



أسطورة

الحيان

في الكيمياء

همة... نحو القمة

توجيهي
المنهاج الجديد
2005

الوحدة الثالثة

الكيمياء الحركية



الإهداء

أهدي هذا العمل لوالدي العزيز
الذي غادر الدنيا عندما كنت على مقاعد الثانوية
إلى والدتي التي تشجعني دائماً على الإنجاز وتخطي العقبات
إليك عزيزي الطالب الذي وضعت أهدافك للوصول إلى القمة
فأسأل الله أن يوفقك وأن يفتح عليك فتوح العارفين

أسطورة الحيان

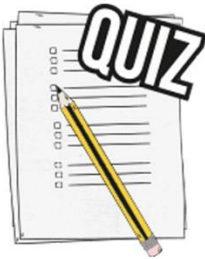
في الكيمياء



شرح مبسط ودقيق



أمثلة متنوعة



أسئلة للتدريب

الأستاذ عبد الحميد الدغيمات



Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات



تواصل معي

ثلاثية أبو الحَيَّان للتفوق



حدد هدفك

حدد هدفك
من هذه اللحظة
بالمعدل الذي
تطمح له وعدد
ساعات الدراسة
التي تسعى لها



كن مستقلاً

أنت أدري بنفسك
وأدري باحتياجك
لا تستمع لأقرانك
ولا تسألهم عن
شيء، ثق بنفسك
فأنت أعلم بها



وحد مصدرك

اجعل مصدرك
واحد، لا تعدد
مصادر تلقي
المعلومة حتى
لا تضيع بسبب
اختلاف الأساليب

الاسم

العلامة التي تطمح لها في المادة

/200



فهرس المواضيع

- الدرس الأول: سرعة التفاعلات الكيميائية 6
- الدرس الثاني: قوانين سرعة التفاعلات 24
- الدرس الثالث: نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل 45

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

همة ... نحو القمة

الدرس الأول

سرعة التفاعلات الكيميائية

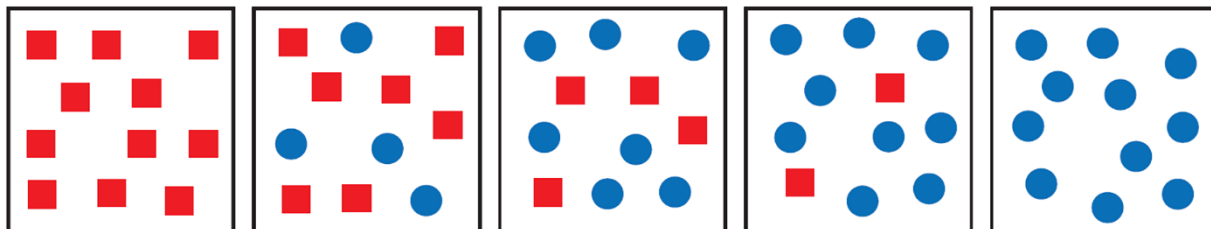
في الروح إصرار وفي أعماقنا أمل



مفهوم سرعة التفاعل

- فرع الكيمياء الحركية يهتم بدراسة التغير في سرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة فيها
 - ويمكن وصف التفاعلات الكيميائية بأنها سريعة أو بطيئة تبعًا لخصائص المواد المتفاعلة وظروف التفاعل
 - لكن أن نعبر عن التفاعل بوصف سريع أو بطيء غير دقيق في وصف السرعة، لذلك يجب التعبير عن سرعة التفاعل بوصف أكثر دقة
 - تذكر أنه يمكن وصف الأشياء المتحركة عن طريق سرعتها، مثلاً لو نظرنا إلى مؤشر عداد السرعة في السيارة ووجدناه يشير إلى 80 km/h ، فإن هذه تسمى السرعة اللحظية، ويمكن حساب سرعة أي جسم متحرك بقسمة المسافة التي يقطعها على الزمن الذي استغرقه في قطع تلك المسافة، وتسمى هذه بالسرعة المتوسطة
 - أيضًا يمكن قياس سرعة المروحة بحساب عدد دوراتها في وحدة الزمن، وتقاس سرعة احتراق الوقود في محرك المركبة بحساب معدل استهلاك الوقود في وحدة الزمن
 - هذا يعني أن السرعة هي مقياس التغير في كمية معينة في وحدة الزمن
- تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها من تفاعل لآخر، وكذلك في التفاعل نفسه أثناء حدوثه، وهذا يعود لعدة عوامل منها التركيز ودرجة الحرارة ومساحة السطح المعرض للتفاعل، فبعض التفاعلات تحدث بسرعة كبيرة خلال مدة زمنية قصيرة مثل تفاعلات الاحتراق وتفاعلات محاليل الحموض والقواعد، بينما بعض التفاعلات تحتاج زمنًا أطول لحدوثها مثل صدأ الحديد، وقد يحتاج بعض التفاعلات إلى ملايين السنين للحدوث كتكوين الفحم الحجري والنفط
- كيف نعبر عن سرعة التفاعل وكيف يمكن قياسها ؟!

