مول/لتر.ث**

سؤال صفحة ١٢٤ ..

❖ **ما معنى أن تكون رتبة التفاعل بالنسبة لمادة ما تساوي صفراً؟**

❖ في التفاعل الافتراضي الآتي: **نواتج** $\longrightarrow$ **F + E + D**

تم تسجيل البيانات المبينة في الجدول المجاور عملياً من خلال التجربة:

رقم التجربة	[D] الابتدائي (مول/لتر)	[E] الابتدائي (مول/لتر)	[F] الابتدائي (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,١	٠,١	٠,٢	٤,٤ ×١٠$^{-٦}$
٢	٠,١	٠,١	٠,٤	٨,٨ ×١٠$^{-٦}$
٣	٠,١	٠,٠٥	٠,٢	٤,٤ ×١٠$^{-٦}$
٤	٠,٣	٠,١	٠,٢	١,٣٢×١٠$^{-٥}$
٥	؟؟	٠,١	٠,١	٨,٨ ×١٠$^{-٦}$

◄ **اكتب قانون سرعة التفاعل؟**

◄ **احسب تركيز المادة D في التجربة رقم ٥ ؟**

الإجابة:

١- أي أن التغير في التركيز لهذه المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل.

٢- ◄ نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل:

سرعة التفاعل = $k[D]^{x}[E]^{y}[F]^{z}$

نأخذ التجربتين (١،٢) لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ **F** حيث يكون **[D]** و **[E]** ثابت
نلاحظ أنه عند مضاعفة **[F]** مرتين تضاعفت السرعة مرتين وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ **F** = ١

نأخذ التجربتين (١،٣) لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ **E** حيث يكون **[D]** و **[F]** ثابت
نلاحظ أنه عند مضاعفة **[E]** مرتين تبقى سرعة التفاعل ثابتة وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ **E** = صفر

نأخذ التجربتين (١،٤) لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ **D** حيث يكون **[F]** و **[E]** ثابت
نلاحظ أنه عند مضاعفة **[D]** ٣ مرات تضاعفت السرعة ٣ مرات وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ **D** = ١

فيكون قانون سرعة التفاعل **سرعة التفاعل =** $k[D]^{١}[F]^{١}$

◄ **أولاً نحسب قيمة k من تجربة ١ مثلاً:**

$٤,٤ \times ١٠^{-٦} = k\ (٠,١)^{١}\ (٠,٢)^{١}$

$k = ٢,٢ \times ١٠^{-٤}$ **لتر/مول.ث**

$٨,٨ \times ١٠^{-٦} = ٢,٢ \times ١٠^{-٤}\ (٠,١)^{١}\ [D]^{١}$

[D] = ٠,٤ مول/لتر

أسئلة الفصل وإجاباتها

١) وضّح المقصود بكل مما يأتي:

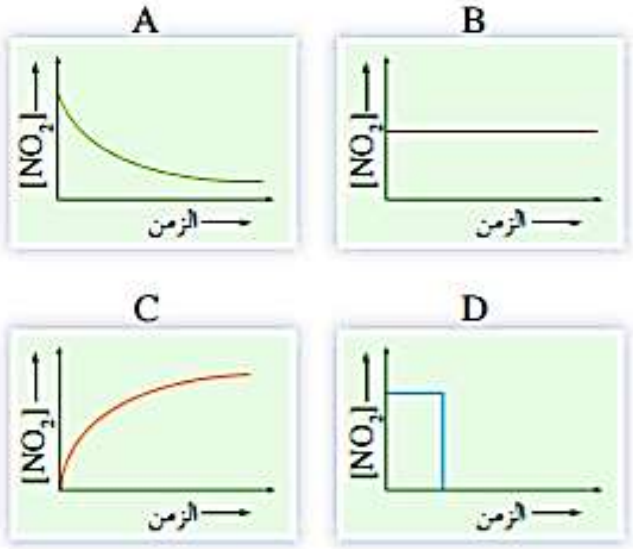
معدل سرعة التفاعل الكيميائي، رتبة التفاعل ، السرعة الابتدائية للتفاعل ، السرعة اللحظية، قانون السرعة، رتبة التفاعل الكلية .

٢) في تفاعل المغنيسيوم مع محلول حَمض HCl

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

اختفت قطعة من Mg كتلتها ٢ غ عند وضعها في محلول HCl بعد مرور ٥ دقائق، احسب معدل سرعة التفاعل.

٣) يتحول N_2O_4 إلى NO_2 في وعاء مغلق، فإذا تمت متابعة التغير في تركيز النواتج بالنسبة للزمن، فأيُّ الأشكال (A , B , C , D) تمثل المعلومات التي تم جمعها؟



٤) يتحلل الأوزون O_3 وفقًا للمعادلة الآتية: $3O_{2(g)} \longrightarrow 2O_{3(g)}$

إذا تغير تركيز O_3 من ٤,٢ مول/لتر إلى ٣,٦ مول/لتر خلال ١٠٠ دقيقة:

أ) احسب معدل سرعة إنتاج O_2 خلال الفترة الزمنية نفسها بوحدة مول/لتر.ث.

ب) احسب معدل سرعة التفاعل.

جـ) ما العلاقة بين معدل سرعة تحلل O_3 ومعدل سرعة تكون O_2 بدلالة التغير في التركيز والتغير في الزمن؟

٥) في التفاعل الآتي:

$$BrO_3^-{}_{(aq)} + 5Br^-{}_{(aq)} + 6H^+{}_{(aq)} \longrightarrow 3Br_{2(l)} + 3H_2O_{(l)}$$

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)
١	٠,١	٠,١	٠,١	٨×١٠^{-٤}
٢	٠,٢	٠,١	٠,١	$١,٦ \times ١٠^{-٣}$
٣	٠,٢	٠,٢	٠,١	$٣,٢ \times ١٠^{-٣}$
٤	٠,١	٠,١	٠,٢	$٣,٢ \times ١٠^{-٣}$

أ) اكتب قانون سرعة التفاعل.

ب) احسب قيمة ثابت السرعة k وما وحدة قياسه؟

جـ) ما رتبة التفاعل الكلية؟

٦) ادرس الجدول الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

رقم التفاعل	معادلة التفاعل	قانون السرعة	المعلومات
١	نواتج $\longrightarrow A + B + C$	س $= k[A][B]^2$	
٢	نواتج $\longrightarrow R + M$		رقم التجربة | [R] مول/لتر | [M] مول/لتر | سرعة التفاعل مول/لتر.ث ١ | ٠,١ | ٠,١ | ٢×١٠^{-٥} ٢ | ٠,٢ | ٠,١ | ٨×١٠^{-٥}
٣	$2N_2O_5 \longrightarrow 4NO_2 + O_2$	س $= k[N_2O_5]$	
٤	$CH_3CHO \longrightarrow CH_4 + CO$		$k = ٢,٥ \times ١٠^{-٤}$ لتر/مول.ث

أ) ماذا يحدث لسرعة التفاعل رقم (١) إذا تضاعف [C] ثلاث مرات مع ثبوت العوامل الأخرى؟

ب) اكتب قانون سرعة التفاعل رقم (٢) علمًا بأن الرتبة الكلية للتفاعل ٢.

جـ) حدد العلاقة بين معدل سرعة استهلاك N_2O_5 ومعدل سرعة إنتاج NO_2 في التفاعل رقم (٣) بدلالة التغير في التركيز والتغير في الزمن.

(١)

- معدل سرعة التفاعل الكيميائي: التغير في كميات إحدى المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة في وحدة الزمن.

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

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

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

- قانون السرعة : علاقة رياضية تبين العلاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة.

- رتبة التفاعل الكلية: مجموع الرتب بالنسبة للمواد المتفاعلة.

---

(٢)

معدل سرعة التفاعل = $\frac{\text{التغير في كتلة Mg}}{\text{التغير في الزمن}} = \frac{٢}{٥}$ = ٠,٤ غ / د .

(٣) منحنى C

---

(٤)

أ) ١٠٠دقيقة × ٦٠ = ٦٠٠٠ ثانية

معدل سرعة استهلاك O_3 = $\frac{-(٣,٦ - ٤,٢)}{٦٠٠٠}$ = ١× ١٠$^{-٤}$ مول / لتر. ث

$\frac{١}{٣}$ معدل سرعة إنتاج O_2 = $\frac{١}{٢}$ معدل سرعة استهلاك O_3.

معدل سرعة إنتاج O_2 = $\frac{٣}{٢}$ × ١× ١٠$^{-٤}$ = ١,٥× ١٠$^{-٤}$ مول / لتر. ث

ب) معدل سرعة التفاعل = $\frac{١}{٢}$ معدل سرعة استهلاك O_3

= $\frac{١\times ١٠^{-٤}}{٢}$ = ٥ × ١٠$^{-٥}$ مول / لتر. ث

جـ) $\frac{١}{٢}\frac{-\Delta[O_3]}{\Delta ن} = \frac{١}{٣}\frac{\Delta[O_2]}{\Delta ن}$

٥)

أ) نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل

س = k $[BrO_3^-]^x[Br^-]^y[H^+]^z$

نأخذ التجربتين (١،٢) لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ BrO_3^- حيث يكون $[Br^-]$ و$[H^+]$ ثابت

نلاحظ أنه عند مضاعفة $[BrO_3^-]$ مرتين تتضاعف سرعة التفاعل مرتين وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ BrO_3^- = ١

نأخذ التجربتين (٣،٢) لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ Br^- حيث يكون $[BrO_3^-]$ و$[H^+]$ ثابت

نلاحظ أنه عند مضاعفة $[Br^-]$ مرتين تتضاعف سرعة التفاعل مرتين وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ Br^- = ١

نأخذ التجربتين (١،٤) لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ H^+ حيث يكون $[BrO_3^-]$ و $[Br^-]$ ثابت

نلاحظ أنه عند مضاعفة $[H^+]$ مرتين تتضاعف سرعة التفاعل ٤ مرات وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ H^+ = ٢ لذا فان قانون السرعة للتفاعل هو:

س = k $[BrO_3^-]^1[Br^-]^1[H^+]^2$

ب) نأخذ بيانات تجربة ١ مثلاً

س = k $[BrO_3^-]^1[Br^-]^1[H^+]^2$

$٨ \times ١٠^{-٤} = k\ (٠,١)^1\ (٠,١)^1\ (٠,١)^2$

ومنها k = ٨ لتر^٣/مول^٣.ث

جـ) رتبة التفاعل الكلية = ٤

---

٦)

