الوحدة الثالثة

الكيمياء

المركبة

الدرس الأول : سرعة التفاعلات الكيميائية

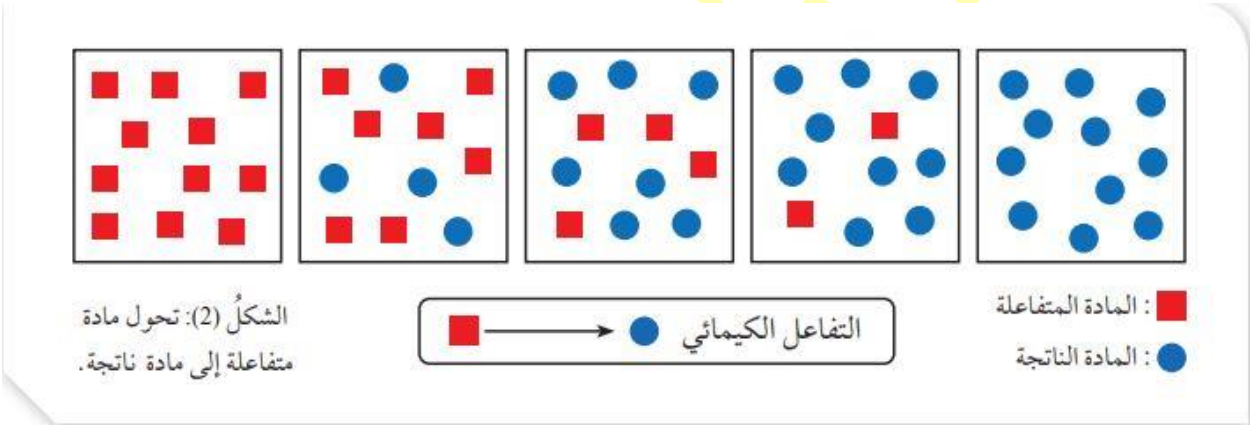
- مفهوم سرعة التفاعل :

يهتم فرع الكيمياء الحركية بدراسة التغير في سرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة فيها . وتوصف التفاعلات الكيميائية بأنها سريعة أو بطيئة ؛ تبعاً لخصائص المواد المتفاعلة وظروف التفاعل .

إلا أن التعبيرين الوصفيين (سريع وبطيء) غير دقيقين في وصف السرعة ؛ إذ يجب التعبير عنها بوصف أكثر دقة . ويمكن وصف الأشياء المتحركة عن طريق سرعتها ، فمثلاً ؛ عند النظر إلى مؤشر عداد السرعة في السيارة ، إذا كان يشير إلى 80 km/h ؛ فإن هذه السرعة تسمى السرعة اللحظية ، ويمكن حساب سرعة جسم متحرك بقسمة المسافة التي يقطعها على الزمن الذي استغرقه في قطع تلك المسافة ، وتسمى هذه بالسرعة المتوسطة .

تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها من تفاعل لآخر ، وكذلك في التفاعل نفسه أثناء حدوثه ، تبعاً لعوامل منها التركيز ودرجة الحرارة ومساحة السطح المعرض للتفاعل فبعض التفاعلات تحدث بسرعة كبيرة خلال مدة زمنية قصيرة مثل تفاعلات الاحتراق وتفاعلات محاليل الحموض والقواعد ، في حين تحتاج بعض التفاعلات زمناً أطول لحدوثها مثل صدأ الحديد .

وقد يحتاج بعضها ملايين السنيين ، مثل تكوّن الفحم الحجري والنفط . فكيف يعبّر عن سرعة التفاعل ؟ وكيف يمكن قياسها ؟



الشكلُ (2): تحول مادة متفاعلة إلى مادة ناتجة.

تتغير كميات المواد المتفاعلة والناتجة في التفاعلات الكيميائية بمرور الزمن ويوضح الشكل (2) تحوّل مادة متفاعلة إلى مادة ناتجة بمرور الزمن .

ألاحظ أن كمية المادة الناتجة تزداد ؛ بينما تقل كمية المادة المتفاعلة ، ويعبّر عن كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة بدلالة التغير في الكتلة أو الحجم أو التركيز المولاري ؛ وذلك لمعرفة سرعة التفاعل . فمثلاً عندما يتفاعل فلز الخارصين Zn مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl وفق المعادلة الموزونة الآتية :

$$Zn_{(S)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

فإنه يمكن حساب سرعة التفاعل الكيميائي مثلاً ؛ بدلالة التغير في كتلة الخارصين المستهلكة ، أو بدلالة التغير في حجم غاز الهيدروجين الناتج . ولكن غالباً ما يجري حساب سرعة التفاعل بدلالة التغير في التركيز المولاري لمادة متفاعلة أو مادة ناتجة .

وبذلك يمكن تعريف سرعة التفاعل الكيميائي (R) : بأنها التغير في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال مدة زمنية محدّدة ، ويعبّر عنها بالمعادلة الرياضية الآتية :

$$\text{سرعة التفاعل الكيميائي} = \frac{\text{التغير في كمية مادة متفاعلة أو ناتجة}}{\Delta \text{ الزمن}}$$

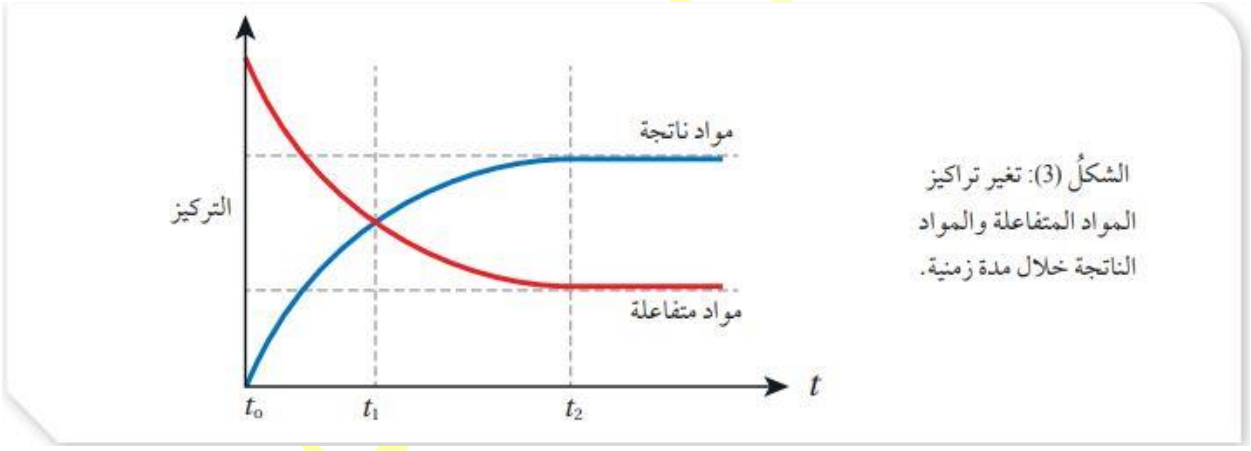
$$R = \frac{\Delta [\text{ reactant or product }]}{\Delta t}$$

حيث يشير الرمز (Δ) إلى التغير .

- حساب سرعة التفاعل :

تحسب سرعة التفاعل الكيميائي من التجربة العملية بدلالة نقصان تركيز إحدى المواد المتفاعلة ، أو زيادة تركيز إحدى المواد الناتجة خلال مدة زمنية محددة .

ولتوضيح ذلك أنظر إلى الشكل (3) :



الشكل (3): تغير تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة خلال مدة زمنية.

حيث يوضح نقصان تركيز مادة متفاعلة وزيادة تركيز مادة ناتجة بمرور الزمن .

فمثلاً في التفاعل الكيميائي العام الآتي :

$$aA + bB \longrightarrow cC + Dd$$

تمثل الرموز a , b , c , d عدد مولات (معاملات) المواد المتفاعلة والناتجة في المعادلةل الموزونة ، حيث يمكن حساب سرعة التفاعل بمعرفة سرعة استهلاك (اختفاء) إحدى المواد المتفاعلة مثل A او B ، فمثلاً يعبّر عن سرعة استهلاك A كما يأتي :

$$R = \frac{-\Delta [\text{مادة متفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$R = -\frac{\Delta [A]}{\Delta t}$$

أي أن :

$$R = \frac{-([A]_2 - [A]_1)}{t_2 - t_1}$$

حيث :

$[A]_2$: تركيز المادة المتفاعلة A عند الزمن t_2

$[A]_1$ = تركيز المادة المتفاعلة A عند الزمن t_1

وحيث أن المادة المتفاعلة تستهلك بمرور الزمن ؛ فإن مقدارها $[A]_2$ أقل من تركيزها $[A]_1$ ، مما يجعل ناتج العملية الحسابية قيمة سالبة ، لذا ؛ تكتب الإشارة السالبة في القانون حتى يكون ناتج سرعة التفاعل قيمة موجبة ، ويعبّر عن وحدة سرعة التفاعل :

(M / s) أو ($M . s^{-1}$) أو (mol / L.s)

كذلك يمكن حساب سرعة تكوين (إنتاج) مادة ناتجة مثل C أو D ، فمثلاً ؛ يعبّر عن سرعة تكوين المادة C كما يأتي :

$$R = \frac{\Delta [\text{مادة ناتجة}]}{\Delta t}$$

$$R = \frac{\Delta [C]}{\Delta t}$$

$$R = \frac{([C]_2 - [C]_1)}{t_2 - t_1}$$

تكون قيمة $\Delta [C]$ موجبة ؛ لأن تركيز المادة الناتجة يزداد بمرور الزمن ، فيكون تركيزها $[C]_2$ أكبر من تركيزها $[C]_1$.

عند مقارنة سرعة استهلاك المادة A مع سرعة تكوين المادة C ؛ فإنه يمكن إيجاد علاقة بين سرعة استهلاك A وسرعة تكوين C اعتماداً على معاملاتها في المعادلة الموزونة كما يأتي :

$$\frac{\text{سرعة تكوين C}}{\text{عدد مولات C}} = \frac{\text{سرعة استهلاك A}}{\text{عدد مولات A}}$$

فمثلا يتضح من المعادلة $A \longrightarrow 3C$

ان إنتاج 3 mol من المادة C يتطلب استهلاك 1mol من المادة A ، لذا ؛ تكون سرعة تكوين المادة C ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك المادة A ويعبّر عن سرعة التفاعل كما يلي :

$$\frac{1}{3}\text{ سرعة تكوين C } = \text{ سرعة استهلاك A}$$

أي أن :

$$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1}{3}\frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

وبهذا يمكن التعبير عن سرعة التفاعل بدلالة التغير في تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في مدة زمنية محددة أي بدلالة سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة ، اعتماداً على المعادلة الموزونة كما يأتي :

$$aA + bB \longrightarrow cC + dD$$

$$R = -\frac{1}{a}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c}\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d}\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

المثال 1 (كتاب) :

أعبر عن سرعة التفاعل للمواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة بدلالة تغير تركيز كل منها في مدة زمنية محددة ؛ وفق المعادلة الموزونة الآتية :

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \longrightarrow 6H_2O_{(g)} + 4NO_{(g)}$$

الحل :

$$R = -\frac{1}{4}\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5}\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{6}\frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t} = \frac{1}{4}\frac{\Delta[NO]}{\Delta t}$$

المثال 2 (كتاب) :

يتفاعل غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 مع غاز الفلور F_2 لتكوين غاز فلوريد النيتريل NO_2F ؛ وفق المعادلة الموزونة الآتية :

$$2NO_{2(g)} + F_{2(g)} \longrightarrow 2NO_2F_{(g)}$$

أعبر عن العلاقة بين سرعة تكوين NO_2F وسرعة استهلاك F_2؟

الحل :

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

أي أن سرعة استهلاك F_2 تساوي نصف سرعة تكوين NO_2F

أو سرعة تكوين NO_2F ضعف سرعة استهلاك F_2 .

المثال 3 (كتاب) :

يتحلل غاز هيدريد الفسفور PH_3 وفق معادلة التفاعل الآتية :

$$4pH_{3(g)} \longrightarrow P_{4(g)} + 6H_{2(g)}$$

احسب سرعة تكوين غاز الفسفور P_4 ؛ علماً أن سرعة تكوين غاز الهيدروجين تساوي 0.06 M/s ؟

الحل :

$$\frac{\Delta [P_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta [H_2]}{\Delta t}$$

$$= \frac{1}{6} \times 0.06 = 0.01 \text{ M / s}$$

- **أتحقق :**

يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2 وفق ظروف معينة لإنتاج الأمونيا NH_3 ويعبّر عن ذلك بالمعادلة الموزونة الآتية :

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

احسب سرعة استهلاك غاز الهيدروجين علماً أن سرعة انتاج الأمونيا 0.16 M/s ؟

الحل :

$$-\frac{1}{3} \frac{\Delta [H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta [NH_3]}{\Delta t}$$

$$-\frac{\Delta [H_2]}{\Delta t} = \frac{3}{2} \times 0.16 = 0.24 \text{ M /s}$$

أي أن سرعة استهلاك غاز الهيدروجين 0.24 M/s

- حساب سرعة التفاعل من الرسم البياني :

1. سرعة التفاعل المتوسطة :

يمكن قياس سرعة التفاعل عن طريق رسم بياني يسمى منحنى السرعة ، حيث يبين التغير في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال مدة زمنية معينة . فمثلاً ؛ يتفاعل المغنيسيوم Mg مع حمض الهيدروكلوريك HCl وينتج عن التفاعل غاز الهيدروجين ، كما هو موضح في معادلة التفاعل الآتية :

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

تكون سرعة التفاعل أقصى ما يمكن لحظة بدايته ، ثم تقل كلّما استهلكت المواد المتفاعلة أكثر فأكثر ، وبمرور الزمن تزداد كمية غاز الهيدروجين الناتج ، ويمكن حساب السرعة المتوسطة ، وهي التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك . فمثلاً ؛ في تفاعل المغنيسيوم Mg مع حمض الهيدروكلوريك HCl ، أقسم التغير الكلي في حجم غاز الهيدروجين H_2 الناتج على الزمن المستغرق في ذلك .

ويبين الشكل (4) أن الحجم النهائي للغاز الناتج يساوي $120\ cm^3$ بعد مضي 50 ثانية من الزمن . وبذلك أحسب السرعة المتوسطة للتفاعل كما يأتي :

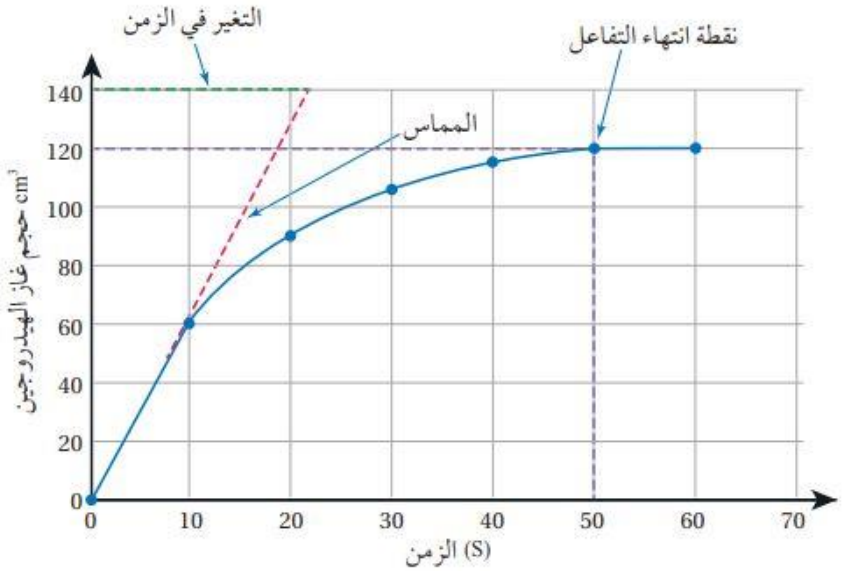
$$S = \frac{\Delta V}{\Delta t}$$

$$S = \frac{120 - 0}{50 - 0} = 2.4\ cm^3 / s$$

حيث :

ΔV : التغير في حجم الغاز الناتج .

Δt : التغير في الزمن .



الشكلُ (4): تغير حجم غاز الهيدروجين مقابل الزمن.

2. سرعة التفاعل الإبتدائية :

يمكن استخدام منحى السرعة الموضح في الشكل (4) لحساب سرعة التفاعل الإبتدائية ، وهي سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن صفر . حيث تكون تراكيز المواد المتفاعلة أكبر ما يمكن ، وتساوي هذه السرعة ميل المماس (G) عند النقطة التي تمثل كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة عند الزمن صفر ، حيث :

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$$

وتمثل :

Δ Y : التغير في حجم الغاز الناتج .

Δ X : تغير الزمن ، وبالرجوع إلى المنحنى في الشكل (4) فإن :

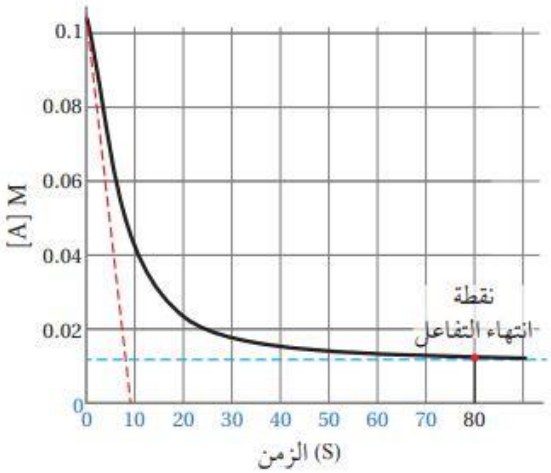
$$G = \frac{140 - 0}{22 - 0} = 6.364 \ cm^3 / s$$

المثال 4

يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة A مقابل الزمن:

1- أحسب السرعة المتوسطة S للتفاعل.