- تتغير كميات المواد المتفاعلة والنواتجة في التفاعلات الكيميائية بمرور الزمن، ويبين الشكل التالي تحول مادة متفاعلة إلى مادة ناتجة بمرور الزمن:



■ : المادة المتفاعلة
● : المادة الناتجة

- لاحظ أن كمية المادة الناتجة تزداد بينما كمية المادة المتفاعلة تقل، ويعبر عن كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة بدلالة التغير في الكتلة أو الحجم أو التركيز المولاري، وذلك لمعرفة سرعة التفاعل
- مثلاً عند تفاعل فلز الخارصين Zn مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl وفق المعادلة الموزونة الآتية:



- 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 ناتجة
- يمكن الآن تعريف **سرعة التفاعل الكيميائي** بأنها التغير في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال مدة زمنية محددة، ويعبر عنها بالمعادلة الرياضية الآتية:

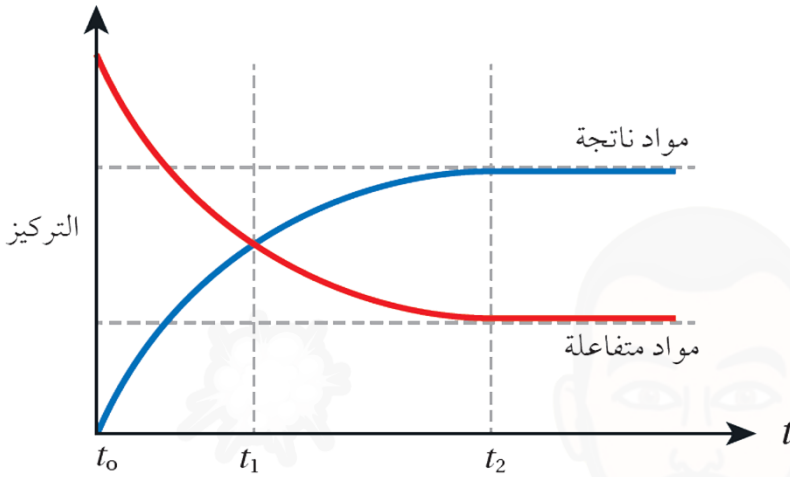
$$\text{سرعة التفاعل الكيميائي} = \frac{\text{التغير في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة}}{\Delta \text{الزمن}}$$

$$R = \frac{\Delta(\text{reactant or product})}{\Delta t}$$



حساب سرعة التفاعل

- يتم حساب سرعة التفاعل الكيميائي من التجربة العملية بدلالة نقصان تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو زيادة تركيز إحدى المواد الناتجة خلال مدة زمنية محددة، لتتضح الصورة أنظر للشكل التالي الذي يوضح نقصان تركيز مادة متفاعلة وزيادة تركيز مادة ناتجة بمرور الزمن:



- مثلاً في التفاعل الكيميائي العام الآتي:



تمثل الرموز a, b, c, d عدد مولات (معاملات) المواد المتفاعلة والناتجة في المعادلة الموزونة

حيث يمكن حساب سرعة التفاعل بمعرفة سرعة استهلاك (اختفاء) إحدى المواد المتفاعلة مثل A أو B، فمثلاً يعبر عن سرعة استهلاك A كما يأتي:

$$R = - \frac{\Delta[\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t} \longrightarrow R = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \longrightarrow R = - \frac{([A]_2 - [A]_1)}{t_2 - t_1}$$