أ) تبقى ثابتة

ب) س = k $[R]^2$

جـ) $\frac{\Delta [N_2O_5]}{\Delta ن} = \frac{١}{٢} \frac{\Delta [NO_2]}{\Delta ن}$

د) س = k $[CH_3CHO]^2$

س = $٢,٥ \times ١٠^{-٤} \times (٠,٢)^2 = ١ \times ١٠^{-٥}$ مول/لتر.ث

(٧

س = [E]^{x} [B]^{١}

٣٦س = (E٣)^{x} × (B٤)^{١}

$\frac{٣٦}{٤} = ٣^{x} \times \frac{٤}{٤}$

٣^{x} = ٩

x = ٢

رتبة التفاعل بالنسبة لـ E = ٢

(٨

أ) نحسب أولا قيمة k

س = k [D]^{١}

٠,٥× k = $^{٢-}$١٠×١٥

k = ٠,٣ ث $^{-١}$

س = ٠,٣ × ٠,٧٥ = ٠,٢٢٥ مول/لتر.ث

ب- قيمة الزمن ن أقل من ٢ ثانية، لأن التركيز أعلى قيمة وهذا يعني أننا اقرب لبداية التفاعل

(٩

أ) رتبة التفاعل بالنسبة لـ A = ٢

رتبة التفاعل بالنسبة لـ B = صفر

ب) س = k [A]^{٢}

س = ٢× ١٠ $^{-٣}$ × (٠,١٠)^{٢}

س = ٢× ١٠ $^{-٥}$ مول/لتر.ث

جـ) $\frac{١}{٣}$ سرعة إنتاج C = $\frac{١}{٢}$ سرعة استهلاك B

سرعة إنتاج C = $\frac{٣}{٢}$ × ٠,٦ = ٠,٩ مول/لتر.ث

د) عند مضاعفة [A] مرتين و[B] ثلاث مرات تتضاعف سرعة التفاعل ٤ مرات

نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

Collision Theory and the Factors that Affect Reaction Rate

النتاجات المتوقعة منك، عزيزي الطالب وهي: ١- توضح بنود نظرية التصادم ، وتوظفها في تفسير العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل.

٢- تستنتج العلاقة بين طاقة التنشيط والتغير في المحتوى الحراري للتفاعل في اتجاهيه: الامامي والعكسي باستخدام منحنى الطاقة – سير التفاعل.

٣- تستقصي العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي.

٤- توضح مفهوم العامل المساعد، وتبين أثره في سرعة التفاعل، و طاقة التنشيط.

أولاً

نظرية التصادم

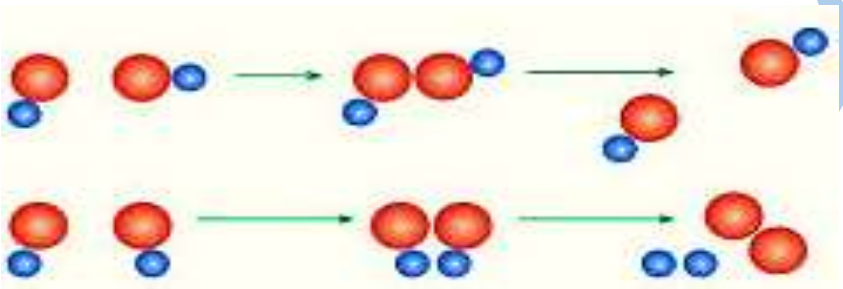
تفسر نظرية التصادم سرعة التفاعلات الكيميائية من خلال ثلاثة فرضيات وهي:

الفرضية الأولى: (إن تفاعل أي مادتين يتطلب تصادم دقائقهما) وهو شرط أساسي لحدوث التفاعل، وكل ما ازداد عدد التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة زادت احتمالية حدوث التفاعل.

الفرضية الثانية: (إن سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طردياً مع عدد التصادمات الحاصلة بين دقائق المواد المتفاعلة في وحدة الزمن)

الفرضية الثالثة: (حتى يؤدي التصادم إلى تكوين نواتج يجب أن يكون التصادم فعالاً) وحتى يكون التصادم فعالاً يجب أن يتوافر فيه الشرطيين الآتيين:

الشرط الأول: (أن يكون اتجاه التصادم مناسباً) أي أن تتصادم الدقائق بالاتجاه الصحيح الذي يؤدي لتكوين النواتج المطلوبة.

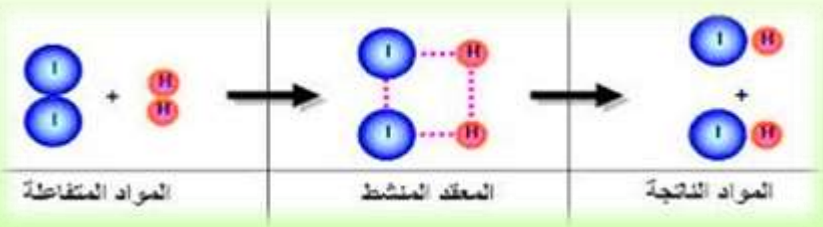


أ) تكونت نواتج

ب) لم تتكون نواتج

الشرط الثاني: (أن تمتلك الجزيئات المتصادمة حد أدنى من الطاقة الحركية لكسر الروابط في المواد المتفاعلة عند اصطدامها مما يؤدي إلى تكوين نواتج جديدة) حيث يسمى هذا الحد الأدنى من الطاقة **بطاقة التنشيط** (Ea).

المعقد المنشط: بناء غير مستقر بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة له طاقة وضع عالية.



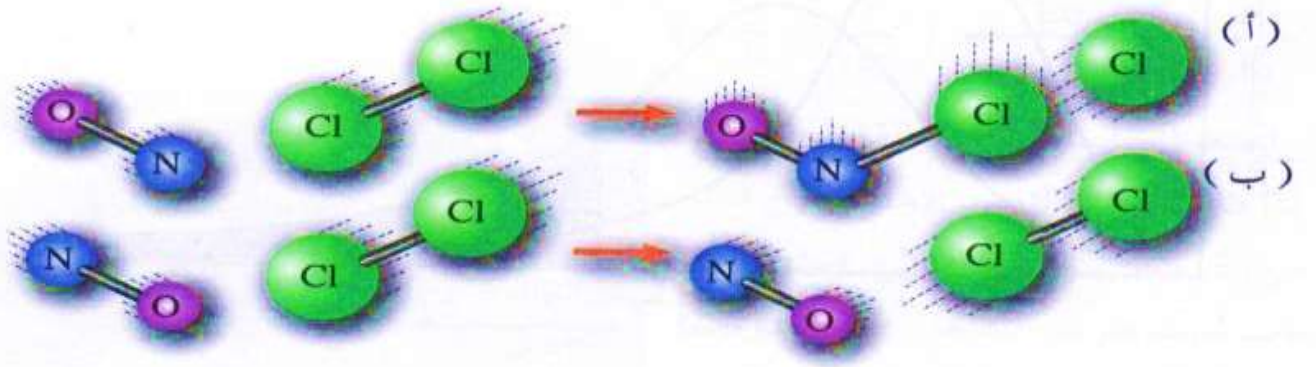
من خلال الفرضيات السابقة نتوصل إلى **نظرية التصادم** التي تنص على:

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

فكر **لا تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة إلى حدوث تفاعل، فسر ذلك؟**

مساحة للإجابة

☺ **سؤال: ادرس الشكل الآتي الذي يبين تفاعل غاز NO مع غاز Cl_2، ثم أجب عما يليه:**



١- أيهما يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة المطلوبة، الاصطدام في الوضع (أ) أم في الوضع (ب)؟
٢- أيهما يعد تصادماً فعالاً؟
٣- اكتب معادلة كيميائية تمثل التفاعل الذي أدى إلى تكوين النواتج المطلوبة؟
٤- ارسم المعقد المنشط في التفاعل الذي أدى لتكوين النواتج المطلوبة؟

مساحة للإجابة

سؤال صفحة ١٣٠ ..

بالرجوع إلى الشكل الآتي، الذي يمثل أحد التفاعلات الكيميائية:

بين أيّ الأوضاع (أ) أم (ب) يكون التصادم فيها مناسبًا ويؤدي إلى تكوين نواتج؟

الإجابة: الوضع ب لأنه يؤدي لتكوين نواتج.

سؤال صفحة ١٣١ ..

ارسم بناء المعقد المنشط في التفاعل الآتي: $H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI$

الإجابة:

H ....H
I I

سؤال صفحة ١٣٤ ..

إذا كانت قيم طاقات الوضع (كيلوجول) التفاعل أفتراضي هي:
المواد المتفاعلة ٨٠ ، المواد الناتجة ٥٠، طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي Ea_1 = ٧٥ ،
فأجب عن الأسئلة الآتية:

- **ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟**
- **ما طاقة الوضع للمعقد المنشط؟**
- **ما قيمة $H\Delta$ للتفاعل؟**

الإجابة:

١- قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي ١٠٥
٢- طاقة وضع المعقد المنشط = ١٥٥
٣- قيمة $H\Delta$ = -٣٠

سؤال صفحة ١٤٣ ..

إذا كانت قيم طاقات الوضع (كيلوجول) التفاعل أفتراضي هي:
المواد المتفاعلة ١١٠ ، المواد الناتجة ٨٠، والمعقد المنشط من دون عامل مساعد = ١٨٠
، والمعقد المنشط بوجود عامل مساعد = ١٤٠ ، فأجب عن الأسئلة الآتية:

- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد؟
- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد؟
- ما قيمة ΔH للتفاعل؟
- ما أثر إضافة العامل المساعد للتفاعل في طاقة وضع المواد المتفاعلة؟

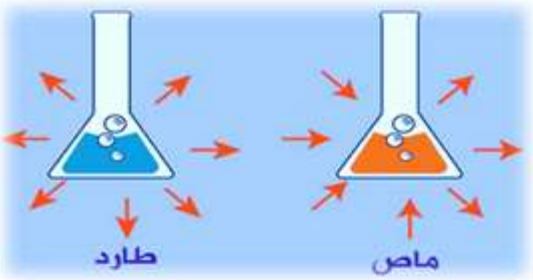
الإجابة:

١- (١٠٠) ٢- (٣٠) ٣- (-٣٠) ٤- لا يؤثر

علاء بدارنة

ثانياً
العلاقة بين طاقة التنشيط والتغير في المحتوى الحراري

هناك تفاعلات تحتاج إلى طاقة تسمى تفاعلات ماصة للطاقة، وأخرى تنتج الطاقة وتسمى طاردة للطاقة.