2- أحسب السرعة الإبتدائية للتفاعل.



الحل:

1- أحسب السرعة المتوسطة للتفاعل بقسمة التغير الكُلّي في تركيز المادة A على الزمن المستغرق لإنتهاء التفاعل، كما يأتي:

$$S = -\frac{\Delta A}{\Delta t}$$

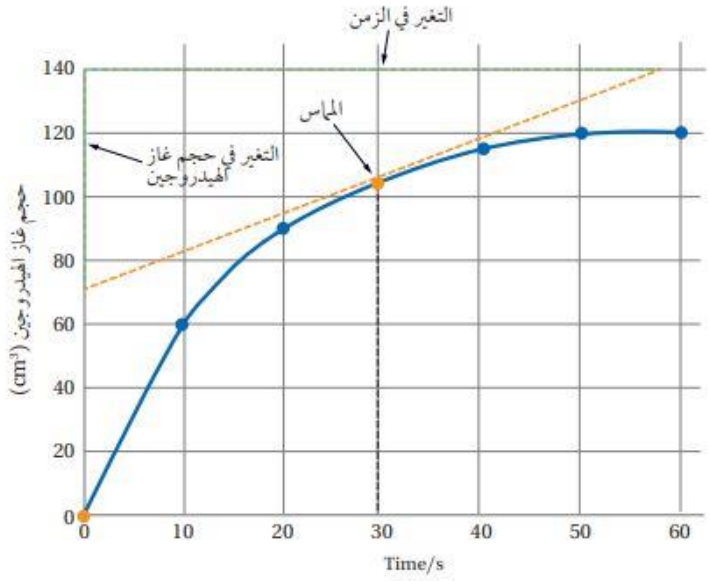
$$S = -\frac{0.012 - 0.1}{80 - 0} = 0.001 \ M/s$$

2- أحسب السرعة الإبتدائية للتفاعل من ميل المماس G للنقطة التي تمثل التركيز عند الزمن صفر، كما يأتي:

$$G = \frac{0.1 - 0}{10 - 0} = 0.01 \ M/s$$

- **أتحقق :** اوضح المقصود بالسرعة المتوسطة للتفاعل .

الجواب : التغير الكلي في كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك .



الشكلُ (5): مماس حساب السرعة اللحظية.

أفكر: لماذا تكون سرعة التفاعل عند الزمن 30s أقل من سرعته الإبتدائية؟

إجابة سؤال أفكر :

بمرور الزمن يقل تركيز المادة المتفاعلة فتقل سرعة التفاعل .

3. سرعة التفاعل اللحظية :

أما سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية معينة ، فتسمّى السرعة اللحظية ، وتحسب عن طريق رسم منحنى يمثل التغير في كمية مادة متفاعلة أو ناتجة مقابل الزمن ، ثم أرسم مماساً للمنحنى عند النقطة المقابلة للزمن عند تلك اللحظة ، وأحسب الميل عندها ، حيث يمثل السرعة اللحظية . فمثلاً ؛ لقياس سرعة التفاعل عند الزمن 30 s كما هو موضح في الشكل (5) ، ثم أحسب ميل المماس كما يأتي :

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 70}{58} = 1.207 \quad cm^3 / s$$

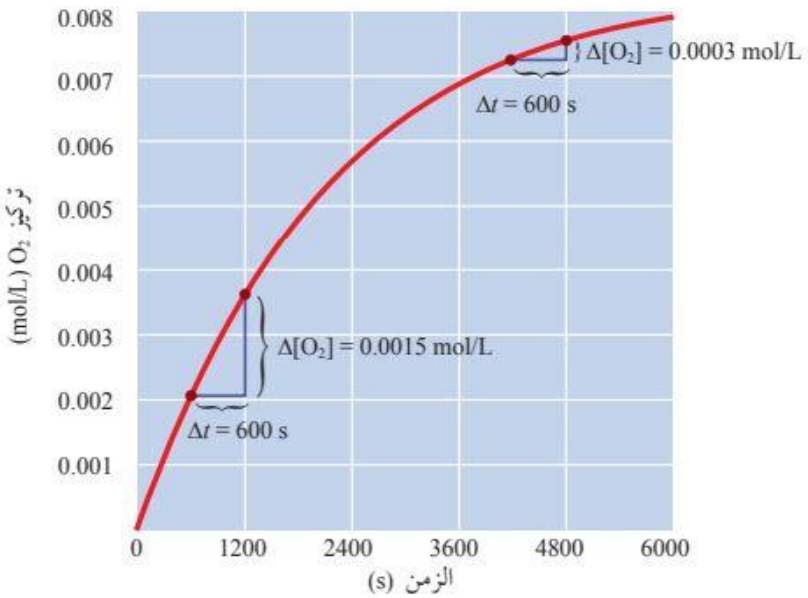
المثال 5

بالرجوع إلى الشكل (5)؛ أوضح كيف أحسب السرعة اللحظية عند زمن 10 s؟

الحلّ:

أرسم مماسًا للمنحنى عند النقطة المقابلة للزمن 10 s؛ ثم أحدد ميل المماس وأحسبه باستخدام العلاقة التي تمثل السرعة اللحظية:

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$$



الشكلُ (6): حساب سرعة التفاعل خلال فترة زمنية محددة.

ويمكن حساب سرعة التفاعل بتغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في فترات زمنية محددة، فمثلًا؛ عند تحلل غاز خامس أكسيد ثنائي النتيروجين N_2O_5 لإنتاج غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 وغاز الأكسجين O_2، وفق المعادلة الموزونة الآتية:

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

فإنه يمكن حساب سرعة إنتاج غاز الأكسجين O_2 خلال فترات زمنية، كما هو موضّح في الشكل (6) المستند على البيانات الآتية:

Time (s)	0	600	1200	2400	3000	3600	4200	4800	5400	6000
$[O_2]\times10^{-3}$ M	0	2.1	3.6	5.7	6.4	6.8	7.2	7.5	7.7	7.8

فإذا أردت حساب سرعة التفاعل خلال المدة الزمنية 1200 s – 600؛ فيمكنني ذلك عن طريق معرفة التغيُّر في تركيز غاز الأكسجين في هذه المدة كما يأتي:

$$R = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

$$= \frac{0.0036 - 0.0021}{1200 - 600}$$

$$= \frac{0.0015\ M}{600\ s}$$

$$= 2.5 \times 10^{-6}\ M/s$$

وكذلك أستطيع حساب السرعة في المدة الزمنية 4800 s – 4200 كما يأتي:

$$R = \frac{0.0003\ M}{600\ s}$$

$$= 5 \times 10^{-7}\ M/s$$

استخدم برنامج صانع الافلام Movie Maker، وأعد فيلمًا أصف فيه سرعة التفاعل الابتدائية، والسرعة المتوسطة للتفاعل، وسرعته اللحظيّة، ثم أناقشه مع زملائي/ زميلاتي في الصف.

✓ أتحقّق: أحسب سرعة التفاعل خلال المدة 4800 s – 3000

- **أتحقق : أحسب سرعة التفاعل خلال المدة 4800 s – 3000 ؟**

الحل :

$$R = \frac{\Delta [O_2]}{\Delta t}$$

$$R = \frac{0.0075 - 0.0064}{4800 - 3000}$$

$$R = \frac{0.0011\ M}{1800\ s}$$

$$R = 6.1 \times 10^{-7}\ M / s^{-1}$$

المثال 6

يبيّن الجدول الآتي تركيز المادة E مقابل الزمن.

الزمن s	[E] M
5	0.006
9	0.002

1- أتوقع: هل المادة E متفاعلة أم ناتجة؟ أفسر ذلك.

2- أحسب سرعة التفاعل.

تحليل السؤال: المعطيات

$[E] = 0.006\ M$ at $5s$

$[E] = 0.002\ M$ at $9s$

المطلوب: أتوقع المادة متفاعلة أم ناتجة، ثم أحسب سرعة التفاعل.

الحلّ:

1- ألاحظ من الجدول أن تركيز المادة [E] قلّ من 0.006 إلى 0.002، عندما ازداد الزمن من عند زمن 5s إلى 9s؛ أي أن التركيز يقل بمرور الزمن، وهذا يشير إلى أنها مادة متفاعلة.

2- أطبّق العلاقة:

$$R = -\frac{\Delta[E]}{\Delta t}$$

$$R = -\frac{([E]_2 - [E]_1)}{t_2 - t_1}$$

$$R = -\frac{(0.002 - 0.006)}{9 - 5} = 0.001\ M/s$$

المثال 7

أحسب سرعة استهلاك CO في المعادلة: $CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$

علمًا أن تركيز CO في بداية التفاعل 1.8×10^{-3} M، ثم أصبح تركيزه 1.2×10^{-3} M، بعد زمن 20 s

المعطيات: $[CO]_1 = 1.8 \times 10^{-3}$ M

$[CO]_2 = 1.2 \times 10^{-3}$ M

$\Delta t = 20$ s

المطلوب: أحسب سرعة استهلاك CO

الحلّ:

أكتب قانون سرعة التفاعل للمادة المتفاعلة

$$R = -\frac{\Delta[CO]}{\Delta t}$$

$$R = -\frac{([CO]_2 - [CO]_1)}{t_2 - t_1}$$

$$R = -\frac{(1.2 \times 10^{-3} - 1.8 \times 10^{-3})}{20 - 0} = 3 \text{ X } 10^{-5} \text{ M/s}$$

المثال 8

يتفكّك غاز N_2O_4 بالحرارة مكونًا غاز NO_2 وفق المعادلة الموزونة الآتية:

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

سجلت بيانات تغيّر تراكيز المادة المتفاعلة والمادة الناتجة خلال مدة زمنية كما يأتي:

الزمن S	0	10	20
$[N_2O_4]$ M	0.1	0.02	0.01
$[NO_2]$ M	0.00	0.08	0.1

1- أحسب سرعة استهلاك N_2O_4 في المدة الزمنية 10 – 20 s؟

2- أحسب سرعة تكوّن NO_2 في المدة الزمنية 10 – 20 s؟

المعطيات: الفرع رقم (1).

$[N_2O_4]_1 = 0.02$

$[N_2O_4]_2 = 0.01$

$\Delta t = 10\ s$

المطلوب: أحسب سرعة استهلاك N_2O_4

الحلّ:

أكتب سرعة استهلاك N_2O_4

$$R = -\frac{\Delta[N_2O_4]}{\Delta t} = -\frac{([N_2O_4]_2 - [N_2O_4]_1)}{(t_2 - t_1)}$$

$$= -\frac{(0.01 - 0.02)}{20 - 10}$$

$$= 0.001\ M/s$$

المعطيات: الفرع رقم (2).

$[NO_2]_1 = 0.08$

$[NO_2]_2 = 0.10$

$\Delta t = 10\ s$

المطلوب: أحسب سرعة تكوّن NO_2

الحلّ:

أكرر الخطوات كما في الفرع رقم (1).

$$R = \frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = \frac{(0.10 - 0.08)}{20 - 10}$$

$$= 0.002\ M/s$$

- **أتحقق :**

يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2 ؛ لإنتاج غاز الأمونيا NH_3 ، وفق المعادلة الآتية :

$$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \longrightarrow 2NH_{3(g)}$$

احسب سرعة تكوين الأمونيا NH_3 علماً أن تركيز الأمونيا في بداية التفاعل 0.2 M ثم أصبح تركيزها 0.6 M بعد زمن 15 s ؟

الحل :

$$\frac{\Delta NH_3}{\Delta t}$$

$$= \frac{0.6 - 0.2}{15}$$

$$= 0.026 \quad M / s$$

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة:** أوضّح كيفية حساب سرعة التفاعل المتوسطة والسرعة الإبتدائية من الرسم البياني.

2- أوضّح المقصود بكل من: سرعة التفاعل الكيميائي، السرعة اللحظية للتفاعل.

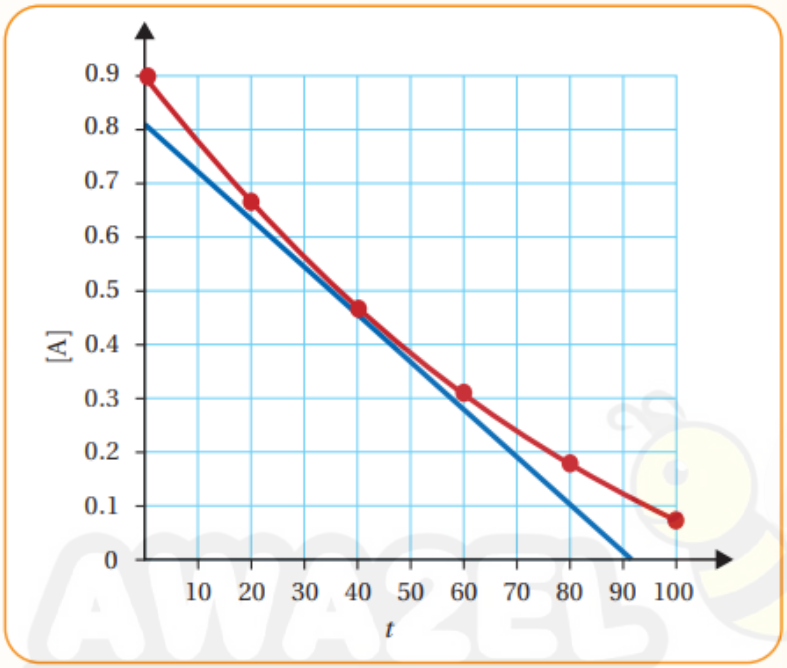
3- **أحسب** سرعة تكوين غاز الأمونيا NH_3 علمًا أن سرعة استهلاك غاز النيتروجين 0.5 M/s وفق معادلة التفاعل الموزونة الآتية:

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightarrow 2NH_{3(g)}$$

4- **أحسب** سرعة تكوين المادة A في المدة الزمنية 3 s – 6 s

رقم التجربة	[A] M	الزمن S
1	0.6	3
2	0.9	6

5- أحسب باستخدام الرسم البياني السرعة اللحظية عند الزمن 40 s.



- **إجابة مراجعة الدرس الأول :**

1. **تحسب سرعة التفاعل المتوسطة بقياس التغير الكلي في كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة مقسوماً على الزمن المستغرق في ذلك أما السرعة الإبتدائية فتحسب من ميل المماس عند الزمن صفر .**

2. **سرعة التفاعل الكيميائي : التغير في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال مدة زمنية محددة .**

السرعة اللحظية للتفاعل : سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية معينة .

3.

$$\frac{1}{2}\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = 2 \times 0.5 = 1\ M/s$$

4.

$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{0.9 - 0.6}{6 - 3} = 0.1\ M/s$$

5.

$$\frac{0.81 - 0}{92 - 0} = 0.008\ M/s$$

الدرس الثاني : قوانين سرعة التفاعلات

- **أثر التراكيز في سرعة التفاعل :**

درست سابقاً كيفية حساب سرعة التفاعل الكيميائي ؛ بمعرفة التغير في كمية أحدى المواد المتفاعلة المستهلكة ، أو كمية إحدى المواد الناتجة خلال زمن معين . ولكن قد تعتمد سرعة التفاعل الكلية على تركيز أكثر من مادة واحدة متفاعلة ، وهذه المواد المتفاعلة لا يمكن تحديد أثرها في سرعة التفاعل من معادلة التفاعل الموزونة ؛ إنما من التجارب العملية . فمثلاً ؛ في التفاعل :

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

تتناسب سرعة التفاعل طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة ثابتة ، كما يأتي :

$$R \alpha [A][B]$$

أنظر الشكل (7) ، الذي يبين تفاعلاً كيميائياً بين بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ وفوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 .

الشكلُ (7): تفاعل كيميائي بين بيرمنغنات البوتاسيوم وفوق أكسيد الهيدروجين.