وحيث أن المادة المتفاعلة تستهلك مع مرور الزمن، فإن مقدار تركيزها $[A]_2$ أقل من تركيزها $[A]_1$ ، وهذا يعني أن ناتج العملية الحسابية ذات قيمة سالبة ولذلك تكتب الإشارة السالبة في القانون حتى يكون ناتج سرعة التفاعل قيمة موجبة

- يعبر عن وحدة سرعة التفاعل (M / s) أو (M · s⁻¹) أو (mol / L · s)

- وكذلك يمكن حساب سرعة تكوين أو إنتاج مادة ناتجة مثل C أو D، مثلاً يعبر عن سرعة تكوين المادة C كما يأتي:

$$R = \frac{\Delta[\text{المواد الناتجة}]}{\Delta t} \longrightarrow R = \frac{\Delta[C]}{\Delta t} \longrightarrow R = \frac{([C]_2 - [C]_1)}{t_2 - t_1}$$

تكون قيمة $\Delta[C]$ موجبة، لأن تركيز المادة الناتجة يزداد مع مرور الزمن وهذا يعني أن $[C]_2$ أكبر من $[C]_1$



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

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

فمن المعادلة السابقة لو افترضنا أن معامل A هو 1 ومعامل C هو 3، هذا يعني $3C \rightarrow A$ وبالتالي فإن إنتاج 3 mol من C يتطلب استهلاك 1 mol من A، لذا تكون سرعة تكوين المادة C ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك المادة A ويعبر عن سرعة التفاعل كما يلي:

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

هذا يعني 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، اعتمادًا على المعادلة الموزونة كما يأتي:



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

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



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



يتحلل غاز هيدريد الفسفور PH_3 وفق المعادلة الآتية:



احسب سرعة تكوين غاز الفسفور P_4 ، علماً أن سرعة تكوين غاز الهيدروجين تساوي

$$0.06 \text{ M /s}$$

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

أتتحقق؟

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



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

سؤال مقترح؟

في التفاعل الآتي:



إذا كان معدل سرعة استهلاك O_2 يساوي 0.45 M/s فما معدل سرعة استهلاك C_2H_4 ؟ وما معدل سرعة تكوين كل من H_2O و CO_2 ؟

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات



استخدم العالم الكيميائي أحمد زويل طريقة يمكن وصفها بأنها أسرع كاميرا حتى الآن، تنقذ باستخدام ومضات ليزرية، حيث يكون الزمن بين الومضات منخفض جداً، حيث يمكن الوصول إلى مستويات زمنية صغيرة تصل إلى 10-15 من الثانية، سميت فيمتوثانية حيث مكنته من قياس سرعة بعض التفاعلات الكيميائية



حساب سرعة التفاعل
من الرسم البياني

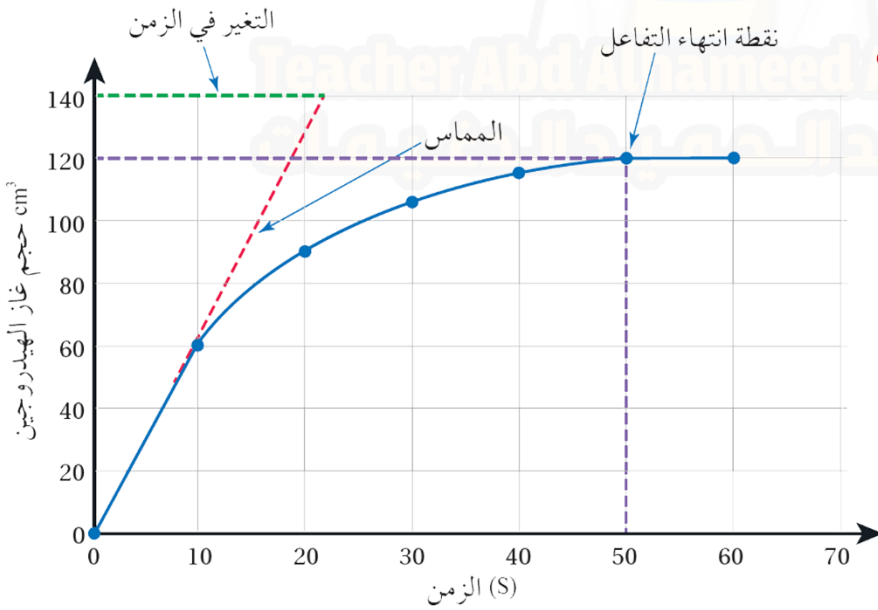
✚ سرعة التفاعل المتوسطة:

- يمكننا قياس سرعة التفاعل عن طريق رسم بياني يسمى منحنى السرعة، حيث يبين التغير في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال مدة زمنية معينة
- مثلاً يتفاعل المغنيسيوم Mg مع حمض الهيدروكلوريك HCl وينتج عن التفاعل غاز الهيدروجين، كما في المعادلة:



تكون سرعة التفاعل أقصى ما يمكن عند بدايته ومن ثم تقل السرعة كلما استهلكت المواد المتفاعلة أكثر فأكثر، ومع مرور 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 التفاعل السابق اقسم التغير الكلي في حجم غاز الهيدروجين الناتج على الزمن المستغرق في ذلك، وبهذا نقوم بحساب السرعة المتوسطة للتفاعل.

انظر منحنى السرعة الذي يبين التغير في كمية غاز الهيدروجين مع الزمن:



- لاحظ أن الحجم النهائي للغاز الناتج يساوي 120 cm³ بعد مضي 50s من الزمن وبذلك نحسب السرعة المتوسطة للتفاعل كما يأتي:

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

ΔV : التغير في حجم الغاز الناتج

Δt : التغير في الزمن

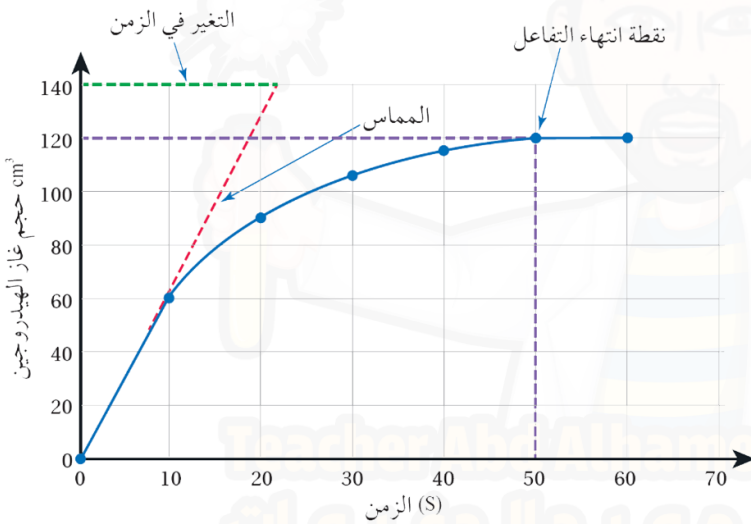
➤ سرعة التفاعل الابتدائية:

- يمكن استخدام منحنى السرعة السابق لحساب **سرعة التفاعل الابتدائية** وهي سرعة التفاعل لحظة خلط المواد وبداية التفاعل عند الزمن صفر، حيث تكون تراكيز المواد المتفاعلة أكبر ما يمكن.
- تساوي 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 ΔY التغير في حجم الغاز الناتج، وتمثل ΔX تغير الزمن، وبالرجوع للمنحنى السابق فإن:

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

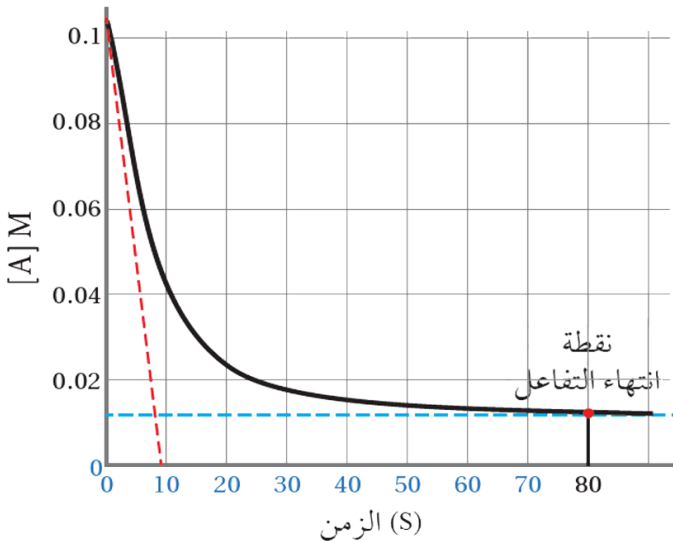


مثال

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

1- احسب السرعة المتوسطة S للتفاعل

2- احسب السرعة الابتدائية للتفاعل

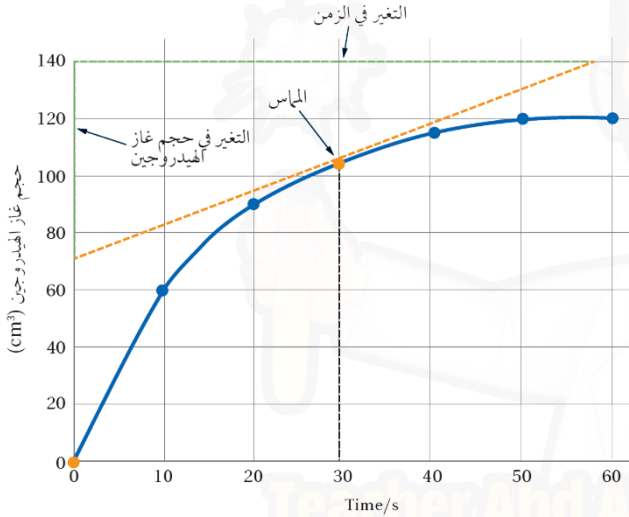


وضح المقصود بالسرعة المتوسطة للتفاعل

سرعة التفاعل اللحظية:

- وتعرف سرعة التفاعل اللحظية بأنها سرعة التفاعل عند لحظة زمنية معينة، 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

- مثلاً لقياس سرعة التفاعل عند زمن 30s، نرسم مماساً للمنحنى عند النقطة المقابلة للزمن 30s، ثم نحسب ميل المماس كما يأتي:



$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 70}{58 - 0}$$

$$G = 1.207 \text{ cm}^3 / \text{s}$$

- لماذا تكون سرعة التفاعل عند الزمن 30s أقل من سرعته الابتدائية؟

مثال

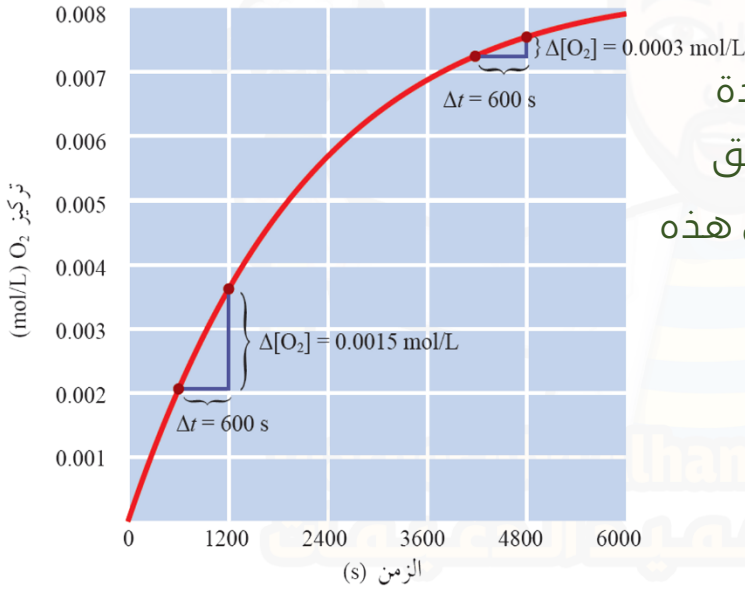
بالرجوع للرسم السابق وضح كيف نحسب السرعة اللحظية عند زمن 10s ؟

- يمكن حساب سرعة التفاعل كذلك بتغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في فترات زمنية محددة، فمثلاً عند تحليل غاز خامس أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_5 لإنتاج غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 وغاز الأكسجين O_2 وفق المعادلة الموزونة الآتية:



فإنه من الممكن حساب سرعة إنتاج غاز الأكسجين O_2 خلال فترات زمنية، كما هو موضح في الرسم البياني المعتمد على البيانات الآتية:

Time (s)	0	600	1200	2400	3000	3600	4200	4800	5400	6000
$[O_2] \times 10^{-3} M$	0	2.1	3.6	5.7	6.4	6.8	7.2	7.5	7.7	7.8