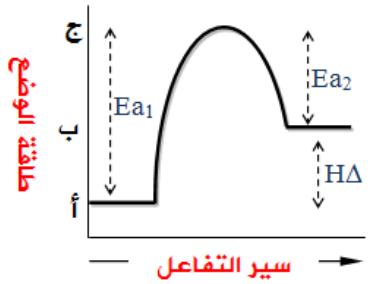


تختزن المواد المتفاعلة كمية من الطاقة تعرف بطاقة وضع المواد المتفاعلة أو بما يسمى بالمحتوى الحراري للمواد المتفاعلة، كما تمتلك أيضاً المواد الناتجة كمية من الطاقة تعرف بطاقة وضع المواد الناتجة أو بما يسمى بالمحتوى الحراري للمواد الناتجة، حيث يمثل الفرق بين المحتوى الحراري للمواد الناتجة والمحتوى الحراري للمواد المتفاعلة بما يسمى **بالتغير في المحتوى الحراري للتفاعل (HΔ).**

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

إذا كانت طاقة وضـــع المواد الناتجة أكبر من طاقة وضـــع المواد المتفاعلة فإن قيمة HΔ تكون **موجبة** ويكون التفاعل **ماص** للطاقة (الحرارة)، كذلك تكون قيمة طاقة التنشـيط للتفاعل الأمامي (Ea_1) أكبر من طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (Ea_2).

أما إذا كانت طاقة وضع المواد الناتجة أقل من طاقة وضع المواد المتفاعلة فإن قيمة HΔ تكون **سالبة** ويكون التفاعل **طارد** للطاقة (الحرارة)، تكون قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (Ea_1) أقل من طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (Ea_2).

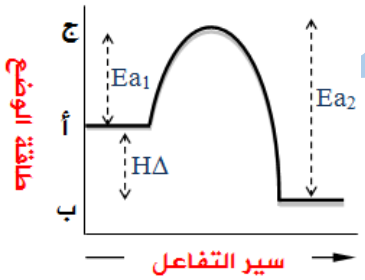


تفاعل ماص

$H_{ناتجة} > H_{متفاعلة}$

$Ea_{عكسي} < Ea_{أمامي}$

HΔ = موجبة



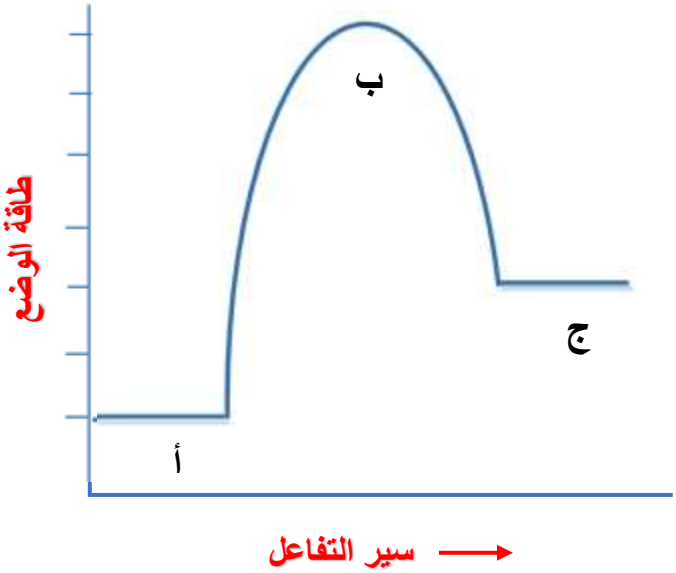
تفاعل طارد

$H_{ناتجة} < H_{متفاعلة}$

$Ea_{عكسي} > Ea_{أمامي}$

HΔ = سالبة

مثال **ادرس منحنى طاقة وضع سير تفاعل تصادم NO مع Cl_2 لإنتاج NOCl و Cl ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:**



١- ماذا تمثل كل من الرموز (أ،ب،ج)؟

٢- ماذا يمثل الفرق في الطاقة بين الرمز (ب) والمواد المتفاعلة؟

٣- ماذا يمثل الفرق في الطاقة بين الرمز (ب) والمواد الناتجة؟

٤- ماذا يمثل الفرق في الطاقة بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة؟

٥- هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة؟ وضح إجابتك.

الحل:-

١- (أ) المواد المتفاعلة.
(ب) المعقد المنشط.
(ج) المواد الناتجة.

٢- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (Ea_1).

٣- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (Ea_2).

٤- التغير في المحتوى الحراري $H\Delta$.

٥- ماص للطاقة، لإن طاقة وضع المواد الناتجة أكبر من طاقة وضع لمواد المتفاعلة أي أن قيمة $H\Delta$ موجبة ، أو لإن قيمة Ea أمامي أكبر من Ea عكسي.

١) المعقد المنشط: حالة انتقالية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة تكون طاقة الوضع عنده عالية.

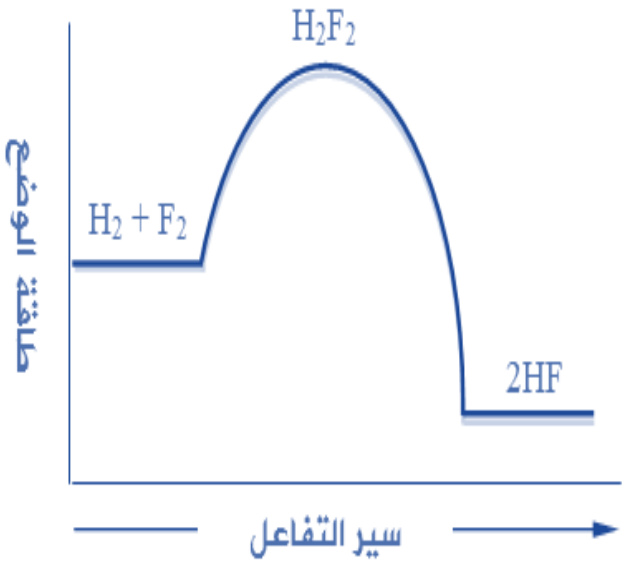
٢) $H\Delta$ = طاقة وضع المواد الناتجة – طاقة وضع المواد المتفاعلة

٣) $H\Delta$ = Ea أمامي - Ea عكسي

٤) Ea أمامي = طاقة وضع المعقد المنشط – طاقة وضع المواد المتفاعلة.

٥) Ea عكسي = طاقة وضع المعقد المنشط – طاقة وضع المواد الناتجة.

☺ **سؤال: ادرس منحنى طاقة الوضع خلال سير تفاعل تصادم H_2 و F_2 لإنتاج HF ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:**



١- حدد على الرسم كل من:

أ- المواد المتفاعلة.

ب) المواد الناتجة.

ج) المعقد المنشط.

د) طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي.

هـ) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.

و) التغير في المحتوى الحراري.

٢- هل التفاعل طارد أم ماص للطاقة؟ وضح إجابتك.

٣- أيهما أسرع تفاعلاً: تكون HF أم تفككه؟ وضح إجابتك.

مساحة للإجابة

✓ **في التفاعلات الماصة للطاقة يتم اكتساب الطاقة ، وتكتب كلمة طاقة أو قيمتها مع المواد المتفاعلة في المعادلة الكيميائية على النحو الآتي:**

$$AB + 505\ kJ \longrightarrow A + B$$

505 kJ ← يمثل التغير في المحتوى الحراري ويكون موجب

✓ **في التفاعلات الطاردة للطاقة يتم انبعاث الطاقة ، وتكتب كلمة طاقة أو قيمتها مع المواد الناتجة في المعادلة الكيميائية على النحو الآتي:**

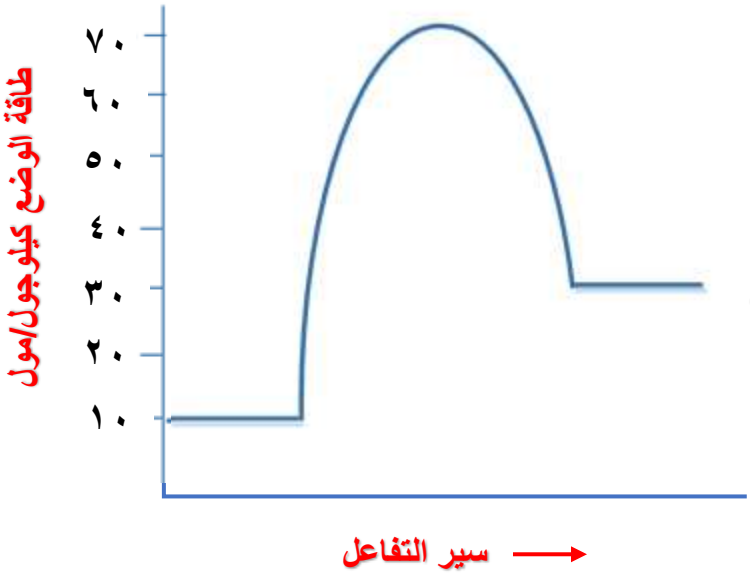
$$A + B \longrightarrow AB + 663\ kJ$$

663 kJ → يمثل التغير في المحتوى الحراري ويكون سالب

علاء بدارنة

أمثلة

١ **ادرس منحنى طاقة وضع سير التفاعل الآتى ، ثم أجب عما يليه:**



١- ما قيمة طاقة الوضع لكل من:
أ- المواد المتفاعلة.
ب- المواد الناتجة.
ج- المعقد المنشط.
٢- احسب قيمة التغير في المحتوى الحراري $H\Delta$.
٣- هل التفاعل طارد أم ماص للحرارة؟ ولماذا؟
٤- احسب قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي؟
٥- احسب قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟

الحل:-

١- أ- H المواد المتفاعلة = ١٠ كيلوجول/مول
ب- H المواد الناتجة = ٣٠ كيلوجول/مول
ج- طاقة وضع المعقد المنشط = ٧٠ كيلوجول/مول

٢- $H\Delta$ = H المواد الناتجة – H المواد المتفاعلة
= ٣٠ – ١٠ = +٢٠ كيلوجول/مول

٣- ماص، لإن قيمة التغير في المحتوى الحراري $H\Delta$ موجبة.