رتبة التفاعل Reaction Order

يصف قانون سرعة التفاعل العلاقة بين سرعة التفاعل R، وثابت سرعة التفاعل k، وتراكيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة ثابتة. فمثلًا؛ في المعادلة العامة الآتية:

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

حيث يعبّر عن قانون سرعة التفاعل بحاصل ضرب قيمة عددية ثابتة k في تركيز المادة المتفاعلة. وتسمّى k ثابت سرعة التفاعل، حيث يعتمد على درجة الحرارة، ولكل تفاعل ثابت سرعة k محدد تختلف قيمته عن الآخر.

$$R = k\,[A]^x\,[B]^y$$

رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة B؛ وتعرَف **رتبة التفاعل Reaction Order** للمادة المتفاعلة؛ بأنها الأسّ المرفوع تركيزُها إليه في قانون سرعة التفاعل، وتبيّن أثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل. ويجري تحديد الرتبة من التجربة العملية لا من معادلة التفاعل الموزونة، وقد تكون قيمة الرتبة صفر، 1، 2، ...، فعندما تكون قيمة الرتبة x أو y صفر؛ فهذا يعني أن التفاعل من الرتبة الصفرية للمادة المتفاعلة A أو B، وإذا كانت قيمة رتبة x أو y تساوي 1، فإن التفاعل يكون من الرتبة الأولى لتلك المادة المتفاعلة، في حين إذا كانت قيمة رتبة x أو y تساوي 2؛ فإن التفاعل يكون من الرتبة الثانية لتلك المادة وهكذا. ويطلق على مجموع رتب المواد المتفاعلة $x + y$ في قانون سرعة التفاعل؛ **الرتبة الكُلية للتفاعل Overall Reaction Order.**

المثال 9

يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين NO مع غاز الهيدروجين H_2؛ وفق معادلة التفاعل الآتية:

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

جرى التوصل عن طريق التجربة عند درجة حرارة معينة؛ إلى أن قانون السرعة لهذا التفاعل هو:

$$R = k\,[NO]^2\,[H_2]^1$$

1- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة NO؟

2- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة H_2؟

3- ما الرتبة الكُلية للتفاعل؟

الحل

ألاحظ من قانون سرعة التفاعل أن:

1- الأسّ المرفوع تركيز المادة المتفاعلة NO إليه يساوي 2؛ أي أن رتبة المادة NO تساوي 2

2- الأسّ المرفوع تركيز المادة المتفاعلة H_2 إليه يساوي 1؛ أي أن رتبة المادة H_2 تساوي 1

3- الرتبة الكلية تساوي مجموع رتبتي المادتين المتفاعلتين، وهي: $2+1 = 3$

المثال 10

يتحلل خامس أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_5؛ عند درجة حرارة معينة وفق معادلة التفاعل الآتية:

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

فإذا كان قانون السرعة لهذا التفاعل $R = k\,[N_2O_5]^1$، وقيمة ثابت سرعة التفاعل k تساوي $5.9 \times 10^{-4}\ s^{-1}$، وتركيز N_2O_5، يساوي $8.4 \times 10^{-3}\ M$ ؛ أحسب سرعة التفاعل.

تحليل السؤال (المعطيات):

$$k = 5.9 \times 10^{-4}\ s^{-1}$$

$$[N_2O_5] = 8.4 \times 10^{-3}\ M$$

المطلوب: أحسب سرعة التفاعل R

الحلّ:

قانون سرعة التفاعل: $R = k\,[N_2O_5]^1$

أعوض قيمة ثابت السرعة وقيمة التركيز؛ فأحصل على قيمة سرعة التفاعل R:

$$R = 5.9 \times 10^{-4}\ s^{-1} \times 8.4 \times 10^{-3}\ M$$

$$= 4.9 \times 10^{-6}\ M.s^{-1}$$

✓ **أتحقَّق:** ما المقصود برتبة التفاعل للمادة المتفاعلة؟

تحديد رتبة التفاعل Determining the order of reaction

تساعد معرفة رتب المواد المتفاعلة في توقع كيفية حدوث التفاعل الكيميائي. ويمكن تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة متفاعلة بطريقة الرسم البياني أو بطريقة السرعة الإبتدائية.

طريقة الرسم البياني Graphical Method

أحدد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة متفاعلة، وذلك بمعرفة تغير تركيز هذه المادة مع الزمن أثناء سير التفاعل، مع المحافظة على بقاء تراكيز المواد المتفاعلة الأُخرى ثابتة؛ وذلك باستعمال كميات كبيرة منها. وبعد قياس تراكيز المادة المتفاعلة التي جرى اختيارها تجريبيًا؛ نرسم بيانيًا العلاقة بين التركيز مقابل زمن التفاعل، وبما أن ميل المنحنى عند أي نقطة زمن يساوي سرعة التفاعل عند تلك النقطة؛ فإنه يمكن قياس سرعات مختلفة للتفاعل عند تراكيز معينة، وبعد ذلك يُرسَم رسم بياني آخر يبين سرعة التفاعل مقابل تركيز المادة المتفاعلة. ويتيح لنا

نمط هذا الرسم تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة معينة. وسنقتصر في دراستنا باستخدام الرسم على الرتبة الصفرية والرتبة الأولى.

الرتبة الصفرية Zero Order

عندما يكون تركيز مادة متفاعلة مرفوعًا للأسّ صفر، فان قيمته تساوي (1)؛ وهذا يعني أن تغير تركيز المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل. فمثلًا؛ عند قياس سرعة تحلل أحادي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O، وفق المعادلة الآتية:

$$2N_2O_{(g)} \xrightarrow[Pt]{\Delta} 2N_{2(g)} + O_{2(g)}$$

فعند إجراء هذا التفاعل بوجود البلاتين بوصفه عاملًا مساعدًا ودرجة حرارة معينة؛ وجد أن سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز N_2O الموجود بداية التفاعل.

وبهذا نرسم العلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة مقابل الزمن؛ فنحصل على الرسم المبيّن في الشكل (8/a)، ألاحظ أن تركيز المادة المتفاعلة يتناقص بمقدار ثابت بمرور الزمن؛ وبالتالي تكون العلاقة بين التركيز والزمن علاقة خطٌّ مستقيم متناقص مَيلُه مقدارٌ ثابت.

ونمط الرسم لهذا التفاعل هو ذاته لتفاعلات الرتبة الصفرية كافّة؛ وبالتالي يمكن التنبؤ عن طريق الرسم مباشرة بالرتبة الصفرية.

ويبين الشكل البياني (8/b)، علاقة خط مستقيم بين سرعة التفاعل مقابل التركيز، ويشير ذلك إلى أن سرعة التفاعل لا تتأثر بتركيز المادة المتفاعلة N_2O، وبهذا يكون قانون السرعة لهذا التفاعل:

$$R = k$$

وذلك لأن $[N_2O]^0 = 1$؛ فلا يكتب تركيز N_2O في قانون السرعة.

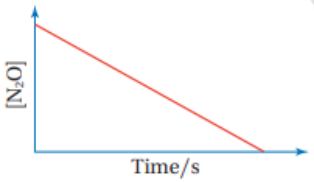
الرتبة الأولى First order

عندما يكون تركيز مادة متفاعلة مرفوعًا للأس (1)؛ فإن سرعة التفاعل تتناسب طرديًا مع تركيز المادة المتفاعلة، مما يعني أن تغير تركيز المادة يؤدي إلى التغيّر نفسه في سرعة التفاعل، فمثلًا؛ نقصان تركيز المادة المتفاعلة إلى النصف يؤدي الى نقصان سرعة التفاعل إلى النصف، وكذلك مضاعفة تركيزها تضاعف سرعة التفاعل بالمقدار نفسه، ومثال ذلك تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 وفق المعادلة الآتية:

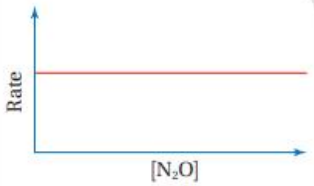
$$2H_2O_{2(aq)} \xrightarrow{\Delta} 2H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

حيث وجد عمليًا أن مضاعفة تركيز H_2O_2 يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل؛ لذلك يعدّ هذا التفاعل من الرتبة الأولى بالنسبة للمادة المتفاعلة فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، ويعبّر عن سرعته بالقانون: $R = k[H_2O_2]^1$

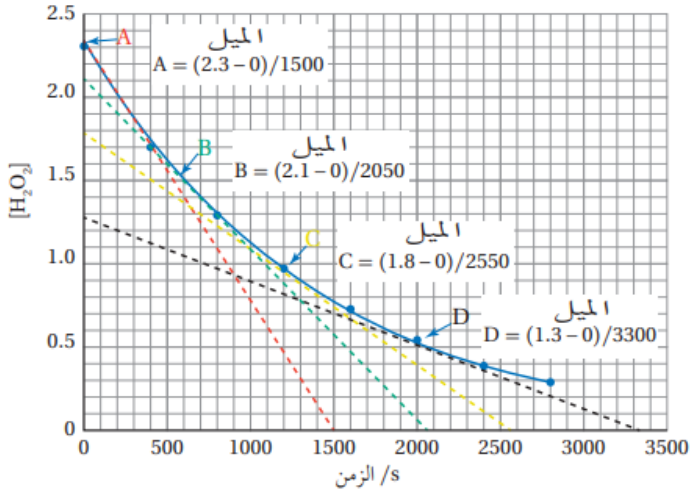
أفكّر: أستنتج وحدة ثابت السرعة k للتفاعل من الرتبة الصفرية.



الشكلُ (8/a): تركيز المادة المتفاعلة مقابل الزمن.



الشكلُ (8/b): سرعة التفاعل مقابل التركيز.



الشكلُ (9): ميل المماس عند تراكيز محددة من فوق أكسيد الهيدروجين.

ويمكن التحقق من التفاعل أنه رتبة أولى بتتبع تغيّر تركيز H_2O_2 بمرور الزمن. حيث يبين الشكل (9) ميل المماس عند تراكيز محددة من H_2O_2 في زمن محدد ودرجة حرارة ثابتة. ويعدّ شكل المنحنى هذا مؤشرًا عامًا تفاعلات الرتبة الأولى كافة.

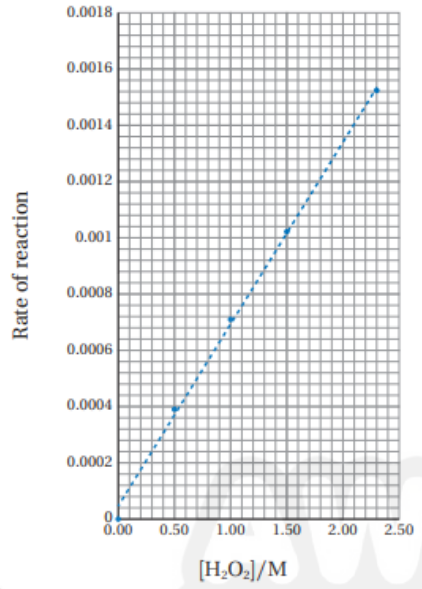
يتضح من الشكل أن الخطوط المنقطة A.B.C.D؛ تمثل المماس عند تراكيز محددة، وبحساب ميل المماس يمكن حساب سرعة هذا التفاعل عند تلك التراكيز من العلاقة الآتية:

$$R = -\frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t}$$

ويبين الجدول (2) الآتي قِيَم سرعة التفاعل المحسوبة عند تراكيز محددة من H_2O_2.

الجدول (2): قِيَم سرعة التفاعل عند تراكيز محددة من H_2O_2.

$(R) \times 10^{-3}\ M.s^{-1}$	$[H_2O_2]$ M
0.394	0.5
0.706	1.0
1.024	1.5
1.533	2.3



الشكلُ (10): سرعة التفاعل مقابل تركيز H_2O_2.

وبذلك يمكن رسم شكل بياني يوضح سرعة التفاعل مقابل التركيز، كما هو مبيّن في الشكل (10)، حيث يظهر الشكل علاقة خط مستقيم متزايد، وهذا النمط ينطبق على هذا التفاعل وعلى تفاعلات الرتبة الأولى كافة؛ أي إذا كانت العلاقة خطًا مستقيمًا متزايدًا بين تركيز المادة المتفاعلة وسرعة التفاعل؛ يعني ذلك أن التفاعل من الرتبة الأولى.

طريقة السرعة الابتدائية The Initial Rate Method

تستعمل هذه الطريقة في تحديد رتبة التفاعل عن طريق مقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد المتفاعلة، حيث تقاس سرعة التفاعل الابتدائية في اللحظة التي تُخلط فيها المواد المتفاعلة ذات التراكيز المعلومة. فمثلًا؛ في التفاعل العام:

$$aA + bB \rightarrow nC$$

بافتراض إجراء ثلاثة تجارب بتراكيز ابتدائية مختلفة لكل من المادتين المتفاعلتين A و B، وسرعات ابتدائية عند درجة حرارة ثابتة كما يأتي:

التجربة	[A]M	[B]M	السرعة الابتدائية Ms^{-1}
1	0.1	0.1	$1\times10-4$
2	0.2	0.1	$2\times10-4$
3	0.1	0.2	$4\times10-4$

فإن قانون سرعة التفاعل العام هو $R = k[A]^x[B]^y$، ولتحديد قيمة الرتبة x للمادة A؛ أقارن بين تركيز المادة A وسرعة التفاعل في التجربتين (1 و 2) عند ثبات تركيز المادة B، حيث ألاحظ أن تركيز المادة A في التجربة رقم (2) هو ضعف تركيزها في التجربة رقم (1)، وألاحظ -أيضًا- أن سرعة التفاعل في التجربة رقم (2) كان ضعفها في التجربة رقم (1)، أي أن نسبة الزيادة في تركيز المادة هي نسبة الزيادة ذاتها في سرعة التفاعل، وبذلك؛ فإن التفاعل أحادي الرتبة للمادة A، أي أن قيمة x تساوي 1.

كذلك؛ أطبق الطريقة ذاتها لتحديد قيمة رتبة y للمادة B؛ فإنني أقارن تركيز المادة B مع سرعة التفاعل في التجربتين (1، 3) عند ثبات تركيز المادة A، حيث ألاحظ أن تركيز المادة B في التجربة رقم (3)، هو ضعف تركيزها في التجربة رقم (1)، وألاحظ -أيضًا- أن سرعة التفاعل في التجربة رقم (3) تزداد أربعة مرات عنها في التجربة رقم (1)، وبذلك فإن التفاعل ثنائي الرتبة للمادة B؛ أي أن قيمة y تساوي2.

أستدل من المعلومات السابقة أن التفاعل للمادة A أحادي الرتبة؛ بينما التفاعل للمادة B ثنائي الرتبة؛ وبهذا أتوصل إلى قانون السرعة لهذا التفاعل:

$$R = k[A]^1[B]^2$$

المثال 11

يتفاعل ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 مع حمض الهيدروكلوريك HCl، وفق معادلة التفاعل الآتية:

$$NO_{2(g)} + 2HCl_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + Cl_{2(g)} + H_2O_{(g)}$$

أُجريت ثلاث تجارب بتراكيز مختلفة عند درجة حرارة ثابتة؛ وجرى حساب سرعة التفاعل الابتدائية لكل تجربة، وسجلت النتائج؛ فكانت كما يظهر في الجدول الآتي:

رقم التجربة	$[NO_2]$ M	[HCl] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	0.3	0.3	1.4×10^{-3}
2	0.6	0.3	2.8×10^{-3}
3	0.3	0.6	2.8×10^{-3}

1- أكتب قانون سرعة التفاعل العام؟

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة NO_2

3- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة HCl

4- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل.

5- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k، وأحدد وحدته؟

الحلّ:

1- قانون سرعة التفاعل العام $R = k\,[NO_2]^x[HCl]^y$

2- أجد قيمة الرتبة x للمادة المتفاعلة NO_2، بمقارنة تركيز NO_2 مع سرعة التفاعل في التجربتين رقم (1) و(2) عند ثبات تركيز HCl، حيث أقسم سرعة التفاعل R_2 على سرعة التفاعل R_1؛ كما يأتي:

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{k[NO_2]^x\,[HCl]^y}{k[NO_2]^x\,[HCl]^y}$$

أعوض قيم السرعة والتركيز، وأحذف قيمة ثابت السرعة k؛ لأنها ثابته في التفاعل ذاته.

$$\frac{2.8 \times 10^{-3}}{1.4 \times 10^{-3}} = \frac{k[0.6]^x\,[0.3]^y}{k[0.3]^x\,[0.3]^y}$$

ومنها: $2 = 2^X$

$X = 1$ وهي رتبة المادة NO_2

3- أجد قيمة الرتبة y للمادة المتفاعلة HCl؛ بمقارنة تركيز HCl مع سرعة التفاعل في التجربتين رقم (1) و(3) عند ثبات تركيز المادة NO_2، حيث أقسم سرعة التفاعل R_3 على سرعة التفاعل R_1 كما يأتي:

$$\frac{R_3}{R_1} = \frac{k[NO_2]^x\,[HCl]^y}{k[NO_2]^x\,[HCl]^y}$$

أعوّض قيم السرعة والتركيز ورتبة NO_2 وأحذف قيمة ثابت السرعة k لأنها ثابتة.

$$\frac{2.8 \times 10^{-3}}{1.4 \times 10^{-3}} = \frac{k[0.3]^1\,[0.6]^y}{k[0.3]^1\,[0.3]^y}$$

ومنها: $2 = 2^y$

$y = 1$ وهي رتبة المادة HCl

4- أستنتج قانون سرعة التفاعل:

$$R = k[NO_2]^1\,[HCl]^1$$

5- أحسب قيمة ثابت السرعة من التجربة رقم (1) مثلًا كما يأتي:

$$k = \frac{R}{[NO_2]\,[HCl]}$$

$$k = \frac{1.4 \times 10^{-3}\ M.s^{-1}}{[0.3]M\,[0.3]M}$$

$$= 1.55 \times 10^{-2}\ M^{-1}.s^{-1}$$

المثال 12

يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين NO مع غاز الأكسجين O_2، مكوّنًا غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2، وفق المعادلة الآتية:

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

وبقياس سرعة التفاعل الإبتدائية عند تراكيز ابتدائية مختلفة من NO و O_2؛ سجلت النتائج كما يظهر في الجدول الآتي:

رقم التجربة	[NO] M	[O_2] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	1×10^{-1}	2×10^{-1}	7×10^{-2}
2	2×10^{-1}	2×10^{-1}	2.8×10^{-1}
3	1×10^{-1}	4×10^{-1}	1.4×10^{-1}

أستعين بنتائج هذه التجارب في تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لكل من أحادي أكسيد النيتروجين مع الأكسجين.