٤- Ea أمامي = طاقة وضع المعقد المنشط – H المواد المتفاعلة
= ٧٠ – ١٠ = ٦٠ كيلوجول/مول

٥- Ea عكسي = طاقة وضع المعقد المنشط – H المواد الناتجة
= ٧٠ – ٣٠ = ٤٠ كيلوجول/مول

يمكن حساب $H\Delta$ أيضاً من خلال العلاقة: $H\Delta$ = Ea أمامي - Ea عكسي
= ٦٠ – ٤٠ = +٢٠ كيلوجول/مول

٢ **في تفاعل متزن كانت $H\Delta$ = (-٨٠ كيلوجول/مول) وطاقة وضع المعقد المنشط = (١٥٠ كيلوجول/مول) وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي = (٥٠ كيلوجول/مول) ، أجب عن الأسئلة الآتية:**

أ- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟ ب- ما قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة؟

ج- هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة؟ د- أيهما أسرع التفاعل الأمامي أم العكسي؟

الحل:-

أ- $H\Delta = Ea_{أمامي} - Ea_{عكسي}$

$-٨٠ = ٥٠ - Ea_{عكسي}$

$Ea_{عكسي} = ١٣٠$ كيلوجول/مول

ب- $Ea_{أمامي}$ = طاقة وضع المعقد المنشط – $H_{المواد المتفاعلة}$

$٥٠ = ١٥٠ - H_{المواد المتفاعلة}$

$H_{المواد المتفاعلة} = ١٠٠$ كيلوجول/ مول

ج- طارد، لإن $H\Delta$ سالبة.

د- التفاعل الأمامي ، لإن $Ea_{أمامي}$ أقل من $Ea_{عكسي}$

٣ **ادرس التفاعل الآتي، ثم أجب عما يليه:**

$$2HI_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + I_{2(g)} + 51.8\ kJ$$

١- حدد نوع التفاعل: طارد أم ماص للطاقة؟ ٢- ما قيمة التغير في المحتوى الحراري $H\Delta$ ؟

٣- أيهما أقل $Ea_{أمامي}$ أم $Ea_{عكسي}$ ؟ ٤- أيهما أكبر $H_{المواد المتفاعلة}$ أم $H_{المواد الناتجة}$ ؟

الحل:-

١- طارد، لإن الطاقة مع المواد الناتجة أي منبعثة .

٢- $H\Delta$ = - ٥١,٨ كيلوجول

٣- $Ea_{أمامي}$ لإن التفاعل طارد للطاقة

٤- $H_{المواد المتفاعلة}$

ثالثاً

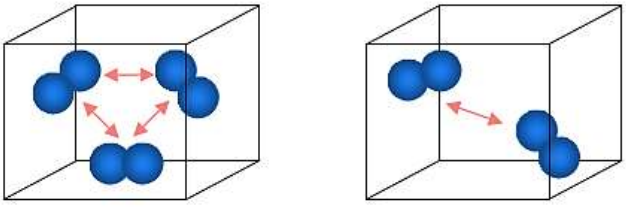
العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

أولاً تركيز المواد المتفاعلة

إن زيادة تركيز إحدى المواد المتفاعلة تؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل الكيميائي، فمثلاً تكون سرعة احتراق الكربون بوجود الأكسجين النقي أكبر من سرعة احتراقه في الهواء الجوي، بسبب قلة تركيز الأكسجين في الهواء الجوي عنه في الأكسجين النقي.

وفي التفاعلات التي تشمل على مواد متفاعلة في الحالة الغازية فإن زيادة ضغط الغاز يعمل على تقليل حجم الغاز، وبالتالي زيادة عدد جزيئات الغاز (زيادة تركيزه)، فتزداد سرعة التفاعل الكيميائي، كما في تصنيع الأمونيا حيث تؤدي زيادة ضغط غازي الهيدروجين والنيتروجين إلى زيادة سرعة إنتاج الأمونيا.

زيادة التركيز ← زيادة عدد الدقائق في وحدة الحجم ← زيادة عدد التصادمات الكلية المحتملة ← زيادة عدد التصادمات الفعالة ← زيادة سرعة التفاعل



كلما زاد تركيز المواد المتفاعلة زاد عدد التصادمات الكلية

فكر **كيف تفسر نظرية التصادم زيادة سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة؟**

للإجابة مساحة

ثانياً طبيعة المواد المتفاعلة

تختلف سرعة التفاعل الكيميائي باختلاف التركيب الكيميائي للمادة وخصائصها، حيث يعتمد ذلك على عدد إلكترونات التكافؤ (عدد إلكترونات المدار الأخير) فمثلاً هناك مواد يحتوي مدارها الأخير على إلكترون واحد ومواد أخرى على إلكترونين، وبالتالي فقد المادة لإلكترون واحد أسرع من فقد إلكترونين.

ومن الممكن أيضاً أن تكون المادة على شكل محلول أو مسحوق، حيث أن المواد على شكل محلول تكون أيوناتها حرة الحركة بعكس المسحوق تكون مقيدة الحركة، وبالتالي فإن المادة على شكل محلول أسرع تفاعلاً من الماد على شكل مسحوق.

مثال أي المواد الآتية أسرع تفاعلاً:

١- فلز الكالسيوم أم فلز الليثيوم؟

٢- محلول نترات النحاس أم مسحوقه؟

الحل:-

١- فلز الليثيوم لاحتواء مداره الأخير على إلكترون واحد بينما يحتوي الكالسيوم على إلكترونين.

٢- محلول نترات النحاس أسرع لأن أيوناته حرة الحركة.

ثالثاً مساحة سطح المواد المتفاعلة في الحالة الصلبة

قد تكون المادة على شكل مسحوق (بودرة) أو على شكل بلورة، حيث أن المواد المتفاعلة في حالة المسحوق أسرع منها في حالة البلورة، لأن مساحة السطح المعرضة للتفاعل في حالة المسحوق أكبر منها في حالة البلورة **(كلما كانت مساحة السطح المعرض للتفاعل أكبر كان التفاعل أسرع).**

فكر **تصدأ برادة الحديد بسرعة أكبر من سلك من الحديد عند الظروف نفسها. فسر ذلك؟**

الإجابة مساحة

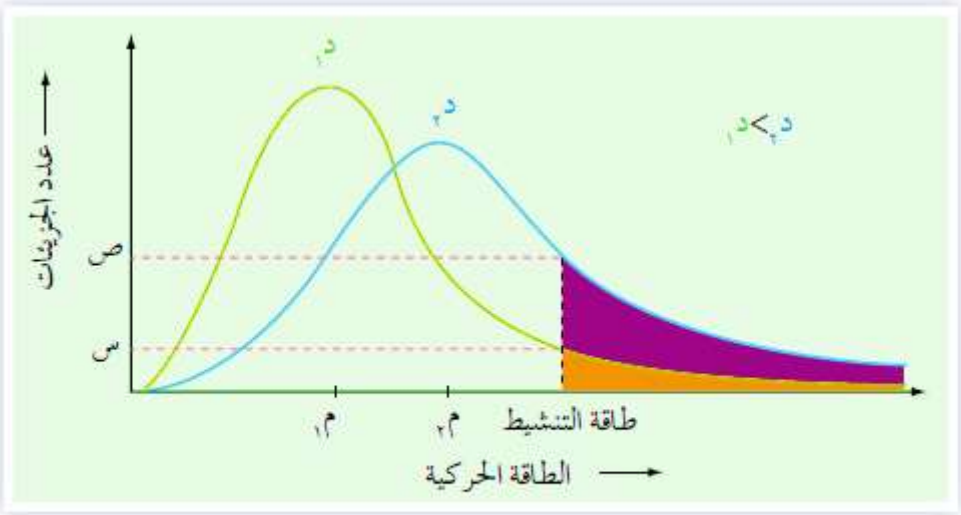
رابعاً درجة الحرارة

جميع التفاعلات الكيميائية تزداد سرعتها مع زيادة درجة الحرارة سواء كانت ماصة أو طاردة للحرارة، مثل زيادة درجة الحرارة أثناء طهي الطعام، وكذلك خفض الحرارة يقلل من سرعة التفاعل الكيميائي كما في حفظ الأطعمة في الثلاجة لضبط التفاعلات الكيميائية التي تحدث للأطعمة وتسبب تحللها وفسادها.

كما تحفظ الأدوية في درجة الحرارة التي تنصح بها الشركة الصانعة وذلك لمنع تحلل أو تفكك المواد الكيميائية المكونة لها وبالتالي فسادها وعدم الحفاظ على صفاتها العلاجية.

من خلال نظرية التصادم كيف يمكن تفسير أثر درجة الحرارة في سرعة التفاعل؟

يتم تفسير ذلك باستخدام منحنى ماكسويل-بولتزمان والذي يبين العلاقة بين عدد الجزيئات وطاقتها الحركية كما في الشكل:



توزيع الطاقة الحركية على جزيئات غاز ما عند درجتي حرارة مختلفتين.

حيث أن معدل الطاقة الحركية للجزيئات يزداد بازدياد درجة الحرارة، فنلاحظ من الشكل أنه كلما ارتفعت درجة الحرارة ازداد عدد الجزيئات (المنطقة المظللة) التي تمتلك طاقة التنشيط (أو أعلى منها) مما يعني زيادة عدد التصادمات التي تؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل الكيميائي.

- العلاقة بين **طاقة التنشيط وسرعة التفاعل علاقة عكسية** فكلما ازدادت طاقة التنشيط قلت سرعة التفاعل.
- **لا تؤثر درجة الحرارة على طاقة التنشيط** بل أن زيادة درجة الحرارة يؤدي إلى زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط فتزداد التصادمات الفعالة وتزداد سرعة التفاعل.

خامساً العوامل المساعدة

هي مواد تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي في الاتجاهين الأمامي والعكسي دون أن تستهلك أثناء التفاعل، وذلك بتقليل طاقة التنشيط للتفاعل.

تستخدم العوامل المساعدة لتقليل الزمن وزيادة الإنتاج.