الحلّ:

لتحديد رتبة التفاعل للمادة [NO]؛ أقارن تركيزها مع سرعة التفاعل في التجربتين (1) و(2)، عند ثبات تركيز الأكسجين O_2، حيث ألاحظ أن تركيز NO تضاعف مرتين كما يأتي:

$$\frac{2 \times 10^{-1}}{1 \times 10^{-1}} = 2$$

وبالمقابل تتضاعف السرعة 4 مرات كما يأتي:

$$\frac{2.8 \times 10^{-1}}{7 \times 10^{-2}} = 4$$

أي أن التفاعل من الرتبة 2 بالنسبة للمادة NO.

كذلك؛ أستعمل الطريقة ذاتها لتحديد قيمة رتبة المادة O_2، حيث أقارن تركيزها مع سرعة التفاعل في التجربتين (1 ، 3) عند ثبات تركيز NO، حيث ألاحظ أن تركيز O_2 تضاعف مرتين كما يأتي:

$$\frac{4 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{-1}} = 2$$

وأيضًا؛ تتضاعف السرعة مرتين كما يأتي:

$$\frac{1.4 \times 10^{-1}}{7 \times 10^{-2}} = 2$$

وبهذا؛ فإن رتبة التفاعل للمادة O_2 تساوي 1

أستدل من المعلومات السابقة على قانون السرعة لهذا التفاعل:

$$R = k\,[O_2]^1\,[NO]^2$$

المثال 13

جرى قياس السرعة الإبتدائية لثلاثة تجارب عند تراكيز ابتدائية مختلفة من تفاعل كلوروإيثان CH_3CH_2Cl مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH، وفق المعادلة الآتية:

$$CH_3CH_2Cl + NaOH \rightarrow CH_3CH_2OH + NaCl$$

وسجلت النتائج كما في الجدول الآتي:

رقم التجربة	$[CH_3CH_2Cl]$ M	[NaOH] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	0.02	0.025	0.1
2	0.03	0.025	0.15
3	0.03	0.050	0.30

أستعين بنتائج هذه التجارب في تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لكل من كلوروإيثان CH_3CH_2Cl وهيدروكسيد الصوديوم NaOH، وأكتب قانون سرعة هذا التفاعل.

الحلّ:

لتحديد رتبة التفاعل للمادة $[CH_3CH_2Cl]$؛ أقارن تركيزها مع سرعة التفاعل في التجربتين (1) و(2) عند ثبات تركيز NaOH، حيث أجد أن:

$$\frac{0.03}{0.02} = 1.5$$

وأحسب عندها سرعة التفاعل كما يأتي:

$$\frac{0.15}{0.10} = 1.5$$

وبهذا؛ فان التفاعل من الرتبة 1 بالنسبة للمادة CH_3CH_2Cl.

كذلك أستعمل الطريقة ذاتها لتحديد قيمة رتبة NaOH، حيث أقارن تركيزها مع سرعة التفاعل في التجربتين (2) و(3) عند ثبات تركيز CH_3CH_2Cl، حيث أجد أن:

$$\frac{0.30}{0.15} = 2$$

وأحسب عندها سرعة التفاعل كما يأتي:

$$\frac{0.050}{0.025} = 2$$

أي أن التفاعل من الرتبة 1 بالنسبة للمادة NaOH

قانون سرعة التفاعل: $R = k\ [NaOH]^1\ [CH_3CH_2Cl]^1$

المثال 14

في معادلة التفاعل الافتراضي $A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow$ نواتج

سجّلت البيانات كما يأتي:

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	0.2	0.1	1×10^{-3}
2	0.4	0.1	2×10^{-3}
3	0.6	0.2	3×10^{-3}

1- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة A

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة B

3- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل

4- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k، وأحدد وحدته؟

الحلّ:

1- أجد الرتبة x للمادة المتفاعلة A من التجربتين (1) و(2) عند ثبات تركيز B،

$$\frac{R_2 = k[A]^x [B]^y}{R_1 = k[A]^x [B]^y}$$

أعوّض قِيَم السرعة والتركيز

$$\frac{2 \times 10^{-3} = k[0.4]^x [0.1]^y}{1 \times 10^{-3} = k[0.2]^x [0.1]^y}$$

$$2 = 2^x$$

$$x = 1$$

2- أجد الرتبة y للمادة المتفاعلة B من التجربتين (1 و 3)، أو (2 و 3)؛ وذلك لأنه لا يوجد ثبات في تركيز المادة A، فمثلًا؛ يمكن الرجوع إلى التجربتين (1 ، 3) كما يأتي:

$$\frac{3 \times 10^{-3} = k[0.6]^1 [0.2]^y}{1 \times 10^{-3} = k[0.2]^x [0.1]^y}$$

$$3 = 3 \times 2^y$$

$$1 = 2^y$$

$$y = 0$$

3- أستنتج قانون سرعة التفاعل:

$$R = k\,[A]^1$$

4-

$$k = \frac{R}{[A]^1}$$

$$k = \frac{1 \times 10^{-3}\ M.s^{-1}}{[0.2]M}$$

$$= 5 \times 10^{-3}\ s^{-1}$$

- **ملاحظة :**

1. رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة : الأس المرفوع تركيزها إليه في قانون سرعة التفاعل ، وتبين أثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل .
2. وحدة ثابت السرعة K للتفاعل من الرتبة الصفرية هي نفسها وحدة سرعة التفاعل M /s أو $M . s^{-1}$

- أسئلة إضافية :

سؤال إضافي 1 :

في التفاعل الآتي :

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

سجلت البيانات كما يأتي :

رقم التجربة	[NOCl] M	السرعة الإبتدائية ($M . s^{-1}$)
1	0.2	1.6×10^{-9}
2	0.4	6.4×10^{-9}
3	0.6	14.4×10^{-9}

1. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
2. احسب قيمة ثابت السرعة K وبين وحدته ؟

الحل :

1. $R = K [NOCl]^2$
2.

$$K = 4 \times 10^{-8} \ L / mol.s$$

أو $M^{-1} . s^{-1}$

سؤال إضافي 2 :

استخدم البيانات الواردة في الجدول الآتي للتفاعل :

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

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الإبتدائية $M . s^{-1}$
1	0.20	0.10	3.4×10^{-3}
2	0.20	0.30	10.2×10^{-3}
3	0.40	0.30	40.8×10^{-3}

لإيجاد :

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] = [B] = 0.5 M ؟

الحل :

1. 2
2. 1
3. $R = K [A]^2 [B]^1$
4. K = 0.85
5.

$R = 0.85 \times (0.5)^2 \times (0.5)^1$

$R = 0.11\ M/s$

سؤال إضافي 3 :

اعتماداً على البيانات الواردة في الجدول للتفاعل الإفتراضي :

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

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	0.1	0.1	2×10^{-2}
2	0.2	0.2	4×10^{-2}
3	0.2	0.4	8×10^{-2}

أجب عما يأتي :

1. رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B ؟
2. رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A ؟
3. ما قيمة ثابت السرعة K وحدد وحدته ؟

الحل :

1. 1
2. Zero (صفر)
3. $K = 0.2\ s^{-1}$

سؤال إضافي 4 :

في التفاعل الإفتراضي الآتي :

$$2A + B \longrightarrow X$$

تم الحصول على البيانات المبينة في الجدول :

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	0.2	0.4	2.1×10^{-2}
2	0.6	0.4	6.3×10^{-2}
3	0.6	0.8	R_3

1. ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A ؟
2. ما سرعة التفاعل في التجربة رقم (3) ، علماً بأن رتبة التفاعل الكلي = 3 ؟
3. استنتج وحدة K؟

الحل :

1. 1
2. $R = 25.2 \times 10^{-2}$ M / s
3. وحدة K :

$L^2 / mol^2 . s^{-1}$ أو $M^{-2} . s^{-1}$

سؤال إضافي 5 :

في التفاعل الإفتراضي :

$$A + 2B \longrightarrow C$$

إذا علمت أن سرعة التفاعل الإبتدائية تتضاعف 4 مرات عند مضاعفة [A] مرتان وثبات [B] . وأن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 2 ، أجب عما يأتي :

1. ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B ؟
2. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
3. إذا كانت سرعة التفاعل تساوي (2×10^{-3} M / s) عندما يكون [A] = [B] = 0.2 M ، احسب قيمة ثابت السرعة K ؟

الحل :

1. Zero (صفر)
2. $R = K [A]^2$

.3

$$K = \frac{R}{[A]^2}$$

$$K = \frac{2\times 10^{-3}}{4\times 10^{-2}} = 5\times 10^{-2}\ M^{-1}\cdot s^{-1}$$

سؤال إضافي 6 :

في التفاعل الإفتراضي الذي يحدث عند درجة حرارة معينة :

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

وجد أنه عند مضاعفة تركيز R (3 مرات) مع بقاء تركيز M ثابتاً تتضاعف سرعة التفاعل الإبتدائية 3 مرات ، وعند مضاعفة تركيز كل من R , M 3 مرات تتضاعف سرعة التفاعل 27 مرة ، أجب عن الأسئلة الآتية :

1. ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة R ؟
2. ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة M ؟
3. إذا كانت سرعة التفاعل تساوي 2×10^{-5} M /s عندما يكون [R] = [M] = 0.1 M , احسب قيمة K ؟

الحل :

1. 1
2. 2
3. .3

$$R = K[R]^1[M]^2$$

$$K = \frac{2\times 10^{-5}}{1\times 10^{-3}} = 2\times 10^{-2}\ M^{-2}\cdot s^{-1}$$

سؤال إضافي 7 :

الجدول الآتي يبين بيانات التفاعل الإفتراضي :

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

رقم التجربة	[A] M	[B] M	[C] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
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	0.2	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 سرعة التفاعل ؟

الحل :

1. 2
2. 1
3. صفر
4. K = 1
5. $R = K [A]^2 [B]^1$

سؤال إضافي 8 :

يبين الجدول الآتي بيانات للتفاعل الإفتراضي :

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

والذي رتبته الكلية (3) عند درجة حرارة معينة ، أدرسه ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

رقم التجربة	[A] M	[B] M	[C] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
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	R
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 في التجربة الثالثة المشار إليها بالرمز R ؟
3. ما قيمة التركيز المشار إليه بالرمز ص ؟
4. عند مضاعفة تركيز المادة A ثلاث مرات وتركيز المادة B مرتين ، وتركيز المادة C مرتين عند نفس الشروط ، فكم مرة تتضاعف سرعة التفاعل الإبتدائية ؟

الحل :

1. 1
2. $R = 1 \times 10^{-2}$ M /s
3. ص = 1×10^{-3} M
4. 18 مرة

سؤال إضافي 9 :

في التفاعل الآتي :

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

تم الحصول على البيانات الآتية :

رقم التجربة	[A] M	[B] M	[C] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	0.1	0.1	0.1	8×10^{-4}
2	0.2	0.1	0.1	1.6×10^{-3}
3	0.2	0.2	0.1	3.2×10^{-3}
4	0.1	0.1	0.2	3.2×10^{-3}

1. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
2. احسب قيمة ثابت السرعة K وما وحدة قياسه ؟
3. ما رتبة التفاعل الكلية ؟

الحل :

1. $R = K [BrO_3^-]^1 [Br^-]^1 [H^+]^2$
2. $K = 8$ وحده قياسه : $M^{-3} . s^{-1}$ او $L^3/mol^3 . s$
3. رتبة التفاعل الكلية = 4

سؤال إضافي 10 :

اعتماداً على المعلومات الواردة في الجدول للتفاعل الإفتراضي الآتي :

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

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
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 3 مرات ؟

الحل :

1. 2
2. 1
3. $R = K [A]^2 [B]^1$
4. $$K = \frac{1 \times 10^{-4}}{1 \times 10^{-3}} = 0.1 \ M^{-2} . s^{-1}$$
5. 9 مرات

سؤال إضافي 11 :

في التفاعل الافتراضي :

$$E + 2B \longrightarrow \text{نواتج}$$

إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو : $R = K [E]^X [B]^1$

وعند مضاعفة تركيز E (3 مرات) وتركيز B (4 مرات) تتضاعف سرعة التفاعل بمقدار (36 مرة) ما رتبة E ؟

الحل :

رتبة المادة E = 2

سؤال إضافي 12 :

في التفاعل الآتي :

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

إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة $K = 2 \times 10^{-3} \ M^{-1} . s^{-1}$ ، وأن قانون سرعة التفاعل هو : $R = K [A]^X$

1. ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من A و B ؟
2. احسب سرعة التفاعل عندما يكون $[A] = 0.1 \ M$ ، و $[B] = 0.5 \ M$ ؟
3. كم مرة تتضاعف سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز A مرتين وتركيز B ثلاث مرات ؟

الحل :

ملاحظة :يمكن إيجاد الرتبة الكلية للتفاعل من وحدة ثابت السرعة K .

1. رتبة A = 2 , رتبة B = صفر
2. $R = 2 \times 10^{-5} \ M / s$
3. 4 مرات

سؤال إضافي 13 :

تم الحصول على البيانات للتفاعل الآتي :

$$NO + O_3 \longrightarrow NO_2 + O_2$$

رقم التجربة	[NO] M	[O_3] M	زمن انتهاء التفاعل (s)
1	0.2	0.2	9
2	0.2	0.6	3
3	0.6	0.6	1

1. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟
2. ما وحدة K ؟

الحل :

1. $R = K [NO]^1 [O_3]^1$
2. $M^{-1} . s^{-1}$ أو $L/mol . s$

سؤال إضافي 14 :

إذا علمت أن سرعة التفاعل الابتدائية لتفاعل ما تتضاعف (4 مرات) عندما كانت رتبة أحد المواد المتفاعلة = 1 ، مع بقاء العوامل الأخرى ثابتة ، فكم مرة تضاعف تركيز هذه المادة ؟

الحل : 4 مرات

سؤال إضافي 15 :

إذا كان قانون سرعة التفاعل : $R = K [A]^2 [B]^X [C]^Y$

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. أكتب قانون سرعة التفاعل ؟

الحل :

1. صفر
2. 2
3. $R = K [A]^2 [C]^2$

سؤال إضافي 16 :

أجريت أربعة تجارب لتفاعل افتراضي $A + B \longrightarrow 2D$

عند تراكيز ابتدائية مختلفة ودرجة حرارة ثابتة ؛ فوجد أن سرعة التفاعل تساوي قيمة ثابت السرعة أي أن : $R = K$

1. استنتج رتبة كل من المادة A ورتبة المادة B . أفسّر الإجابة .
2. استنتج وحدة ثابت السرعة K .

الحل :

1. رتبة كل من A و B = صفر لأن كلا المادتين غير موجودتين في قانون سرعة التفاعل .
2. وحدة ثابت السرعة K هي نفسها وحدة سرعة التفاعل وهي :

M / s

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة:** أوضح كيفية التوصل إلى رتبة مادة متفاعلة.

2- أوضح المقصود بالرتبة الكلية للتفاعل.

3- في التفاعل الإفتراضي بين A و B عند درجة حرارة ثابتة؛ كانت بيانات التفاعل كما يأتي:

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	0.0250	0.025	0.1
2	0.0375	0.025	0.15
3	0.0375	0.050	0.6

أ. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة A

ب. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة B

جـ. **أستنتج** قانون السرعة لهذا التفاعل.

د. **أحسب** قيمة ثابت سرعة التفاعل، وأحدد وحدته؟

هـ. **أحسب** سرعة التفاعل عندما تركيز A يساوي تركيز B يساوي 0.01 M

4- في التفاعل الافتراضي نواتج $\rightarrow T + E + D$

سجلت بيانات خمس تجارب عند درجة حرارة ثابتة كما يأتي:

رقم التجربة	[T] M	[E] M	[D] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	0.2	0.1	0.1	4.4×10^{-6}
2	0.4	0.1	0.1	8.8×10^{-6}
3	0.2	0.05	0.1	4.4×10^{-6}
4	0.2	0.1	0.3	1.32×10^{-5}
5	0.1	0.1	X	8.8×10^{-6}

أ. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة T.

ب. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة E.

جـ. **أستنتج** رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة D.

د. **أستنتج** قانون سرعة هذا التفاعل.

هـ. **أحسب** تركيز المادة D في التجربة الأخيرة.

AWA2EL LEARN 2 BE

- **حل مراجعة الدرس الثاني :**

1. **أرسم بيانياً العلاقة بين التركيز مقابل زمن التفاعل ، وبما أن ميل المنحنى عند أي نقطة زمن يساوي سرعة التفاعل عند تلك النقطة ؛ فإنه يمكن حساب سرعات مختلفة للتفاعل عند تراكيز معينة ، وبعد ذلك يرسم رسم بياني أخر يبين سرعة التفاعل مقابل تركيز المادة المتفاعلة , ويتيح لنا نمط هذا الرسم تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة معينة .**

2. **رتبة التفاعل الكلية : مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل .**

3. **أ) رتبة A = 1**

ب) رتبة B = 2

ج) $R = K [A]^1 [B]^2$

د) $$K = \frac{0.1}{0.0250 \times (0.0250)^2}$$

$$K = 6.4 \times 10^3 \ M^{-2} . s^{-1}$$

هـ) $$R = 6.4 \times 10^{-3} \ M/s$$

4. **أ) رتبة T = 1**

ب) رتبة E = صفر

ج) رتبة D = 1

د) $R = K [T]^1 [D]^1$

هـ) X = 0.2 M

الدرس 3

نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل
Collision Theory and Factors Affect Reaction Rate

الفكرةُ الرئيسة:

تؤدي التصادمات الفاعلة بين جسيمات المواد المتفاعلة إلى حدوث التفاعل الكيميائي، وتتحدد سرعة التفاعل بعوامل عدة تؤدي إلى زيادتها أو إبطائها.

نتاجاتُ التعلُّم:

- أوضح المقصود بكل من: نظرية التصادم، التصادم الفعال، المعقّد المنشّط، طاقة التنشيط.
- أفسر العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي وفق نظرية التصادم.

المفاهيمُ والمصطلحات:

نظرية التصادم	Collision Theory
التصادم الفعال	Effective Collision
طاقة التنشيط	Activation Energy
المعقّد المنشّط	Activated Complex
العامل المساعد	Catalyst

نظرية التصادم Collision Theory

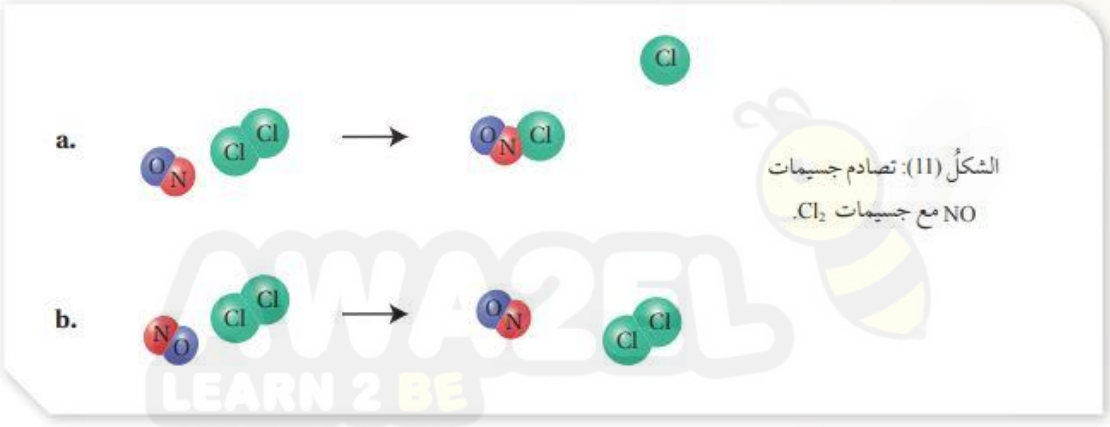
وضعت هذه النظرية من قبل العالمين ماكس تراوتز ووليام لويس؛ لتفسير حدوث التفاعلات الكيميائية وتفاوت سرعاتها، وقدمت اقتراحات حول كيفية تغيير سرعة التفاعل الكيميائي. وتفترض **نظرية التصادم Collision Theory**؛ أنه لحدوث تفاعل كيميائي يجب تصادم جسيمات المواد المتفاعلة معًا، سواء كانت ذرات أو أيونات أو جزيئات، وأن تكون طاقة التصادم كافية لتكسير الروابط بين الجسيمات المتفاعلة وتكوين روابط جديدة. وبالإضافة إلى ذلك؛ تشترط أن يكون اتجاه تصادم هذه الجسيمات صحيحًا، فمثلًا؛ تتفاعل جزيئات أحادي أكسيد النيتروجين NO مع جزيئات الكلور Cl_2؛ وفق المعادلة الآتية:

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

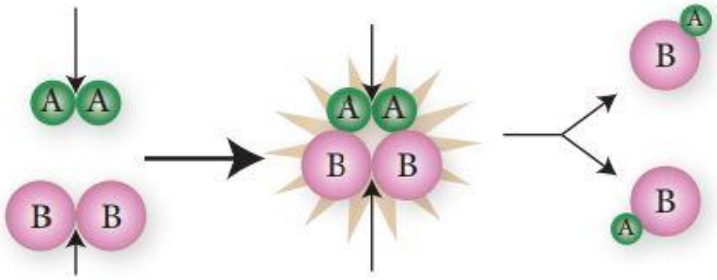
يوضح الشكل (11) طرائق لتصادم الجسيمات بعضها ببعض؛ ولكن ليس كل تصادم يؤدي الى تكوين نواتج، بل -فقط- عندما يكون اتجاه تصادم الجسيمات صحيحًا.

اتجاه التصادم والمعقّد المنشّط

يحدث كثير من التصادمات بين جسيمات المواد المتفاعلة؛ إلا أن عدد التصادمات التي تؤدي إلى تكوين النواتج تكون قليلة مقارنة بعدد التصادمات الكُليّة. يطلق على التصادم الذي يمتلك طاقة كافية ويؤدي إلى حدوث التفاعل وتكوين النواتج؛ **التصادم الفعال Effective Collision**، ويتطلب هذا أن يكون تصادم الجسيمات المتفاعلة في الاتجاه الصحيح (الاتجاه المناسب)،



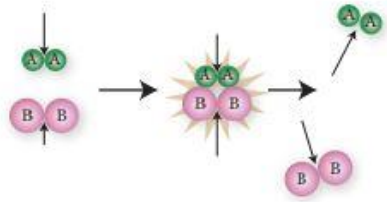
الشكلُ (11): تصادم جسيمات NO مع جسيمات Cl_2.



الشكلُ (12): اتجاه تصادم صحيح وطاقة كافية.

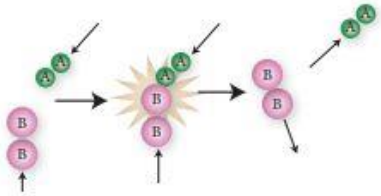
وأن تمتلك الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل. وفي هذه الظروف تتكسر الروابط بين جسيمات المواد المتفاعلة، وتتكون روابط جديدة في المواد الناتجة. فمثلًا؛ في المعادلة العامة: $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$؛ يجب أن تتصادم جسيمات المادة A مع جسيمات المادة B في الاتجاه الصحيح كي يحدث التفاعل، وأن تتوافر الطاقة الكافية، أنظر الشكل (12) الذي يبين تكون النواتج 2AB؛ عندما تتصادم ذرتي A من الجزيء A_2 مع ذرتي B من الجزيء B_2.

عندما يكون اتجاه تصادم جسيمات المواد المتفاعلة صحيحًا، ولكنها لا تمتلك الطاقة الكافية للتفاعل؛ فإن الجسيمات ترتد بعضها عن بعض عند تصادمها، ولا يحدث التفاعل، ولا تتكون النواتج، أنظر الشكل (13).



الشكلُ (13): اتجاه تصادم صحيح وطاقة غير كافية.

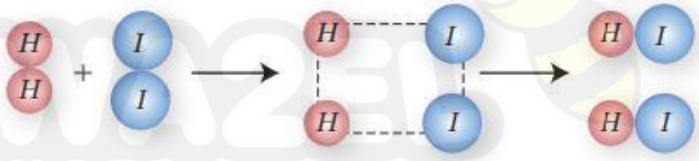
وكذلك الحال إذا كانت كمية الطاقة غير كافية للتفاعل، وكان اتجاه التصادم غير صحيح؛ فإن الجسيمات ترتد بعضها عن بعض ولا يحدث التفاعل، أنظر الشكل (14).



الشكلُ (14): اتجاه تصادم غير صحيح وطاقة غير كافية.

وعند حدوث التصادم الفعال، تتكوّن جسيمات تسمى **المعقّد المنشّط** **Activated Complex**؛ وهو حالة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات، يبدأ فيها تكسير الروابط وتكوين روابط جديدة وتمتلك أعلى طاقة؛ يطلق عليها طاقة المعقّد المنشّط (H_C). وسرعان ما يتفكك المعقّد المنشّط مكوّنًا المواد الناتجة أو المتفاعلة مرة أخرى. ويوضح الشكل (15) المعقّد المنشّط المتكون من تفاعل الهيدروجين H_2 مع اليود I_2.

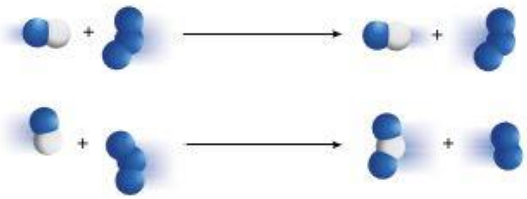
أفكّر: هل يمكن حدوث تفاعل إذا امتلكت الجسيمات الطاقة الكافية وكان اتجاه تصادمها غير صحيح؟



الشكلُ (15): المعقّد المنشّط في تفاعل H_2 مع I_2.

AMZ LEARN 2 BE

المثال 15



أستنتج من الشكل الآتي أي الاحتمالين يعدّ اتجاهًا صحيحًا للتصادم الفعال بين جزيئات أحادي أكسيد النيتروجين وجزيئات الأوزون؛ وفق المعادلة الآتية:

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

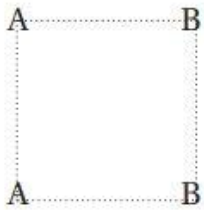
الحلّ:

ألاحظ من الاحتمال الأول؛ أنه لم يتغير ترتيب الذرات المتفاعلة عن الناتجة؛ مما يعني أن اتجاه التصادم غير صحيح، في حين أن الاحتمال الثاني يعدّ اتجاهًا صحيحًا للتصادم الفعال؛ لأنه أدى إلى إعادة ترتيب الذرات كما يتّضح من الشكل.

المثال 16

أرسم المعقّد المنشّط المتكون عن التفاعل العام الآتي:

$$2AB \rightarrow A_2 + B_2$$



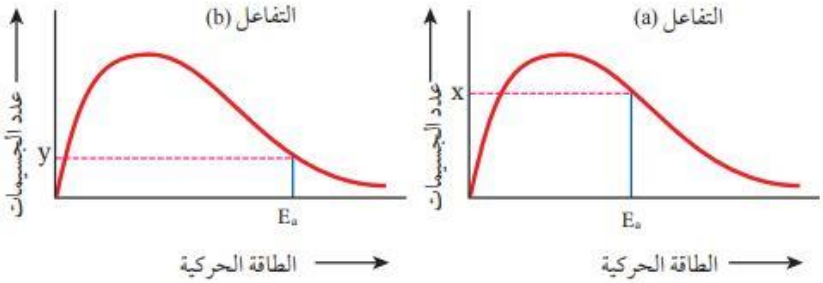
الحلّ:

يحدث التصادم بين ذرتي A وذرتي B في الجسيمات AB، ويتوقع أن تنكسر كل رابطة A–B، وتتكون الرابطة بين A–A و B–B؛ فيكون المعقّد المنشّط كما يأتي:

✓ أتحقّق:

1- ما الشرطان اللازم توافرهما حتى يكون التصادم فعالًا؟

2- بالاعتماد على شرطي التصادم الفعال؛ أستنتج من الشكل الإفتراضي الآتي أي الحالتين تمثل تصادمًا فعالًا، وأيهما تمثل تصادمًا غير فعال، وأفسر إجابتي.



الشكلُ (16): طاقة التنشيط وعـدد الجسيمات التـي تمتلكها.

طاقة التنشيط Activation Energy (Ea)

تشترط نظرية التصادم امتلاك الجسيمات المتفاعلة طاقة كافية لحدوث التفاعل، ويطلق على هذه الطاقة؛ **طاقة التنشيط Activation Energy (Ea)**، وهي الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تمتلكها الجسيمات المتفاعلة كي تبدأ التفاعل وتكون المعقّد المنشّط. وعندما تكون طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل منخفضةً؛ فهذا يعني أن هناك عددًا كبيرًا من الجسيمات تمتلك طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقّد المنشّط عند تصادمها في الإتجاه الصحيح، يتّضح من الشكل أنّ الرمز X يمثل عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط أو أعلى منها، كما هو موضح في الشكل 16/a، ويمثل الرمز Y عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط أو أعلى منها، كما هو موضح في الشكل 16/b، وألاحظ أن عدد الجسيمات X أكبر من عدد الجسيماتY. فتزداد بذلك سرعة التفاعل ويزداد احتمال تكون النواتج كما في الشكل (16/a)، في حين عندما تكون طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل عالية؛ فهذا يعني أن عددًا قليلًا من الجسيمات يمتلك طاقة كافية لتكوين المعقّد المنشّط؛ فتكون سرعة التفاعل بطيئة. أنظر الشكل(16/b).

ويمكن توضيح هذه العلاقة عن طريق شخص يقوم بدفع عربة ثقيلة إلى قمة تلّ، فإذا كان التلّ مرتفعًا؛ سيحتاج الشخص إلى طاقة كبيرة لدفع العربة نحو القمة، كما أنه سيستغرق وقتًا طويلًا للوصول الى قمة التلّ. أما اذا كان التلّ منخفضًا؛ فسيحتاج الى طاقة أقل لدفع العربة الى قمة التل، وسيوصلها في وقت أسرع.

يوضح الشكل (17)؛ سير تفاعل أول اكسيد الكربون CO مع ثاني أكسيد النيتروجين NO_2؛ لإنتاج ثاني أكسيد الكربون CO_2 وأحادي أكسيد النيتروجين NO، وفق المعادلة الآتية:

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

ويبين الشكل أن المواد المتفاعلة تمتلك كمية من الطاقة تسمى طاقة المواد المتفاعلة أو المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة، ويرمز لها بالرمز H_R، وأن المواد الناتجة تمتلك كمية من الطاقة تسمى طاقة المواد الناتجة أو المحتوى الحراري للمواد الناتجة ويرمز لها بالرمز H_P، وألاحظ أن طاقة المواد الناتجة H_P؛ أقل من طاقة المواد المتفاعلة H_R، مما يعني أن التفاعل يصاحبه فقدان للطاقة، ويسمى فرق الطاقة هذا بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، ويرمز له بالرمز ΔH حيث:

التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل = طاقة المواد الناتجة – طاقة المواد المتفاعلة

$$\Delta H = H_P - H_R$$

وتسمى التفاعلات التي تفقد طاقة؛ التفاعلات الطاردة للطاقة.

كما يتضح من الشكل أن المواد المتفاعلة تكتسب الطاقة عند تصادمها لتكوين المعقّد المنشّط؛ وتسمى هذه الطاقة طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1، وهي الطاقة التي يجب أن تمتلكها المواد المتفاعلة عند تصادمها لتكوين المواد الناتجة، وفي هذه الحالة تتصادم جزيئات CO و NO_2، مع وجود كمية كافية من الطاقة؛ فتكوّن المعقّد المنشّط، ثم تنكسر الروابط، وتتكون روابط جديدة مكونة المواد الناتجة.

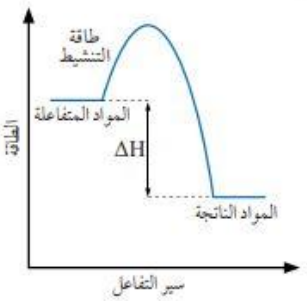
بالنظر إلى التفاعل العكسي بين ثاني أكسيد الكربون CO_2 وأحادي أكسيد النيتروجين NO؛ لإنتاج CO و NO_2 ؛ وفق المعادلة السابقة، يتضح من الشكل (17)؛ أن فرق الطاقة بين طاقة المواد الناتجة وطاقة المعقّد المنشّط، تسمى طاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2. وألاحظ أن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي أكبر من طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي، وبالتالي يكون التفاعل العكسي ماصًّا للطاقة.

ويمكن التعبير – أيضًا– عن التغيّر في المحتوى الحراري؛ بدلالة الفرق بين طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1، وطاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2، حيث:

التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل = طاقة تنشيط التفاعل الأمامي – طاقة تنشيط التفاعل العكسي

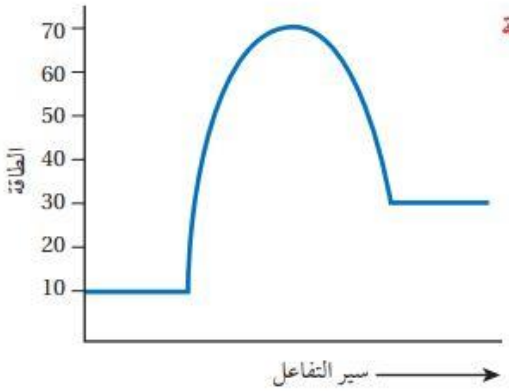
$$\Delta H = Ea_1 - Ea_2$$

والإشارة الموجبة ΔH تعني تفاعلًا ماصًّا للطاقة، في حين تعني الإشارة السالبة تفاعلًا طاردًا للطاقة.



الشكلُ (17): سير تفاعل طارد للحرارة.

المثال 17



بدراسة منحنى التفاعل الماصّ للطاقة المجاور؛ أجد قيمة كلٍّ مما يأتي (بوحدة kJ):

1- طاقة المواد المتفاعلة.

2- طاقة المواد الناتجة.

3- طاقة المعقّد المنشّط.

4- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي.

5- طاقة تنشيط التفاعل العكسي.

6- التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل ΔH.