مثال: يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين ببطء، في درجة الحرارة العادية إلى ماء وأكسجين كما في المعادلة الآتية:

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

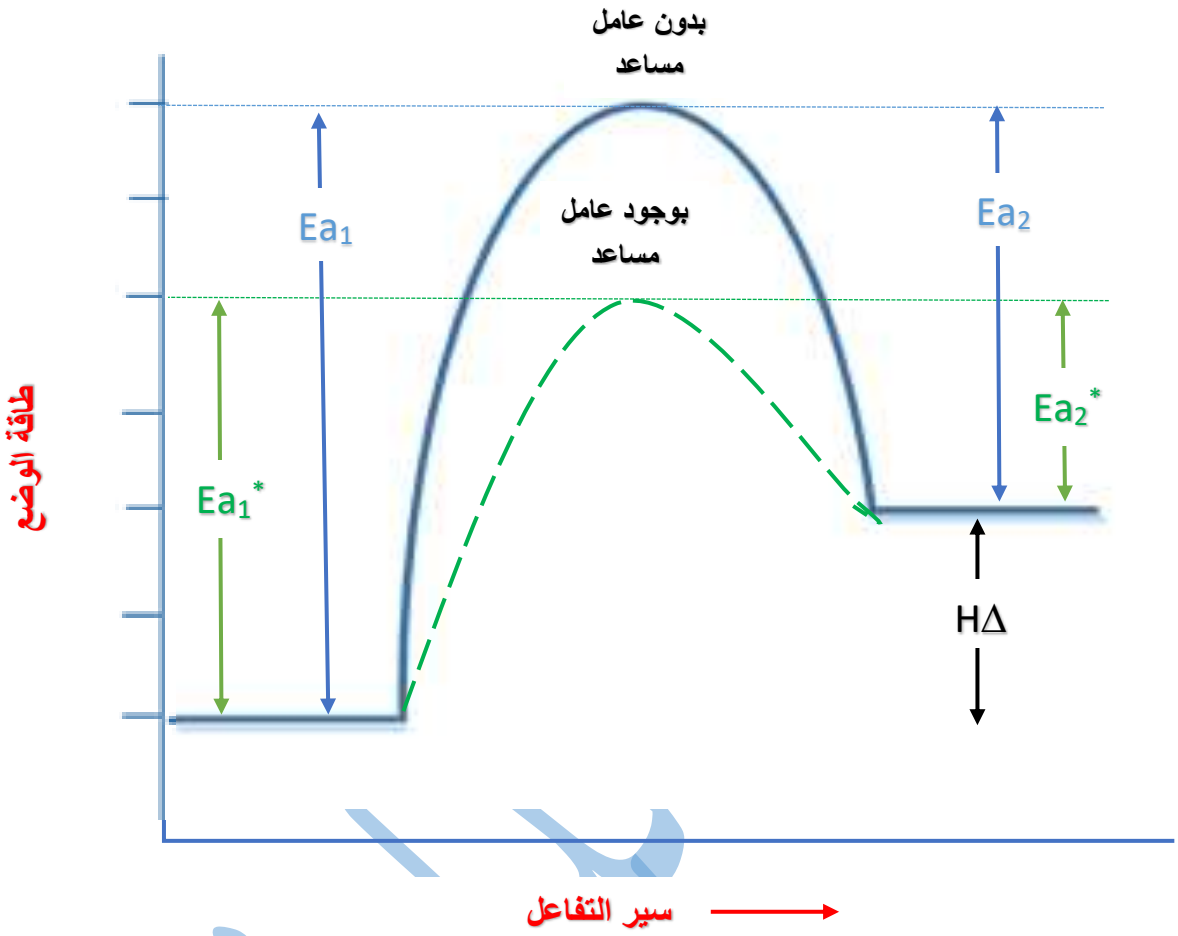
ولزيادة سرعة التفاعل أعلاه يضاف **يوديد البوتاسيوم (KI) كعامل مساعد**، حيث يستدل على سرعة التفاعل بسرعة تصاعد غاز الأكسجين بإضافة سائل تنظيف، فتمثل المعادلة على النحو:

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

فكر **كيف يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل؟**

للإجابة مساحة

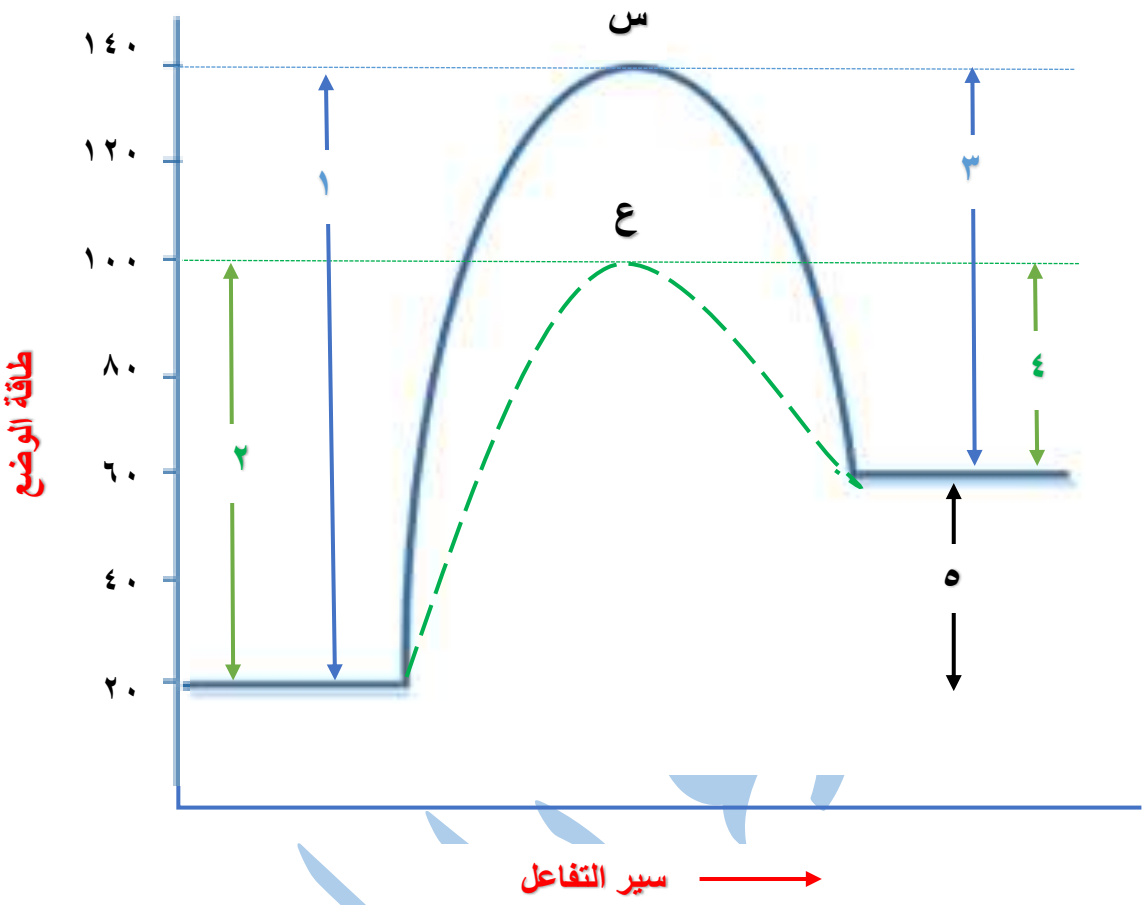
أثر العامل المساعد على سرعة التفاعل



نلاحظ من الشكل أن وجود العامل المساعد لم يؤثر على طاقة وضع المواد المتفاعلة أو الناتجة وبالتالي فإن التغير في المحتوى الحراري HΔ لم يتأثر ويبقى كما هو.

كما نلاحظ انخفاض طاقة التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي بسبب انخفاض طاقة المعقد المنشط مما يسهل أو يسرع من حدوث التفاعل.

☺ سؤال: ادرس منحنى سير التفاعل الآتي، ثم أجب عما يليه:



١- ماذا تمثل الرموز (س ، ع)؟

٢- ماذا تمثل الأرقام من (١ – ٥) ؟

٣- احسب قيمة المحتوى الحراري $H\Delta$ ؟

٤-هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة؟

٥- احسب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد؟

٦- احسب طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بدون وجود العامل المساعد؟

٧- كيف يؤثر وجود العامل المساعد على كل من:

أ- طاقة وضع المتفاعلات؟ ب- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي ؟

ج- المحتوى الحراري؟ د- سرعة التفاعل الأمامي؟

٨- أيهما أسرع التفاعل الأمامي أم العكسي؟

☺ **سؤال:** في التفاعل الآتي: $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ + حرارة

إذا علمت أن طاقة الوضع للمواد المتفاعلة = ١٥٠كيلو جول، وطاقة الوضع للمواد الناتجة = ٦٠ كيلو جول، وطاقة التنشيط لتفاعل الأمامي = ٢٠ كيلو جول ، أجب عما يلي:

١- ما قيمة $H\Delta$ للتفاعل؟

٢- ما قيمة طاقة الوضع للمعقد المنشط؟

٣- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟

٤- هل التفاعل طارد أم ماص للحرارة؟

٥- ما أثر رفع درجة الحرارة على سرعة التفاعل العكسي (تزداد، تقل، تبقى ثابتة)؟

مساحة للإجابة

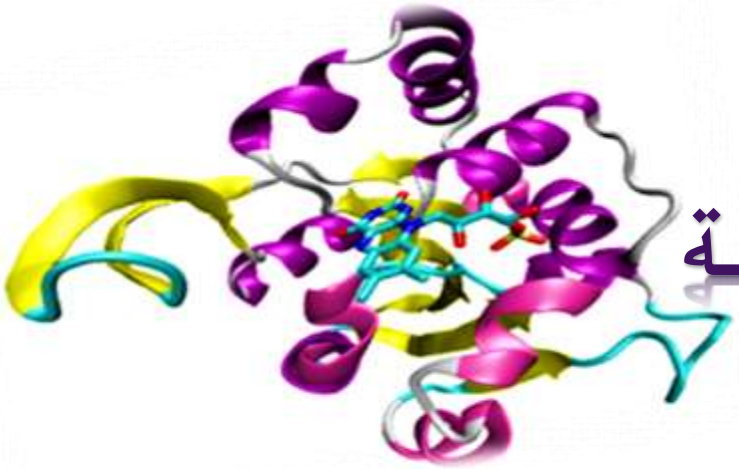
☺ **سؤال:** إذا كانت قيم طاقات الوضع (كيلوجول/مول) لتفاعل ما هي :

المواد المتفاعلة (٥٠) ، المواد الناتجة (٨٠)، المعقد المنشط بدون عامل مساعد (١٥٠) ، المعقد المنشط بوجود عامل مساعد (١٢٠) ، أجب عما يلي:

١- ما قيمة $H\Delta$ للتفاعل؟ ٢- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد؟

٣- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد؟ ٤- هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة؟

مساحة للإجابة



تطبيقات حياتية

تعد الأنزيمات أحد اهم العوامل المساعدة في جسم الأنسان، وهي تعمل على تسريع العمليات الحيوية وتنظيمها، وذلك من خلال تخفيض طاقة التنشيط للتفاعلات داخل الجسم.