الحلّ:

1- 10 kJ

2- 30 kJ

3- 70 kJ

4- لحساب طاقة تنشيط التفاعل الأمامي؛ أحسب الفرق بين طاقة المعقّد المنشّط وطاقة المواد المتفاعلة:

طاقة تنشيط التفاعل الأمامي = طاقة المعقّد المنشّط − طاقة المواد المتفاعلة

$$Ea_1 = H_C - H_R = 70 - 10 = 60 \text{ kJ}$$

5- لحساب طاقة تنشيط التفاعل العكسي؛ أحسب الفرق بين طاقة المعقّد المنشّط وطاقة المواد الناتجة:

طاقة تنشيط التفاعل العكسي = طاقة المعقّد المنشّط − طاقة المواد الناتجة

$$Ea_2 = H_C - H_P = 70 - 30 = 40 \text{ kJ}$$

6- لحساب التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل؛ أحسب الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة:

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$= 30 - 10 = 20 \text{ kJ}$$

AWA2EL
LEARN 2 BE

المثال 18

في تفاعل ما؛ كانت طاقة المواد المتفاعلة 25 kJ، وكان التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل 45 kJ، وطاقة تنشيط التفاعل العكسي 55 kJ؛ أجد قيمة كل مما يأتي (بوحدة kJ):

1- طاقة المواد الناتجة؟

2- طاقة المعقّد المنشّط؟

3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي؟

4- هل التفاعل ماصّ للطاقة أم طارد لها؟

تحليل السؤال: (المعطيات)

$H_R = 25\ kJ$

$\Delta H = 45\ kJ$

$Ea_2 = 55\ kJ$

المطلوب:

الحلّ:

1- أحسب طاقة المواد الناتجة من الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة والتغيّر في المحتوى الحراري:

$\Delta H = H_P - H_R$

$45 = H_P - 25$

$H_P = 70\ kJ$

2- أحسب طاقة المعقّد المنشّط بمعرفة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي وطاقة المواد الناتجة:

$Ea_2 = H_C - H_P$

$55 = H_C - 70$

$H_C = 125\ kJ$

3- أحسب طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من الفرق بين طاقة المعقّد المنشّط وطاقة المواد المتفاعلة:

$Ea_1 = H_C - H_R = 125 - 25 = 100\ kJ$

4- ألاحظ أن إشارة التغير في المحتوى الحراري موجبة؛ فهذا يعني أن التفاعل ماصّ للطاقة.

✓ أتحقّق: في تفاعل ما؛ كانت قيمة التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل 80 kJ−، وطاقة المواد الناتجة 15 kJ، وطاقة المعقّد المنشّط 150 kJ ؛ أحسب:

1- طاقة المواد المتفاعلة.

2- طاقة تنشيط التفاعل العكسي.

3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي.

AWA2EL LEARN 2 BE

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي
FACTORS AFFECTING RATE OF CHEMICAL REACTION

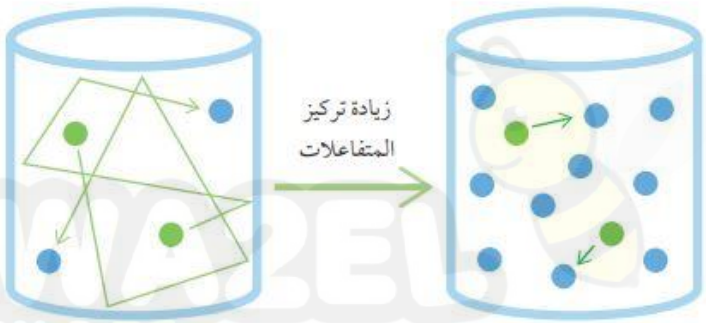
تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بمجموعة من العوامل التي يمكن التحكم بها لزيادة سرعة التفاعل أو إبطائها، فما هذه العوامل؟ وما أثرها في سرعة التفاعل؟

طبيعة المواد المتفاعلة The Nature of Reactants

تتفاعل بعض المواد أسرع من غيرها؛ تبعًا لنشاطها الكيميائي، فمثلًا؛ الصوديوم أسرع تفاعلًا مع الماء مقارنة بالمغنيسيوم، وذلك لأن الصوديوم أكثر نشاطًا كيميائيًا من المغنيسيوم، وأيضًا تفاعل الخارصين مع محلول نترات الفضة أسرع من تفاعل النحاس؛ لأن الخارصين أنشط كيميائيًا من النحاس.

تركيز المواد المتفاعلة Concentration of Reactants

يؤدي زيادة تركيز المواد المتفاعلة، إلى زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم، فيزداد عدد التصادمات الكليّة بينها؛ مما يؤدي إلى زيادة فرصة اصطدام الجسيمات بعضها ببعض في الاتجاه الصحيح، وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة بينها، مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل. فمثلًا؛ تفاعل كتلة محددة من الخارصين Zn مع 20 mL، من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl؛ تركيزه 1M، يؤدي إلى انطلاق كمية من غاز الهيدروجين H_2 من التفاعل أكبر منها عند تفاعل كتلة الخارصين Zn ذاتها مع 20 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl؛ تركيزه 0.1M في الفترة الزمنية ذاتها. وعلى سبيل المثال أيضًا؛ فإن سرعة تفاعل المواد مع الأكسجين النقي O_2 أكبر من سرعة تفاعلها مع الهواء؛ وذلك لأن تركيز الأكسجين النقي أكبر من تركيزه في الهواء. أنظر الشكل (18) الذي يبين زيادة عدد تصادمات الجسيمات المتفاعلة بزيادة تركيزها.



الشكلُ (18): زيادة عدد التصادمات بزيادة تركيز الجسيمات المتفاعلة.

AMJEED LEARN 2 BE

مساحة سطح المواد المتفاعلة Surface Area of Reactant

يؤدي زيادة مساحة سطح المواد الصلبة المعرضة للتفاعل، إلى زيادة عدد التصادمات الفعالة؛ فتزداد سرعة التفاعل.

توفر الكتلة الكبيرة من المادة الصُلبة مساحة سطح صغيرة، وعند تجزئتها إلى قطع أصغر أو طحنها على شكل مسحوق؛ تزداد مساحة السطح المعرض للتفاعل، وبهذا؛ فإن الكتلة الكبيرة توفر مساحة سطح أصغر مقارنة بمساحة السطح التي توفرها الكتلة الصغيرة. انظر الشكل (19).

فمثلًا؛ تحترق نشارة الخشب بسرعة أكبر من احتراق قطعة الخشب ذات الكتلة نفسها؛ كما أن تفاعل برادة الحديد مع حمض الهيدروكلوريك أسرع من تفاعل قطعة الحديد التي لها الكتلة ذاتها.

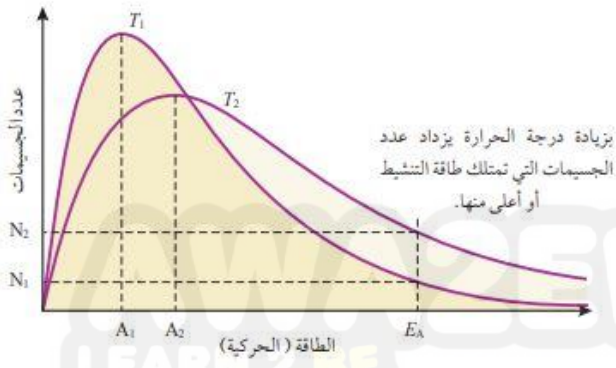
الشكلُ (19): بزيادة مساحة السطح تزداد سرعة التفاعل.

درجة الحرارة Temperature

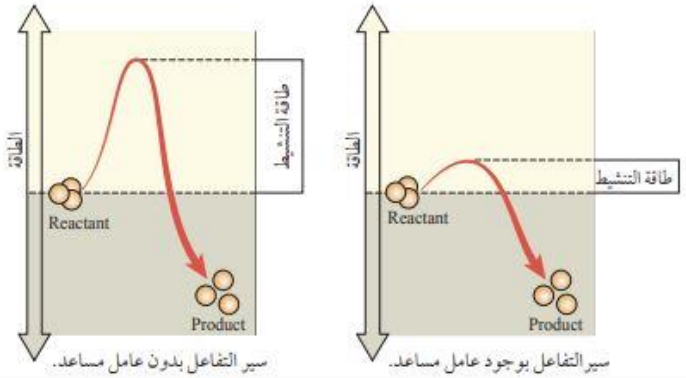
تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى رفع الطاقة الحركية لجسيمات المواد المتفاعلة؛ وبالتالي يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها؛ فيزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل. ويمكن توضيح ذلك من الشكل (20) الذي يبين طاقة الجسيمات ودرجة حرارتها؛ فالمساحة تحت كل منحنى تمثل النسبة المئوية للجسيمات عند درجة حرارة معينة، وبزيادة درجة الحرارة؛ فإن متوسط الطاقة الحركية A_2 للجسيمات عند درجة الحرارة T_2 أعلى من متوسط الطاقة الحركية A_1 عند درجة الحرارة T_1، ويمثل الخطّ المتقطع طاقة التنشيط للتفاعل، وهي لا تتغير بتغير درجة الحرارة؛ أما المنطقة المظللة فتمثل الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية للتفاعل، حيث يكون عددها N_2 عند درجة حرارة T_2 أعلى من عددها N_1 عند درجة الحرارة T_1؛ فتزداد سرعة اصطدامها بعضها ببعض، ويزداد بذلك عدد التصادمات الفعالة؛ مما يؤدي الى زيادة سرعة التفاعل.

الربط بالهندسة

تتأثر سرعة تصلب الخلطة الأسمنتية (الخرسانة) بدرجة الحرارة، لذلك يعمل المهندس المختص على إضافة مواد كيميائية بنسب محددة إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها أو إبطائها؛ ضمن فترة زمنية محددة تبعًا لمواصفات قياسية. وبهذا يضاف كلوريد الكالسيوم إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها في فصل الشتاء، في حين يضاف الجبس إلى الخلطة لإبطاء سرعة تصلّبها في فصل الصيف.



الشكلُ (20): طاقة الجسيمات ودرجة حرارتها.



الشكلُ (21): أثر العامل المساعد في طاقة التنشيط وسير التفاعل.

العامل المساعد (الحفاز) Catalyst

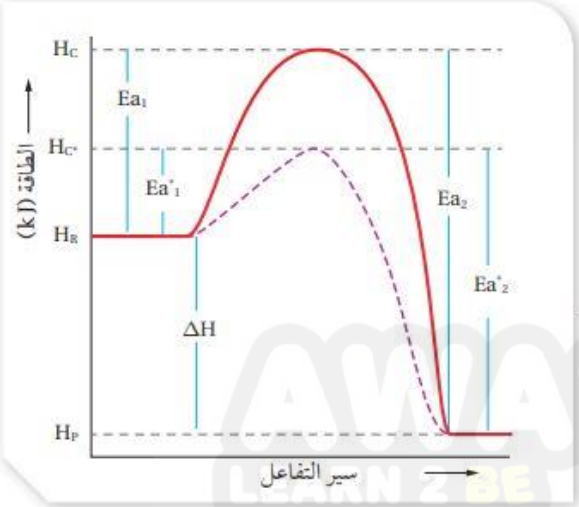
تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بوجود العامل المساعد (العامل الحفاز).

والعامل المساعد Catalyst مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تُستهلك أثناء التفاعل . وقد بينت التجارب أن العامل المساعد يمهد مسارًا بديلًا للتفاعل، بحيث يقلل طاقة التنشيط؛ مما يجعل حدوث التفاعل أسرع في زمن أقلّ. أنظر الشكل (21).

أما الشكل (22)؛ فيوضّح تفاعلًا كيميائيًا طاردًا للطاقة، حيث يمثل الخط المتصل مسار التفاعل دون وجود عامل مساعد، في حين يمثل الخط المتقطع مسار التفاعل بوجود عامل مساعد، وألاحظ أن طاقة التنشيط للتفاعل بوجود العامل المساعد Ea_1^*؛ أقل منها للتفاعل بدون وجود العامل المساعد Ea_1، وأن طاقة المواد المتفاعلة والناتجة لا تتأثر بوجود العامل المساعد.

أفكّر: لماذا لا يتأثر التغيّر في المحتوى الحراري بوجود العامل المساعد؟

الشكلُ (22): منحنى سير تفاعل بوجود العامل المساعد وعدم وجوده.



تشير الرموز في الشكل إلى:

H_C طاقة المعقّد المنشّط دون عامل مساعد.

H_C^* طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساد.

Ea_1 طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد.

Ea_1^* طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.

Ea_2 طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد.

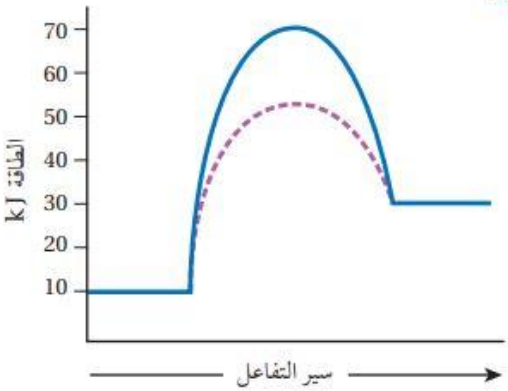
Ea_2^* طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

ΔH التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل.

توضح الأمثلة الآتية حساب طاقة تنشيط التفاعل بوجود العامل المساعد ودون وجوده.

المثال ١٩

يبين الشكل سير تفاعل ما بوجود العامل المساعد ودون وجوده:



أستنتج من الشكل؛ بوحدة. (kJ):

1- طاقة المواد المتفاعلة. H_R

2- طاقة المواد الناتجة. H_P

3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد. Ea_1

4- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد. Ea'_1

5- طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد. Ea_2

6- طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد. Ea'_2

7- طاقة المعقّد المنشّط بوجود العامل المساعد. $H_{C'}$

8- التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل. ΔH

الحلّ:

1- $H_R = 10\ kJ$

2- $H_P = 30\ kJ$

3- أحسب طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد؛ بطرح طاقة المواد المتفاعلة من طاقة المعقّد المنشّط دون عامل مساعد:

$$Ea_1 = H_C - H_R = 70 - 10 = 60\ kJ$$

4- أحسب طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد؛ بطرح طاقة المواد المتفاعلة من طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد:

$$Ea'_1 = H_{C'} - H_R = 50 - 10 = 40\ kJ$$

5- أحسب طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد؛ بطرح طاقة المواد الناتجة من طاقة المعقّد المنشّط دون عامل مساعد:

$$Ea_2 = H_C - H_P = 70 - 30 = 40\ kJ$$

6- أحسب طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد؛ بطرح طاقة المواد الناتجة من طاقة المعقّد المنشّط دون عامل مساعد:

$$Ea'_2 = H_{C'} - H_R = 50 - 30 = 20\ kJ$$

7- طاقة المعقّد المنشّط بوجود العامل المساعد = 50 kJ

8- أحسب التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل؛ من الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة والناتجة:

$$\Delta H = H_P - H_R = 30 - 10 = 20\ kJ$$

AWASEL LEARN 2 BE

المثال 20

في تفاعل ما؛ كان التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل 40 kJ−، وطاقة المواد المتفاعلة 70 kJ، وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد 110 kJ، وطاقة المعقّد المنشّط بوجود العامل المساعد 80 kJ، أحسب:

1- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد Ea_2.

2- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد Ea^*_1.

3- طاقة المعقّد المنشّط للتفاعل دون عامل مساعد H_C.

4- طاقة المواد الناتجة H_P.

الحلّ:

1- $Ea_2 = 150\ kJ$

2- $Ea^*_1 = 10\ kJ$

3- $H_C = 180\ kJ$

4- $Hp = 30\ kJ$

✓ أتحقّق: تفاعل افتراضي فيه طاقة المواد المتفاعلة 110 kJ، وطاقة المواد الناتجة 80 kJ، وطاقة المعقّد المنشّط دون عامل مساعد 180 kJ، وطاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد 140 kJ، أحسب:

1-طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد.

2-طاقة تنشيط التفاعل الامامي بوجود العامل المساعد.

3-التغيّر في المحتوى الحراري.

4-هل التفاعل ماصّ للحرارة أم طارد لها؟

الربط مع علم الأحياء

الأنزيمات

وهب الله سبحانه وتعالى بعض الخلايا في أجسامنا القدرة على انتاج الأنزيمات؛ فهي تعمل بوصفها عوامل مساعدة في تسريع حدوث التفاعلات في الخلايا، حيث تخفض طاقة التنشيط للتفاعل، ويعود ذلك إلى أن الكثير من التفاعلات في أجسام الكائنات الحية لا تحدث بالسرعة الكافية للمحافظة على الحياة إلا بوجود الأنزيمات. فمثلًا؛ أنزيم السكريز، يحفز إلى التحلل المائي لمحلول السكر لتكوين سكريات الفركتوز والجلوكوز؛ لإمداد الجسم بالطاقة اللازمة للقيام بالأعمال الحيوية.

AWA2EL LEARN 2 BE

التجربة 2

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

المواد والأدوات:

محلولا حمض HCl؛ تركيز احدهما 0.1M والآخر 1 M، حبّتان متماثلتان من فلزّ الخارصين Zn، محلول نشا، محلول اليود I_2، ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2، محلول فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، حمام مائي ساخن (درجة 30°C)، حمام مائي بارد (1°C)، مخبار مدرج، كأس زجاجية عدد (5) سعة 100 mL، ملعقة تحريك.

إرشادات السلامة:

- أتّبع ارشادات السلامة العامة في المختبر.
- أرتدي معطف المختبر والنظارات الواقية والقفازات.
- أحذر عند التعامل مع المواد الكيميائية.

خطوات العمل:

1- **أقيس** 15 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl ؛ تركيزه 1M باستخدام المخبار المدرج، وأضعها في الكأس الزجاجية. وأكرر العملية مع محلول HCl تركيزه 0.1 M في كأس زجاجية أخرى.