ومن الأمثلة على الأنزيمات في جسم الأنسان:

أنزيم الأميليز: يحلل النشأ إلى سكريات ثنائية.

أنزيمات هاضمة: تفرزها المعدة للمساعدة في عملية الهضم.

☺ سؤال: يتم حرق السكر في جسم الأنسان عند ٣٧° س بينما يحتاج في المختبر إلى درجة حرارة أعلى، فسر سبب ذلك؟

مساحة للإجابة

١) وضّح المقصود بالمصطلحات الآتية:

طاقة التنشيط، العامل المساعد، المحتوى الحراري للتفاعل، المعقد المنشط ، التصادم الفعال.

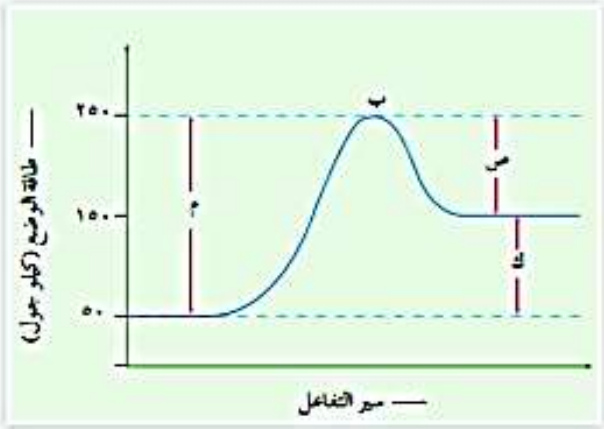
٢) اعتمادًا على الشكل (٣–١٥)، أجب عن الأسئلة الآتية:

أ) ما رمز طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي؟

ب) ما رمز طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟

جـ) ما رمز التغير في المحتوى الحراري للتفاعل (ΔH)؟

د) هل التفاعل ماصّ للطاقة أم طارد لها؟



الشكل (٣–١٥): منحنى طاقة الوضع أثناء سير التفاعل.

٣) في التفاعل الافتراضي: $A_2 + 3B_2 \underset{}{\overset{C}{\rightleftharpoons}} 2AB_3 + 90\ kJ$

إذا علمت أن كتلة العامل المساعد C تساوي ٣ غ عند بدء التفاعل، وأن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد تساوي ١٦٣ كيلوجول.

أ) ما كتلة العامل المساعد عند نهاية التفاعل؟

ب) احسب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد.

٤) فسّر كلًّا مما يأتي:

أ) يتم حرق السكر في جسم الإنسان عند ٣٧°س بينما يحتاج حرقه في المختبر إلى درجة حرارة أعلى بكثير.

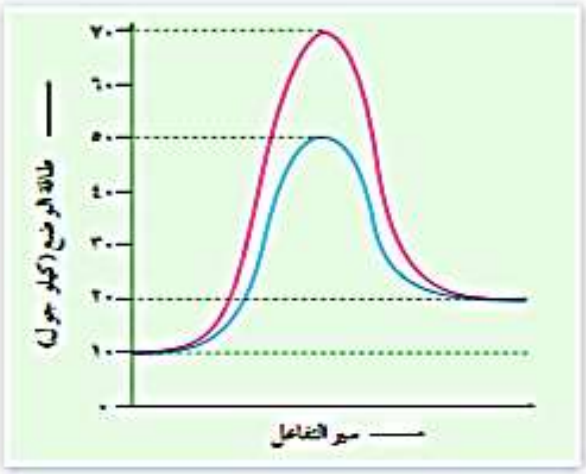
ب) يتم حرق نشارة الخشب بسرعة أكبر من حرق قطعة من الخشب لها الكتلة نفسها.

جـ) لا تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة إلى حدوث تفاعل.

د) عند خلط محلولين من نترات الفضة وكلوريد الصوديوم يتكون راسب أبيض بسرعة أكبر من سرعة ظهوره عند خلطهما وهما على شكل مسحوق.

٥) ادرس الشكل الآتي الذي يبين التفاعل بوجود عامل مساعد ومن دونه، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

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



الشكل (٣-١٦): منحنى طاقة الوضع أثناء سير التفاعل.

أ) ما قيمة كل مما يأتي:

(١) طاقة وضع كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة؟

(٢) طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من دون عامل مساعد؟

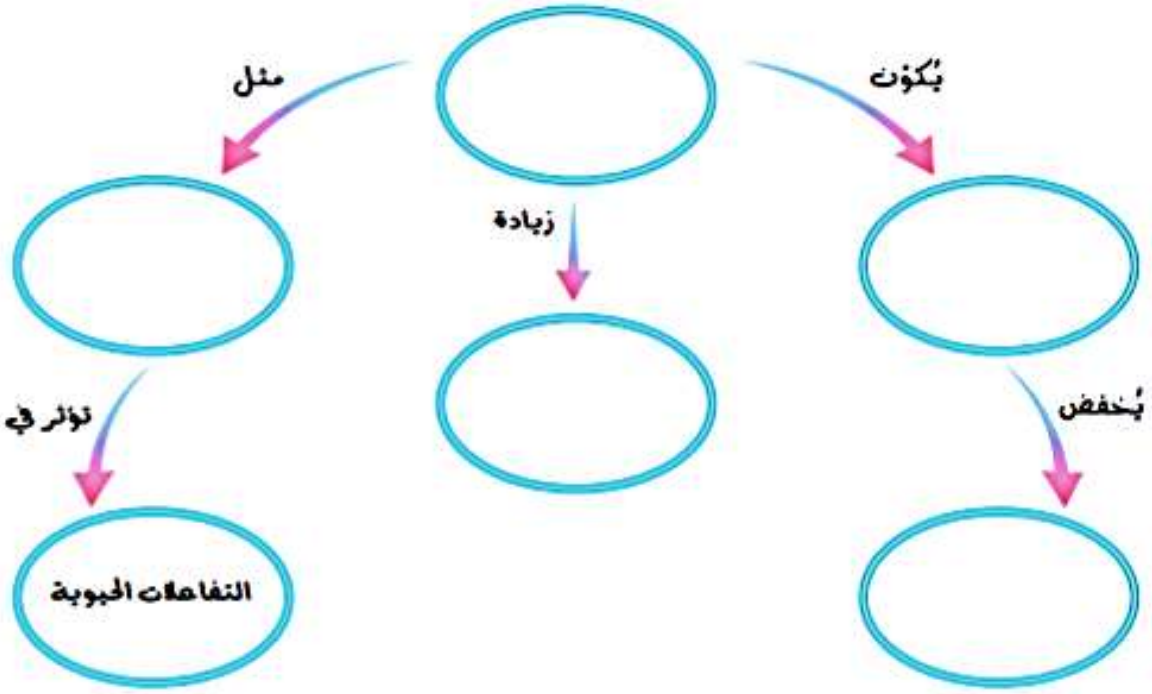
(٣) طاقة تنشيط التفاعل العكسي مع عامل مساعد؟

(٤) طاقة وضع المعقد المنشط من دون عامل مساعد؟

ب) هل التفاعل ماصّ أم طارد للطاقة؟

٦) بيّن أثر رفع درجة الحرارة في سرعة التفاعل، وفسّر هذا الأثر بالاعتماد على نظرية التصادم.

٧) أكمل الفراغ في المخطط الآتي، مستخدمًا مصطلحات سرعة التفاعل، العامل المساعد، مسار بديل لسير التفاعل، أنزيمات، طاقة التنشيط.



(١)

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

- العامل المساعد: هي مادة تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية دون أن تستهلك أثناء التفاعل.

- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل: الطاقة المصاحبة للتفاعل ويعبر عن الفرق بين طاقة وضع المواد الناتجة والمواد المتفاعلة .

- المعقد المنشط: بناء غير مستقر بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة له طاقة وضع عالية.

- التصادم الفعال: التصادم الذي يؤدي إلى تكوين نواتج.

---

(٢)

أ) م　　ب) ص　　جـ) ك　　د) ماص

---

(٣)

أ) كتلة العامل المساعد عند نهاية التفاعل تبقى ثابته وتساوي ٣ غ

ب) طاقة التنشيط للتفاعل الامامي بوجود العامل المساعد

$$Ea_2^* - Ea_1^* = H\Delta$$

$$١٦٣ - Ea_1^* = ٩٠-$$

$$Ea_1^* = ٩٠- + ١٦٣ = ٧٣$$

---

(٤)

أ) بسبب وجود الأنزيمات في جسم الانسان التي تعمل كعوامل مساعدة تقلل من طاقة تنشيط تفاعل احتراق السكر فتزيد من سرعته .

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

جـ) حتى يحدث التفاعل يجب أن يكون التصادم بين الدقائق تصادمًا فعالًا أي الذي يحدث بين الدقائق التي تمتلك طاقة التنشيط ويكون اتجاه تصادمها مناسبًا.

د) لأن الأيونات في حالة المحلول تكون حرة الحركة مما يزيد من عدد التصادمات الكلية المحتملة فيزداد عدد التصادمات الفعالة وتزداد سرعة التفاعل.

دار المناهج والكتب المدرسية

٥)

أ)

(١) طاقة وضع المواد المتفاعلة (١٠) والمواد الناتجة (٢٠)

(٢) طاقة تنشيط التفاعل الامامي دون عامل مساعد = ٧٠ ـ ١٠ = ٦٠

(٣) طاقة تنشيط التفاعل العكسي مع عامل مساعد = ٥٠ ـ ٢٠ = ٣٠

(٤) طاقة وضع المعقد المنشط دون عامل مساعد (٧٠)

ب) ماص

---

٦) إن زيادة درجة الحرارة تؤدي الى زيادة متوسط الطاقة الحركية التي تمتلكها الجزيئات فتزداد عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط فتزداد عدد التصادمات الفعالة مما يؤدي الى زيادة سرعة التفاعل

---

٧)

العامل المساعد

يُكون مسار بديل لسير التفاعل

يُخفض طاقة التنشيط

زيادة سرعة التفاعل

مثل الأنزيمات

الإدارة العامة للمناهج والكتب

أسئلة الوحدة وإجاباتها

١) اختر الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

(١) العبارة الصحيحة فيما يتعلق بسرعة التفاعل الكيميائي:

أ) تبقى ثابتة من بداية التفاعل وحتى نهايته. ب) لا تتأثر بالتركيز.

جـ) لا تتأثر بالحرارة. د) تتناقص مع الزمن.

(٢) في التفاعل الآتي: $A + 3B \longrightarrow 2C$ سرعة استهلاك B تساوي:

أ) ضعفي سرعة إنتاج C. ب) ثلثي سرعة إنتاج C.

جـ) ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك A. د) ثلث سرعة استهلاك A.

(٣) يمثل قانون السرعة العلاقة بين:

أ) سرعة التفاعل ودرجة الحرارة. ب) الطاقة والتركيز.

ج) درجة الحرارة والتركيز. د) سرعة التفاعل والتركيز.

(٤) اعتمادًا على التفاعل الآتي: $N_{2(g)} + 2H_{2(g)} \longrightarrow N_2H_{4(g)}$

إذا علمت أن معدل سرعة استهلاك N_2H_4 يساوي ٠,٢ مول/لتر.ث فإن معدل سرعة تكوّن H_2 بوحدة مول/لتر.ث يساوي:

أ) ٠,١ ب) ٠,٤ جـ) ٠,٨ د) ٠,٦

(٥) تزداد سرعة التفاعل عند رفع درجة الحرارة بسبب:

أ) زيادة طاقة المواد الناتجة.

ب) زيادة طاقة المعقد المنشط.

جـ) زيادة عدد التصادمات الفعالة.

د) نقصان طاقة التنشيط.

(٦) إضافة العامل المساعد للتفاعل، تؤدي إلى:

أ) رفع طاقة المعقد المنشط. ب) خفض طاقة المواد الناتجة.

جـ) التقليل من طاقة التنشيط. د) زيادة سرعة التفاعل الأمامي وليس العكسي.

(٧) أيُّ التفاعلات الآتية يُنتج كمية أكبر من غاز H_2؟

أ) تفاعل قطعة من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه ١مول/لتر.

ب) تفاعل مسحوق من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه ١مول/لتر.

جـ) تفاعل مسحوق من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه ٠,١ مول/لتر.

د) تفاعل قطعة من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه ٠,٥مول/لتر.

(٨) إذا كان قانون السرعة للتفاعل الافتراضي $D + E \longrightarrow Z$ هو:

سرعة التفاعل $= k[D]^{2}[E]^{1}$ وعند مضاعفة تركيز E ثلاث مرات وتركيز D مرتين فإن سرعة التفاعل تتضاعف بمقدار:

أ) ١٢مرة. ب) ٩مرات. جـ) ٦مرات. د) ٣ مرات.

٢) في التفاعل الافتراضي الآتي:

$2A + B + C \longrightarrow$ نواتج

تم الحصول على البيانات الآتية عمليًا من خلال التجربة:

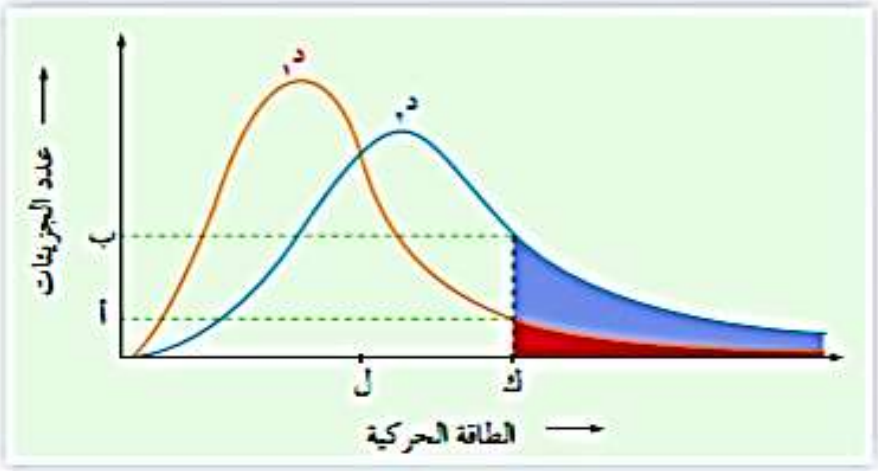
رقم التجربة	[A] (مول/لتر)	[B] (مول/لتر)	[C] (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,١	٠,١	٠,٢	٠,٠٢
٢	٠,٢	٠,١	٠,٣	٠,٠٩
٣	٠,٢	٠,٢	٠,٤	٠,١٦
٤	٠,٢	٠,٣	٠,٤	٠,١٦

أ) اكتب قانون سرعة التفاعل.

ب) احسب تركيز C عندما تكون السرعة الابتدائية تساوي ١×١٠^{-٢} مول/لتر.ث،

و[A] = [B] = ٠,٠٥ مول/لتر.

٣) اعتمد على الشكل (٣–١٧)، للإجابة عن الأسئلة الآتية:



الشكل (٣–١٧): توزيع الطاقة الحركية على جزيئات غاز ما عند درجتي حرارة مختلفتين.

أ) ما الرمز الذي يمثل طاقة التنشيط؟

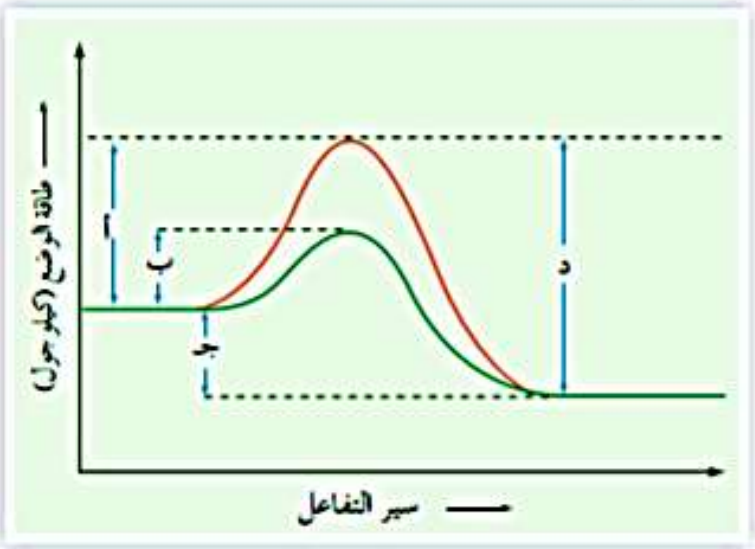
ب) ما أثر زيادة درجة الحرارة في سرعة التفاعل؟

جـ) ما الرمز الذي يمثل عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط عند درجة الحرارة الأقل؟

٤) اعتمادا على الشكل (٣–١٨) الذي يمثل سير التفاعل لأحد التفاعلات، أجب عن الأسئلة الآتية:

أ) إلامَ تشير كل من الرموز (أ ،ب ،جـ، د)؟

ب) ما أثر إضافة العامل المساعد في كل من: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي، المحتوى الحراري للتفاعل (ΔH)، طاقة المواد المتفاعلة.

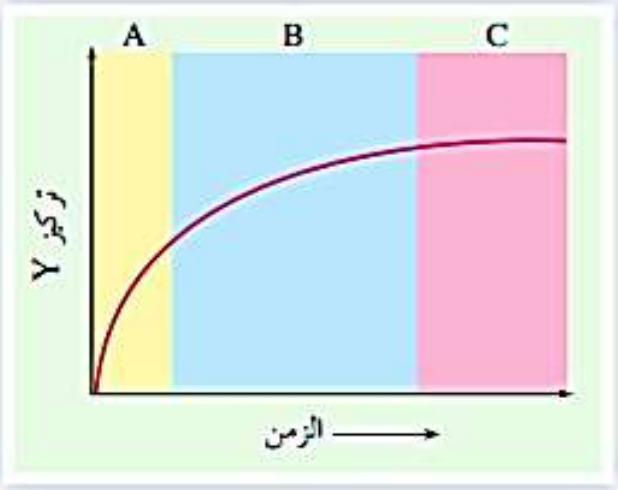


الشكل (٣–١٨): منحنى طاقة الوضع أثناء سير التفاعل.

٥) أجريت تجربة لقياس سرعة تفاعل ما عن طريق دراسة التغير في تركيز المادة Y بالنسبة للزمن، ومُثلت النتائج بالشكل (٣–١٩)، ادرس الشكل، ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

أ) هل المادة Y مادة متفاعلة أم ناتجة؟ وضّح إجابتك.

ب) أيُّ الفترات الزمنية (A أم B أم C) يكون معدل سرعة التفاعل فيها أعلى؟

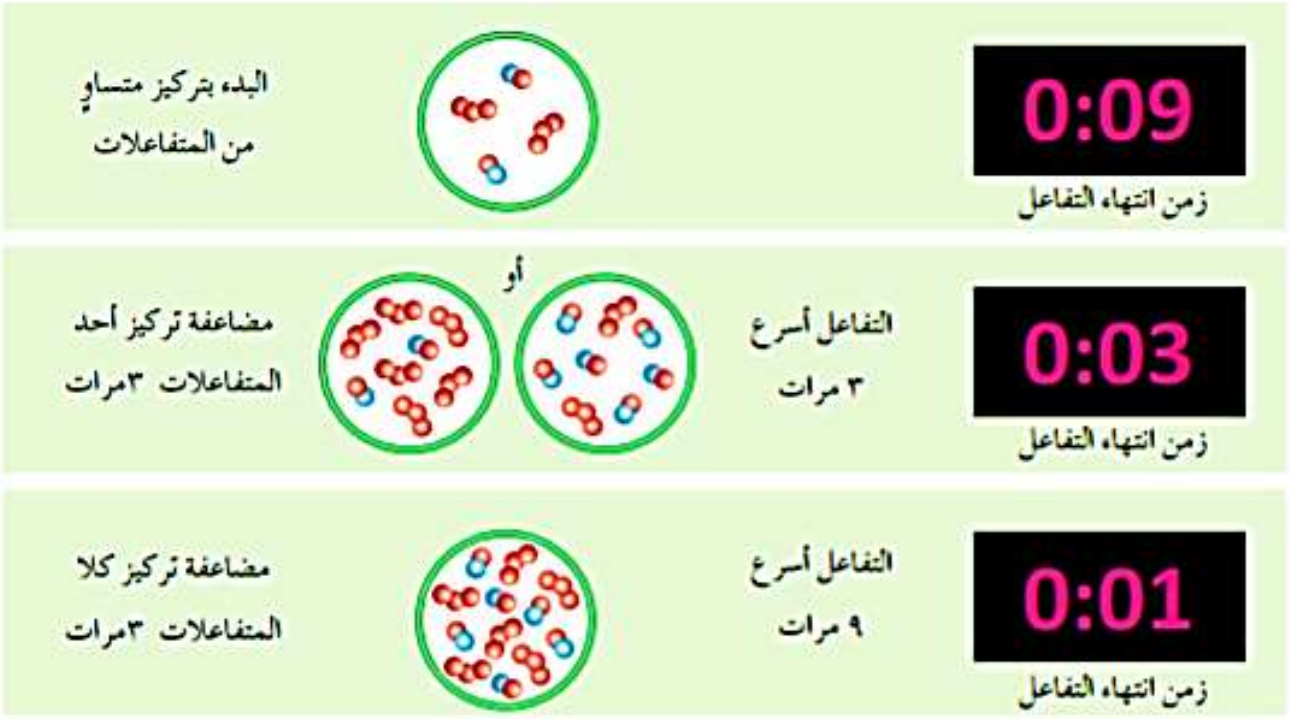


الشكل (٣–١٩): التغير في تركيز المادة Y بالنسبة للزمن.