2- أضع حبّة من فلزّ الخارصين في كلّ من الكأسين الزجاجيتين في الوقت نفسه. وأسجل ملاحظاتي.

3- **أقيس**: أحضر كأسين زجاجيتين، وأضع في كل منهما 10 mL من محلول النشا.

4- أضع أحد الكأسين في الحمام المائي الساخن، والكأس الآخر في الحمام المائي البارد، وأتركهما مدة 5 min.

5- أضيف الى كل من الكأسين 5 mL من محلول اليود I_2، وأحرك بحذر. وأسجل ملاحظاتي.

6- **أقيس**: 20 mL من محلول فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2، وأضعها في كأس زجاجية، وأراقب المحلول بضع ثوان، ثم أضيف إلى المحلول في الكأس ملعقة صغيرة من ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2. أسجل ملاحظاتي.

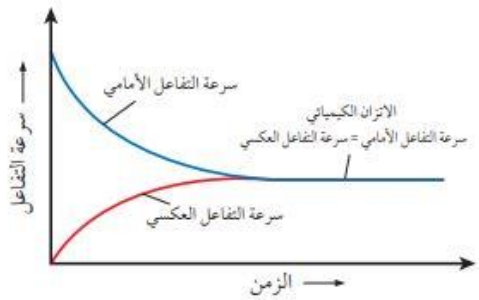
التحليل والاستنتاج

1- **أصف** أثر تغير تركيز حمض HCl في سرعة التفاعل.

2- **أقارن** التغيّر في محلول النشا في الكأسين البارد والساخن قبل إضافة محلول اليود وبعد إضافته.

3- **أصف** التغيّر الحاصل بعد إضافة ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2 إلى محلول فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2.

4- أكتب معادلة تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2؛ بوجود العامل المساعد.



الشكلُ (23): تغير سرعة التفاعل مقابل الزمن.

أثر العامل المساعد في موضع الاتّزان

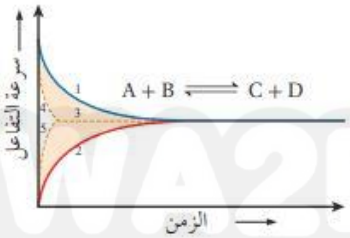
درست سابقًا؛ أن بعض التفاعلات الكيميائية تحدث في اتجاه واحد فقط يسمى الاتجاه الأمامي، ويطلق على هذا التفاعل؛ تفاعل غير منعكس. ومثال ذلك احتراق غاز الميثان بوجود الأكسجين، كما هو موضّح في المعادلة الآتية:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$$

هناك تفاعلات كيميائية تحدث في الاتجاهين الامامي والعكسي؛ فبمجرد تحول المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة؛ فإن المواد الناتجة تتفاعل في ما بينها لتعيد تكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى، ويطلق على هذا التفاعل؛ تفاعل منعكس. تصل التفاعلات المنعكسة إلى حالة اتزان كيميائي، مما يعني أن سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي، ويستمر التفاعل بالحدوث في الاتجاهين الأمامي والعكسي، وفي اللحظة التي تتساوى فيها سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي يكون التفاعل قد وصل إلى موضع الاتزان. أنظر الشكل (23)، حيث يوضح تغير سرعة التفاعل مقابل الزمن.

فهل يتأثر موضع الاتزان بإضافة عامل مساعد للتفاعل؟

يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي في الاتجاهين الأمامي والعكسي؛ ذلك أنه يقلّل من طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل. فعند إضافة عامل مساعد إلى وعاء التفاعل في حالة الاتزان؛ فإن موضع الاتزان لا يتأثر، إنما تزداد سرعة وصول التفاعل إلى حالة الاتزان، ويقل الزمن اللازم لذلك. أنظر الشكل (24) الذي يوضح أثر العامل المساعد في حالة الاتزان.



1 . سرعة التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد.
2 . سرعة التفاعل العكسي بدون عامل مساعد.
3 . حالة الاتزان الكيميائي.
4 . سرعة التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
5 . سرعة التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

الشكلُ (24): العامل المساعد وموضع الاتزان.

- **ملاحظة :**

1. التفاعل الأسرع تكون طاقة تنشيطه أقل .
2. في التفاعل الطارد للطاقة تكون سرعة التفاعل الأمامي أكبر من سرعة التفاعل العكسي لأن طاقة تنشيطه أقل .
3. في التفاعل الماص للطاقة تكون سرعة التفاعل العكسي أكبر من سرعة التفاعل الأمامي لأن طاقه تنشيطه أقل .

- **اسئلة إضافية :**

سؤال إضافي 1 :

إذ كانت قيمة طاقات الوضع بالكيلو جول لتفاعل افتراضي هي :

المواد المتفاعلة 110 KJ / المواد الناتجة 80 KJ

المعقد المنشط من دون عامل مساعد 180 KJ / المعقد المنشط بوجود عامل مساعد 140 KJ

فأجب عن الأسئلة الآتية :

1. ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون وجود عامل مساعد ؟
2. ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد ؟
3. ما قيمة ΔH للتفاعل ؟
4. ما أثر إضافة عامل مساعد للتفاعل في طاقة وضع المادة المتفاعلة ؟

الحل :

1. 100 كيلو جول
2. 30 كيلو جول
3. – 30 KJ
4. تبقى ثابتة

سؤال إضافي 2 :

في التفاعل الإفتراضي :

$$A_2 + 3B_2 \rightleftharpoons 2AB_3 + 90\ KJ$$

إذا علمت أن كتلة العامل المساعد C عند بدء التفاعل تساوي 3 g ، وأن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد تساوي 163 KJ .

أ) ما كتلة العامل المساعد عند نهاية التفاعل ؟

ب) احسب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد ؟

الحل :

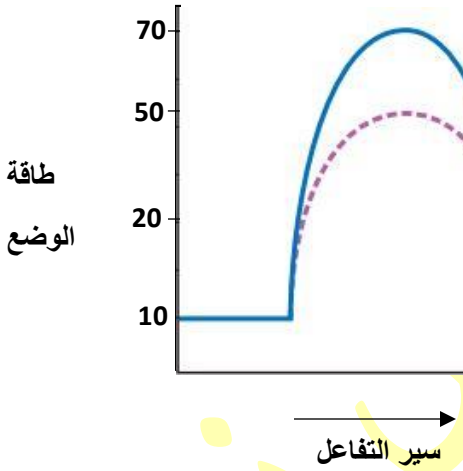
أ) 3 g

ب) 73 KJ

سؤال إضافي 3 :

ادرس الشكل الآتي الذي يبين سير التفاعل بوجود عامل مساعد وبدونه ، ثم أجب عن الأسئلة الآتية :

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



1. ما قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟
2. ما قيمة طاقة وضع المواد الناتجة ؟
3. ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي من دون عامل مساعد ؟
4. ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي مع عامل مساعد ؟
5. طاقة وضع المعقد المنشط من دون عامل مساعد ؟
6. هل التفاعل ماص ام طارد ؟

الحل :

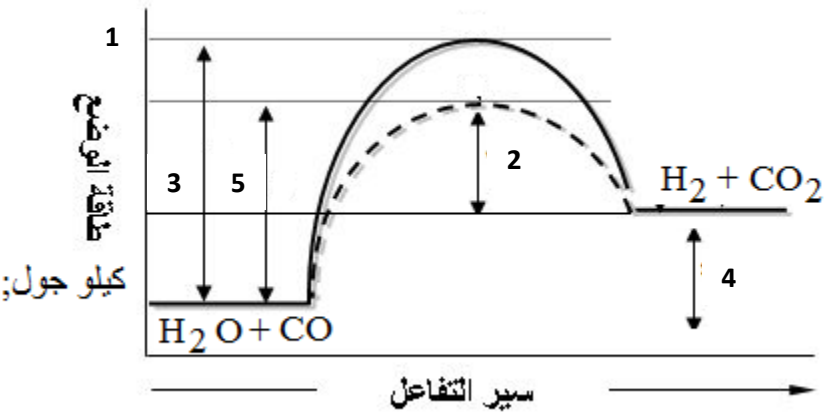
1. 10 KJ
2. 20 KJ
3. 60 KJ
4. 30 KJ
5. 70 KJ
6. ماص

سؤال إضافي 4 :

الشكل المجاور يمثل منحنى طاقة الوضع للتفاعل :

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

ادرسه جيدا ثم أجب 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 :

1) طاقة وضع المعقد المنشط بدون عامل مساعد

2) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

3) طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد

4) ΔH للتفاعل

5) طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد

د) العامل المساعد يقلل من طاقة التنشيط .

سؤال إضافي 5 :

في التفاعل الآتي :

$$3H_2 + N_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + \text{حرارة}$$

إذا علمت أن :

1. طاقة الوضع للمواد المتفاعلة = 150 KJ
2. طاقة الوضع للمواد الناتجة = 60 KJ

3. طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي = 20 KJ

أجب عما يأتي :

1) ما قيمة طاقة الوضع المعقد المنشط ؟
2) ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي ؟
3) ما أثر رفع درجة الحرارة على سرعة التفاعل الأمامي ؟
4) ما أثر إضافة عامل مساعد على قيمة ΔH هل (تزداد ، تبقى ثابتة أم تقل) ؟

الحل :

1) 170 KJ
2) 110 KJ
3) تزداد سرعة التفاعل الأمامي .
4) تبقى ثابتة

سؤال إضافي 6 :

ما أثر العامل المساعد في كل من :

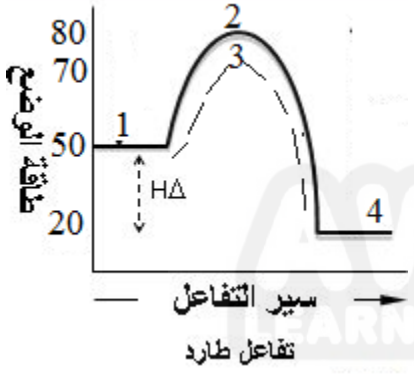
1. ΔH للتفاعل (تبقى ثابتة)
2. طاقة وضع المواد المتفاعلات (تبقى ثابتة)
3. طاقة وضع النواتج (تبقى ثابتة)
4. طاقة التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي (تقل)
5. سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي (تزداد)
6. طاقة وضع المعقد المنشط (تقل)
7. عدد التصادمات الفعالة (يزداد)
8. زمن ظهور النواتج (يقل)

سؤال إضافي 7 :

الشكل المجاور يمثل منحنى طاقة التفاعل :

$$A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$$

بوجود وبدون عامل مساعد ادرس الشكل الآتي ثم أجب عما يأتي :



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 ؟
هـ) ΔH للتفاعل ؟

الحل :

أ)

1. المواد المتفاعلة
2. المعقد المنشط بدون وجود عامل مساعد
3. المعقد المنشط بوجود عامل مساعد
4. المواد الناتجة

ب) 30 KJ

ج) 70 KJ

د) تكون AB

هـ)

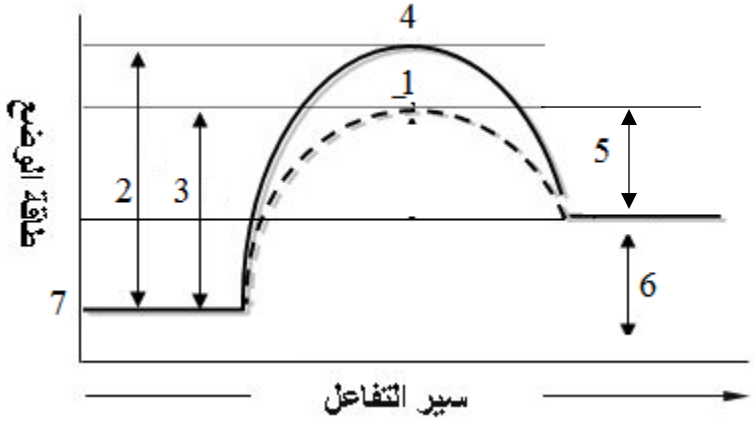
$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H = 20 - 50 = -30\ KJ$$

سؤال إضافي 8 :

في الشكل المجاور :

أ) أكتب إلى ما تشير إليه الأرقام من 1 – 7 ؟
ب) هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة ؟



الحل :

أ)

1. المعقد المنشط بوجود عامل مساعد
2. طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد
3. طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد
4. المعقد المنشط بدون عامل مساعد
5. طاقة التنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد
6. ΔH
7. طاقة وضع المواد المتفاعلة

ب) التفاعل ماص للطاقة

سؤال إضافي 9 :

في تفاعل كانت Δ H = (-80) KJ وطاقة وضع المعقد المنشط = 150 KJ وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي (50) KJ ، أجب عن الأسئلة الآتية :

1. **ما قيمة طاقة تنشيط التفاعل العكسي ؟**
2. **ما قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟**
3. **ما أثر العامل المساعد على طاقة وضع المعقد المنشط ؟ (تزداد , تقل ، تبقى ثابتة)**

الحل :

1. **130 KJ**
2. **100 KJ**
3. **تقل**

سؤال إضافي 10 :

إذا كانت قيمة طاقات الوضع (KJ) لتفاعل ما كما يأتي :

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

1. **ما قيمة Δ H للتفاعل متضمنا الإشارة ؟**
2. **ما قيمة طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد ؟**
3. **ما قيمة طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟**

الحل :

1. **-50 KJ (الإشارة سالبة)**
2. **50 KJ**
3. **70 KJ**

سؤال إضافي 11 :

Δ H	طاقة وضع المتفاعلات	طاقة وضع العقد المنشط بدون عامل مساعد	مقدار الانخفاض في طاقة وضع المعقد المنشط عند إضافة عامل مساعد
-30 KJ	40 KJ	60 KJ	8 KJ

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

5. ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟

الحل :

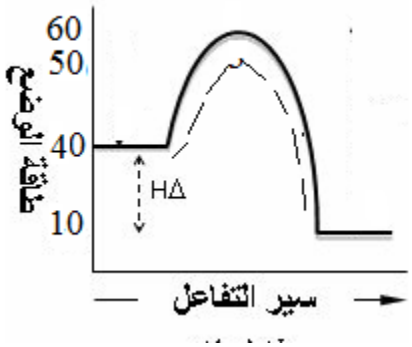
1. 10 KJ
2. 52 KJ
3. 20 KJ
4. 12 KJ
5. 42 KJ

سؤال إضافي 12 :

يبين الشكل المجاور سير التفاعل الإفتراضي :

$$X_2 + Y_2 \rightleftharpoons 2XY$$

ما قيمة كل مما يلي (KJ) :



1. طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟
2. طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد ؟
3. طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟
4. طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد ؟
5. Δ H للتفاعل متضمنا الإشارة ؟

الحل :

1. 40 KJ
2. 20 KJ
3. 40 KJ
4. 50 KJ
5. 30 KJ – (طارد)

سؤال إضافي 13 :

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

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow[Al_2O_3]{Fe} 2NH_3 + 90\ KJ$$

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

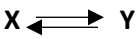
1. هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة ؟
2. ما قيمة كل من (ع ، ل ، ن) ؟
3. ما مقدار النقصان في قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بسبب وجود عامل مساعد ؟
4. ما قيمة طاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد ؟

الحل :

1. طارد
2. ع = 40 KJ / ل = 135 KJ / ن = 60 KJ
3. 15 KJ
4. 175 KJ

سؤال إضافي 14 :

في التفاعل الإفتراضي الآتي :



- Ea أمامي بدون عامل مساعد تساوي (150 KJ)
- Ea أمامي بوجود عامل مساعد تساوي (140 KJ)
- طاقة وضع المواد الناتجة (40 KJ)
- طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد تساوي (260 KJ)

أجب عما يأتي :

1. ما مقدار طاقة وضع المعقد المنشط بدون وجود عامل مساعد ؟
2. ما قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟
3. ما قيمة ΔH متضمنا الإشارة ؟
4. ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟

الحل :

1. 270 KJ
2. 120 KJ
3. – 80 KJ
4. 220 KJ

أ . يزن نوفل
AWA2EL LEARN 2 BE

سؤال إضافي 15 :

في التفاعل الإفتراضي الآتي :

$$AB + 40\ KJ \longrightarrow \text{نواتج}$$

عند درجة حرارة معينة ، إذا علمت أن قيمة وضع المواد المتفاعلة تساوي (س) كيلوجول ، وعند إضافة العامل المساعد إلى وعاء التفاعل انخفضت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بمقدار (10 KJ) وأصبحت طاقة التنشيط للتفاعل العكسي تساوي 100 KJ .

اعتماداً على المعلومات أعلاه ، أجب عن الأسئلة الآتية :

1. **ما قيمة طاقة وضع المواد الناتجة بوحدة KJ ؟ بدلالة (س)**
2. **ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (KJ) بوجود عامل مساعد ؟**
3. **ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (KJ) بدون عامل مساعد ؟**
4. **ما قيمة طاقة وضع المعقد المنشط بدون عامل مساعد ؟ (بدلالة س)**

الحل :

1. **س + 40**
2. **140 KJ**
3. **110 KJ**
4. **(س + 150) KJ**

سؤال إضافي 16 :

في تفاعل ما عند درجة حرارة معينة ، إذا علمت أن طاقة وضع المواد الناتجة أقل من طاقة وضع المواد المتفاعلة بمقدار (30 KJ) ، وأن طاقة وضع المعقد المنشط تساوي (150 KJ) ، وطاقة التنشيط العكسي (110 KJ) . أجب عما يأتي :

1. **ما قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة KJ ؟**
2. **ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي KJ ؟**

الحل :

1. **70 KJ**
2. **80 KJ**

سؤال إضافي 17 :

في التفاعل الإفتراضي الآتي :

$$A + B \longrightarrow C + X\ KJ$$

عند درجة حرارة معينة ، إذا علمت أن :

- **قيمة طاقة وضع المعقد المنشط = 250 KJ**
- **قيمة طاقة وضع المواد الناتجة = 40 KJ**
- **قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي = (X + 50) KJ**

علماً أن X تمثل الطاقة المصاحبة للتفاعل فأجب عما يأتي :

1. ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي ؟
2. ما قيمة X بوحدة KJ ؟
3. ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوحدة KJ ؟
4. ما قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة بوحدة KJ ؟

الحل :

1. 210 KJ
2. 160 KJ
3. 50 KJ
4. 200 KJ

سؤال إضافي 18 :

لماذا لا يتأثر التغير في المحتوى الحراري بوجود العامل المساعد ؟

الحل :

لأن العامل المساعد لا يؤثر في طاقة المواد المتفاعلة ولا يؤثر في طاقة المواد الناتجة ، ولأن التغير في المحتوى الحراري هو الفرق بين طاقتي المواد المتفاعلة والناتجة لذلك لا يتأثر هذا الفرق (التغير) بالعامل المساعد .

مراجعةُ الدرس

1- **الفكرة الرئيسة:** أوضح كيف تفسر نظرية التصادم حدوث التفاعل الكيميائي.

2- أوضح المقصود بكل من: طاقة التنشيط، العامل المساعد

3- **أفسر** أثر كل مما يأتي في سرعة التفاعل الكيميائي:

تركيز المواد المتفاعلة، درجة الحرارة، مساحة سطح المواد المتفاعلة.

4- **أستنتج** من البيانات الواردة في الجدول الآتي:

البيانات	طاقة المواد الناتجة	التغيّر في المحتوى الحراري	طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد	طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد
الطاقة (kJ)	50	+20	70	110

أ. قيمة طاقة المواد المتفاعلة.

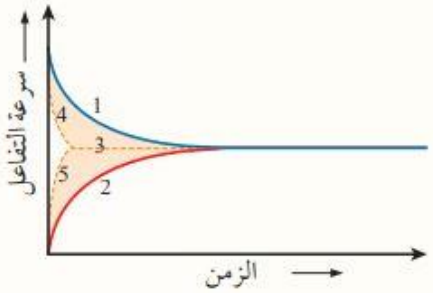
ب. قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

جـ. قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد.

د. قيمة طاقة المعقّد المنشّط للتفاعل دون عامل مساعد.

هـ. هل التفاعل ماصّ للحرارة أم طارد لها؟

و. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.



5- إلامَ تشير الأرقام المبيّنة في الشكل الآتي:

6- أيّ من الآتية يؤثر فيها العامل المساعد: طاقة المواد المتفاعلة، طاقة تنشيط التفاعل العكسي، طاقة المعقّد المنشّط، التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، زمن حدوث التفاعل، موضع الاتزان.

AWAZEL
LEARN 2 BE

1. تفترض نظرية التصادم أنه يجب تصادم الجسيمات المتفاعلة بالاتجاه الصحيح وأن تمتلك الطاقة الكافية لتكسير الروابط بين الجسيمات المتفاعلة لتكوين روابط جديدة.
2. طاقة التنشيط: الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تمتلكها الجسيمات المتفاعلة كي تبدأ التفاعل وتكون روابط جديدة.
العامل المساعد: مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك أثناء التفاعل.
3. تركيز المواد المتفاعلة: بزيادة عدد الجسيمات المتفاعلة في وحدة الحجم ← يزداد عدد التصادمات الكلية بينها تزداد فرصة تصادم الجسيمات بينها في الاتجاه الصحيح (وبوجود الطاقة الكافية) ← يزداد عدد التصادمات الفعالة ← فتزداد سرعة التفاعل.
درجة الحرارة: تزداد الطاقة الحركية للجسيمات المتفاعلة ← يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها, فيزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل.
مساحة سطح الجسيمات الفعالة: زيادة سطح المواد الصلبة المعرضة للتفاعل ← يزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل.
4. أ. طاقة المواد المتفاعلة 30 kJ
ب. طاقة تنشيط عكسي بوجود عامل مساعد 20 kJ
ج. طاقة تنشيط امامي دون عامل مساعد 130 kJ
د. طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد 160 kJ
هـ. ماص
و. طاقة تنشيط أمامي بوجود عامل مساعد 40 kJ

-5
1-سرعة التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد
2-سرعة التفاعل العكسي بدون عامل مساعد.
3-حالة الاتزان الكيميائي.
4-سرعة التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
5-سرعة التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

6. طاقة تنشيط التفاعل العكسي / طاقة المعقد المنشط / زمن حدوث التفاعل

مراجعةُ الوحدةِ

1 . **أوضح** المقصود بكل من: طاقة تنشيط التفاعل، الرتبة الكلية للتفاعل، سرعة التفاعل الكيميائي.

2 . **أفسّر ما يأتي:**

أ ـ لا تؤدي جميع التصادمات إلى حدوث تفاعل كيميائي.

ب- زيادة سرعة التفاعل بإضافة عامل مساعد.

3 . يبين الجدول الآتي تراكيز مادة افتراضية خلال مدد زمنية مختلفة.

الزمن S	التركيز (M)
0	6
2	4
5	2
9	؟

أ ـ **أستنتج** في ما إذا كانت المادة متفاعلة أم ناتجة؟ أفسر إجابتي.

ب- **أحسب** سرعة التفاعل خلال الفترة الزمنية (2 – 0).

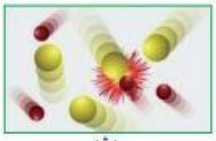
جـ- **أتوقع**: كم يصبح تركيز المادة عند الزمن 9s (أكبر من 2أم أقل)؟ أفسّر إجابتي.

4 . في التفاعل الافتراضي الآتي: $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow 3C_{(g)}$

أحسب سرعة تكوين C؛ علمًا أن سرعة استهلاك B يساوي $0.12\ Ms^{-1}$

5 . يمثل الشكلان (أ ، ب) تفاعلًا في ظرفين مختلفين.

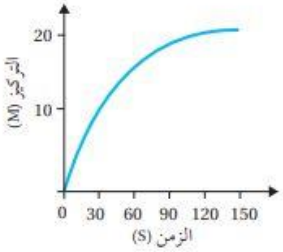
أستنتج أي الشكلين يمثل التفاعل الأسرع؟ وأحدد العامل المؤثر في سرعة هذا التفاعل؟



(أ)

(ب)

6 . يمثل الرسم البياني العلاقة بين الزمن وتركيز مادة في تفاعل كيميائي.



أ ـ أحدد الزمن اللازم لإتمام التفاعل؟

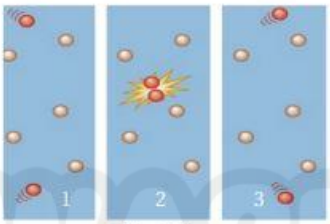
ب- **أحسب** سرعة التفاعل في المدة الزمنية (90 s – 30).

جـ- **أستنتج** هل المادة متفاعلة أم ناتجة؟

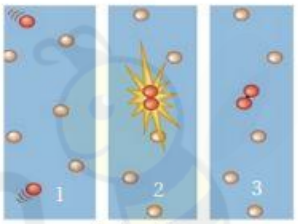
7 . **أستنتج** قانون سرعة التفاعل من المعلومات الواردة في الجدول الآتي:

التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.01	0.02	0.1
2	0.02	0.02	0.4
3	0.01	0.04	0.2

8 . **أتوقع** من الشكلين الآتيين (أ، ب) العامل المؤثر في حدوث التفاعل الكيميائي، ثم **أفسّر** إجابتي.



الشكل (أ)

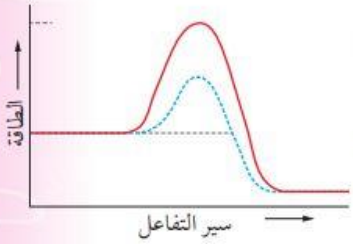


الشكل (ب)

AWAZEL LEARN 2 BE

مراجعةُ الوحدةِ

9 . يمثل الشكل الآتي سير تفاعل بوجود عامل مساعد، ودون عامل مساعد، أحدّد على الشكل كلًّا من:



طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود مساعد، التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، الانخفاض في طاقة المعقّد المنشّط نتيجة إضافة عامل مساعد.

10. جمعت البيانات الإفتراضية الآتية للتفاعل $X + Y \rightarrow XY$

التجربة	[Y] M	[X] M	السرعة الابتدائية M/s
1	0.1	0.1	0.1
2	0.2	0.1	0.4
3	0.2	0.2	0.8

أ - أكتب الصيغة العامة لقانون السرعة.

ب - أكتب قانون سرعة التفاعل.

جـ - أجد قيمة (K) ووحدته.

11. جمعت البيانات الافتراضية الآتية للتفاعل $A + B + C \rightarrow D + 2E$

التجربة	[A] M	[B] M	[C] M	السرعة الابتدائية M/s
1	0.04	0.04	0.03	0.03
2	0.08	0.08	0.03	0.24
3	0.08	0.04	0.03	0.12
4	0.08	0.04	0.06	0.12

أ - أكتب الصيغة العامة لقانون السرعة.

ب - أكتب قانون سرعة التفاعل.

جـ - أجد قيمة (K)، ووحدته.

12. أختار الاجابة الصحيحة:

1 . في التفاعل الافتراضي $2A + 2B \rightarrow 4D$؛ إذا كانت رتبة التفاعل للمادة A = zero، وثابت السرعة $K = 0.1\ M^{-1}s^{-}$ ؛ فإن رتبة التفاعل للمادة B تساوي:

أ) صفرًا ب) 1 جـ) 2 د) 3

2 . العبارة الصحيحة في ما يتعلق بالعامل المساعد:

أ) يزيد من طاقة التنشيط للتفاعل ب) يقلل من طاقة المعقّد المنشّط

جـ) يقلل المحتوى الحراري للتفاعل د) يزيد من طاقة وضع النواتج

3 . عند زيادة مساحة سطح المادة المتفاعلة المعرض للتفاعل عند الظروف نفسها؛ فإن العبارة الصحيحة:

أ) تقلّ سرعة التفاعل ب) يزداد التركيز جـ) تزداد عدد التصادمات الفعالة د) تقلّ درجة الحرارة

4 . إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الامامي 70 kJ وكان التغيّر في المحتوى الحراري 50 kJ – ؛ فإن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي تساوي بوحدة كيلو جول:

أ) 20 ب) 50 جـ) 70 د) 120

5 . في تفاعل ما تؤدي زيادة درجة حرارة التفاعل إلى:

أ) زيادة طاقة التنشيط ب) تقلّيل سرعة التفاعل

جـ) زيادة عدد التصادمات الفعالة د) تقلّيل متوسط الطاقة الحركية

AWA2EL LEARN 2 BE

6 . وجد في تفاعل افتراضي أن مضاعفة تركيز A لا يؤثرفي سرعة التفاعل، وأن مضاعفة تركيز B ثلاث مرات؛ ضاعف سرعة التفاعل تسع مرات؛ فيكون قانون سرعة هذا التفاعل:

أ) $R = k\,[B]^2$ ب) $R = k\,[A]^1[B]^1$ جـ) $R = k\,[A]^2[B]^1$ د) $R = k\,[A]^2$

7 . في تفاعل ما كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (70 kJ)، وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي (50 kJ)؛ فإن قيمة التغير في المحتوى الحراري للتفاعل تساوي :

أ) +20 ب) −20 جـ) +120 د) −120

8 . تفاعل فلزّ المغنيسيوم مع الماء أبطأ من فلز الصوديوم في الظروف نفسها، ويعود ذلك إلى:

أ) درجة الحرارة ب) طبيعة المتفاعلات جـ) التركيز د) العامل المساعد

9 . في تجربة ما؛ جرى الحصول على البيانات عند درجةِ حرارةٍ مُعينةٍ لتفاعل مادتين A و B؛ أجيب عن الأسئلة (أ، ب) التي تليه:

التجربة	الزمن S	[A] M	[B] M
1	10	0.1	0.08
2	20	0.06	0.04
3	30	.....	.....

أ) أستنتج سرعة تفاعل المادة A في الفترة الزمنية (10 – 20 s) بوحدة M/s؟

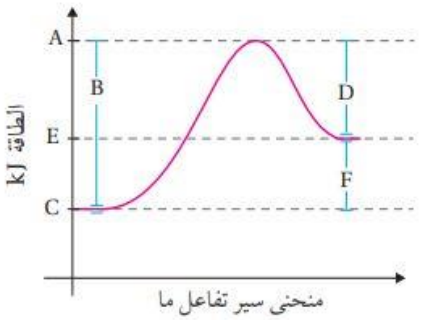
أ) 0.4 ب) 0.04 جـ) 0.004 د) 0.0004

ب) أستنتج: أي التراكيز الآتية يعدّ صحيحًا للمادتين A ، و B في التجربة رقم (3)؟

أ) [A] = 0.03 ، [B] = 0.07 ب) [A] = 0.08 ، [B] = 0.01

جـ) [A] = 0.04 ، [B] = 0.03 د) [A] = 0.09 ، [B] = 0.08

13. يبين الشكل الآتي تغير الطاقة خلال سير التفاعل أدرس الشكل وأجيب عن الأسئلة الآتية:



1 . ما الرمز الذي يمثل كلًّا مما يأتي:

أ) طاقة المواد المتفاعلة.

ب) طاقة المواد الناتجة.

جـ) طاقة المعقّد المنشّط.

د) التغيّر في المحتوى الحراري.

هـ)طاقة تنشيط التفاعل الأمامي.

و)طاقة تنشيط التفاعل العكسي.

2 . هل التفاعل ماصّ للطاقة أم طارد لها؟ ولماذا؟

14. اعتمادًا على البيانات في الجدول الآتي لتفاعل ما؛ ما قيمة كلٍّ من الرموز (أ، ب،ج ، د)؟

سير التفاعل	طاقة المواد الناتجة	طاقة المعقّد المنشّط	طاقة تنشيط التفاعل العكسي	طاقة تنشيط التفاعل الأمامي
دون عامل مساعد	أ	ب	170	ج
بوجود عامل مساعد	40	150	د	80

1.
طاقة تنشيط التفاعل: الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تمتلكها الجسيمات المتفاعلة كي تبدأ التفاعل وتكون روابط جديدة.
الرتبة الكلية للتفاعل: مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل الكيميائي.
سرعة التفاعل: التغيّر في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال مدة زمنية محددة.

2.
أ) لأنه قد لا يتوفر الاتجاه الصحيح(المناسب) والطاقة الكافية في الجسيمات المتصادمة.
ب)العامل المساعد يمهد مسار بديل أكثر سهولة مما يقلل طاقة التنشيط للتفاعل فتزداد سرعة التفاعل.

3. أ. المادة متفاعلة. لأن تركيزها يقل بمرور الزمن.

ب. $R = -\frac{(4-6)}{2} = -\frac{(-2)}{2} = 1 \text{ M/S}$

ج. أقل من 2. لأن المادة المتفاعلة يقل تركيزها بمرور الزمن .

4.
$$-\frac{1}{2}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{3}\frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$
$$\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = 0.18 \text{ M/S}$$

5. ب العامل المؤثر هو التركيز فيتضح من الشكل زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم وبالتالي زيادة عدد التصادمات الفعالة.

6. أ. 150 s

ب. تقريباً $= \frac{20-10}{90-30} = \frac{10}{60} =$ 0.167 M/S

ج- الناتجة.

7. رتبة A = 2

رتبة B = 1

$R=K\,[A]^2[B]^1$

8. يلاحظ من الشكلين a/2 و b/2 أنه **حدث تصادم** بين جسيمين متفاعلين, ولكن في الشكل a/3 ارتد الجسيمان عن بعضهما. أما في الشكل b/3 فإن الجسيمان ارتبطا ببعضهما ما يدل على أنه حدث تصادم فعال وأن العامل المؤثر هو توفر الطاقة الكافية للتصادم.

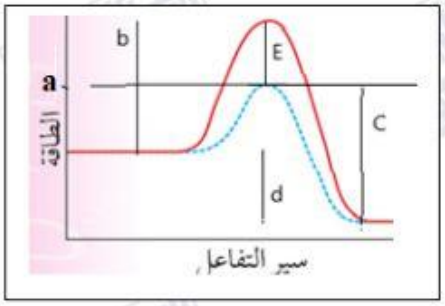
9. طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد a

طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد b

طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد c

التغير في المحتوى الحراري d

الانخفاض في طاقة المعقد المنشط نتيجة اضافة عامل مساعد E



10. أ. $R=K[X]^x[Y]^y$

ب. رتبة X=1 ، رتبة Y = 2

$R=K[X]^1[Y]^2$

ج- K= 10 M/s

11- رتبة A=2 ، رتبة B = 1 ، رتبة C = صفر

$R= K[A]^2[B]^1$

$K= 4.7 \times 10^2\ M^2/s$

12-

1	2	3	4	5	6	7	8	9
ب	ب	ج	د	ج	أ	أ	ب	ج،ج

13-

أ	ب	ج	د	ه	و
C	E	A	F	B	D

14-

أ	ب	ج	د
40	210	140	110