٦) تم الحصول على النتائج في الشكل (٣–٢٠) للتفاعل الآتي:

$$NO_{(g)} + O_{3(g)} \longrightarrow NO_{2(g)} + O_{2(g)}$$

اكتب قانون سرعة التفاعل.



الشكل (٣–٢٠): نتائج تجربة توضح العلاقة بين تراكيز المواد المتفاعلة وسرعة التفاعل.

٧) تم جمع البيانات للتفاعل الآتي عند درجة حرارة معينة. ادرسها، ثم أجب عما يليها من أسئلة:

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

رقم التجربة	[NO] (مول/لتر)	$[O_2]$ (مول/لتر)	سرعة استهلاك O_2 (مول/لتر.ث)
١	٠,١	٠,٢	٦×١٠^{-٧}
٢	٠,٢	٠,١	$١,٢ \times ١٠^{-٦}$
٣	٠,٣	٠,١	$٢,٧ \times ١٠^{-٦}$

أ) اكتب قانون سرعة التفاعل.

ب) احسب قيمة ثابت السرعة k.

جـ) احسب سرعة تكوّن NO_2 عندما يكون $[NO] = [O_2] = ٠,١$ مول/لتر.

٨) في تفاعل طارد للطاقة، إذا علمت أن ΔH للتفاعل تساوي −٢٠٠ كيلوجول، وأن طاقة وضع المواد الناتجة ٨٠ كيلوجول. وعند استخدام عامل مساعد، انخفضت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بمقدار ٢٠ كيلوجول، وأصبحت طاقة وضع المعقد المنشط ٣٥٠ كيلوجول. احسب:

أ) طاقة وضع المواد المتفاعلة بوجود العامل المساعد.

ب) طاقة وضع المعقد المنشط من دون وجود عامل مساعد.

جـ) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

د) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون وجود عامل مساعد.

٩) ما أثر كل من الآتية في زمن ظهور النواتج لتفاعل ما (يزيد، يقل، يبقى ثابتًا):

أ) خفض درجة الحرارة.

ب) استخدام العامل المساعد.

(١)

(١) د) تتناقص مع الزمن	(٢) جـ) ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك A	(٣) د) سرعة التفاعل والتركيز	(٤) ب) ٠,٤
(٥) جـ) زيادة عدد التصادمات الفاعلة	(٦) جـ) التقليل من طاقة التنشيط	(٧) ب) تفاعل مسحوق من الخارصين مع HCl الذي تركيزه ١مول/لتر	(٨) أ) ١٢ مرة

(٢)

أ) نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل

$س = k\,[A]^{x}\,[B]^{y}\,[C]^{z}$

نأخذ التجربتين (٤،٣) لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ B حيث يكون [A] و [C] ثابت

نلاحظ أنه عند مضاعفة [B] تبقى سرعة التفاعل ثابتة وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ B = صفر

نأخذ التجربتين (٣،٢) لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة ل C حيث يكون [A] ثابت، و [B] لا يؤثر في السرعة لأن رتبتها = صفر

$س_{٢} = ٠,٠٩ = k\,(٠,٢)^{x}\,(٠,٣)^{z}$

$س_{٣} = ٠,١٦ = k\,(٠,٢)^{x}\,(٠,٤)^{z}$

$$\frac{٠,٠٩}{٠,١٦} = \frac{k\,(٠,٢)^{x}\,(٠,٣)^{z}}{k\,(٠,٢)^{x}\,(٠,٤)^{z}}$$

$$\frac{٠,٠٩}{٠,١٦} = \frac{(٠,٣)^{z}}{(٠,٤)^{z}}$$

$$\frac{٩}{١٦} = \frac{(٣)^{z}}{(٤)^{z}}$$

وهذا يتحقق عندما قيمة z = ٢

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ C = ٢

ولإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة ل A نأخذ التجربتين (٢،١)

$س_{٢} = ٠,٠٩ = k\,(٠,٢)^{x}\,(٠,٣)^{٢}$

$س_{١} = ٠,٠٢ = k\,(٠,١)^{x}\,(٠,٢)^{٢}$

وبقسمة $س_{٢}$ على $س_{١}$ نحصل على :

$$\frac{٠,٠٩}{٠,٠٢} = \frac{k\,(٠,٢)^{x}\,(٠,٣)^{٢}}{k\,(٠,١)^{x}\,(٠,٢)^{٢}}$$

$$\frac{(٠,٠٩)^{ز}(٠,٢)}{(٠,٠٤)^{ز}(٠,١)} = \frac{٩}{٢}$$

$$\frac{٩^{ز}(٢)}{٤^{ز}(١)} = \frac{٩}{٢}$$

$$٢^{x} = ٢$$

$$x = ١$$

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ A = ١

س = k [A]^{١} [B]^{صفر} [C]^{٢} ومنها

س = k [A]^{١} [C]^{٢}

ب) نأخذ بيانات تجربة ١ مثلا لحساب قيمة k

س = k [A]^{١} [C]^{٢}

$٠,٠٢ = k\,(٠,١)^{١}(٠,٢)^{٢}$

ومنها k = ٥ لتر^{٢}/ مول^{٢} .ث

س = k [A]^{١} [C]^{٢}

١ × ١٠$^{-٢}$ = ٥ × ٠,٠٥ [C]^{٢}

[C]^{٢} = ٠,٠٤ ⟸ [C] = ٠,٢ مول/ لتر

٣)

أ) ك

ب) تزيد سرعة التفاعل.

جـ) أ

---

٤)

أ)

أ تمثل طاقة تنشيط التفاعل الامامي من دون عامل مساعد

ب تمثل طاقة تنشيط التفاعل الامامي بوجود عامل مساعد

جـ ΔH

د تمثل طاقة تنشيط التفاعل العكسي من دون عامل مساعد

ب) اضافة العامل المساعد تقلل من طاقة التنشيط للتفاعل العكسي

ولا يؤثر في التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ولا يؤثر في طاقة وضع المواد المتفاعلة

دار المناهج والكتب

٥)

أ) مادة ناتجة لأن تركيزها يزداد مع الزمن

ب) في الفترة A

---

٦)

$$\text{س} = k\,[NO]^{1}\,[O_3]^{1}$$

---

٧)

أ) نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل

$$\text{س} = k\,[NO]^{x}[O_2]^{y}$$

نأخذ التجربتين (٢،٣) لإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة ل NO حيث يكون $[O_2]$ ثابت

$$\text{س}_2 = 1,2 \times 10^{-6} = k\,(0,2)^{x}\,(0,1)^{y}$$
$$\text{س}_3 = 2,7 \times 10^{-6} = k\,(0,3)^{x}\,(0,1)^{y}$$

وبقسمة س٢ على س٣ نحصل على :

$$\frac{1,2 \times 10^{-6}}{2,7 \times 10^{-6}} = \frac{k\,(0,2)^{x}\,(0,1)^{y}}{k\,(0,3)^{x}\,(0,1)^{y}}$$

$$\frac{٤}{٩} = \frac{(٢)^{x}}{(٣)^{x}}$$

$x = ٢$

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ NO = ٢

ولإيجاد رتبة التفاعل بالنسبة لـ O_2 نأخذ التجربتين (١،٢)

$$\text{س}_2 = 1,2 \times 10^{-6} = k\,(0,2)^{2}\,(0,1)^{y}$$
$$\text{س}_1 = 6 \times 10^{-7} = k\,(0,1)^{2}\,(0,2)^{y}$$

$$\frac{1,2 \times 10^{-6}}{6 \times 10^{-7}} = \frac{k\,(0,2)^{2}\,(0,1)^{y}}{k\,(0,1)^{2}\,(0,2)^{y}}$$

$$\frac{٢}{٤} = \frac{٤}{٤}\left(\frac{١}{٢}\right)^{y}$$

$$\frac{١}{٢} = \left(\frac{١}{٢}\right)^{y}$$

قيمة $y = ١$

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة لـ O_2 = ١

$$\text{س} = k\,[NO]^{2}\,[O_2]^{1}$$

ب) نأخذ بيانات تجربة ١ مثلًا لحساب قيمة k

س = k $[O_2]^{١}$ $[NO]^{٢}$

س١ = ٦ × ١٠$^{-٧}$ = k (٠,١)^{٢} (٠,٢)^{١}

ومنها k = ٣ × ١٠$^{-٤}$ لتر^{٢}/ مول^{٢} .ث

جـ) نحسب أولًا سرعة استهلاك O_2 وتساوي سرعة التفاعل لأن عدد مولاتها واحد.

س = k $[O_2]^{١}$ $[NO]^{٢}$

س = (٠,١)^{٢} (٠,١) ٣ × ١٠$^{-٤}$ = ٣ × ١٠$^{-٧}$ مول /لتر.ث

سرعة إنتاج NO_2 = ٢ سرعة استهلاك O_2

سرعة إنتاج NO_2 = ٢×٣ × ١٠$^{-٧}$ = ٦ × ١٠$^{-٧}$ مول /لتر.ث

(٨)

أ) طاقة وضع المواد المتفاعلة بوجود العامل المساعد (٢٨٠)

ب) طاقة وضع المعقد المنشط دون وجود عامل مساعد(٣٧٠)

جـ) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد(٢٧٠)

د) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون وجود عامل مساعد (٢٩٠)

---

(٩)

أ) يزداد ب) يقل

نهاية الوحدة الثالثة