فلو أردنا حساب سرعة التفاعل خلال المدة الزمنية **600 – 1200s** فيمكننا ذلك عن طريق معرفة التغير في تركيز غاز الأكسجين في هذه المدة كما يأتي:

$$R = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{0.0036 - 0.0021}{1200 - 600} = \frac{0.0015}{600}$$

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

أتحقق ؟

احسب من خلال البيانات السابقة سرعة التفاعل في المدة الزمنية **4200 – 4800s** ، واحسبها في المدة الزمنية **3000 – 4200s**

الزمن s	[E] M
5	0.006
9	0.002

- يبين الجدول المجاور تركيز المادة E مقابل الزمن:
- 1- أتوقع هل المادة E متفاعلة أم ناتجة؟ فسر ذلك
 - 2- احسب سرعة التفاعل

احسب سرعة استهلاك CO في المعادلة: $\text{CO}_{(g)} + \text{NO}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{NO}_{(g)}$
علماً أن تركيز CO في بداية التفاعل M 1.8×10^{-3} ثم أصبح تركيزه M 1.2×10^{-3} بعد زمن 20s

يتفكك غاز N_2O_4 بالحرارة مكوناً غاز NO_2 وفق المعادلة الموزونة الآتية:



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

الزمن s	0	10	20
$[\text{N}_2\text{O}_4]$ M	0.1	0.02	0.01
$[\text{NO}_2]$ M	0.00	0.08	0.1

1- احسب سرعة استهلاك N_2O_4 في المدة الزمنية 10-20s

2- احسب سرعة تكوّن NO_2 في المدة الزمنية 10-20s

أنتحق ؟

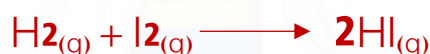
يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2 ، لإنتاج غاز الأمونيا NH_3 وفق المعادلة الآتية:



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

سؤال مقترح ؟

يتفاعل غاز الهيدروجين مع اليود لتكوين يوديد الهيدروجين HI وفق المعادلة:



ولدى دراسة تغير تركيز H_2 مع الزمن أمكن الحصول على البيانات التالية:

الزمن (s)	$[H_2] M$
0	0.0180
2	0.00167
8	0.00101

احسب معدل سرعة استهلاك H_2 في الفترة الزمنية من $2-8s$ ثم احسب معدل سرعة إنتاج HI خلال الفترة الزمنية نفسها

سؤال مقترح ?

يتحلل $N_2O_4(g)$ إلى NO_2 كما في المعادلة: $N_2O_4(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$

ادرس الجدول الذي يبين تغير تركيز المواد المتفاعلة والناجمة مع الزمن ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

[NO ₂] M	[N ₂ O ₄] M	الزمن (s)
0	0.10	0
0.06	0.07	20
0.10	0.05	40
0.12	0.04	60

1- احسب معدل سرعة استهلاك N_2O_4 في الفترة

20-40s

2- احسب معدل سرعة تكون NO_2 في الفترة

20-40s

3- ما العلاقة بين معدل سرعة استهلاك N_2O_4 ومعدل سرعة تكون NO_2 ؟

سؤال مقترح ?

ادرس بيانات الجدول أدناه والمتعلقة بالتفاعل الآتية والذي يحدث عند $300^\circ C$ ثم أجب

[NO ₂] M	الزمن (s)
0.0100	0
0.0080	50
0.0065	100
0.0055	150

عن الأسئلة التي تليه: $2NO_2(g) \longrightarrow 2NO(g) + O_2(g)$

1- اكتب العلاقة بين معدل سرعة استهلاك NO_2 ومعدل سرعة

إنتاج O_2

2- احسب معدل سرعة استهلاك NO_2 في الفترة 0-50s

3- احسب معدل سرعة إنتاج NO في الفترة 100-150s

4- أي الفترات الآتية يكون معدل سرعة التفاعل فيها أعلى ؟

(0-50) ، (50-100) ، (100-150) ولماذا ؟

السؤال الأول: وضع كيفية حساب سرعة التفاعل المتوسطة والسرعة الابتدائية من الرسم البياني

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل مما يلي:

- سرعة التفاعل الكيميائي:
- السرعة اللحظية للتفاعل:

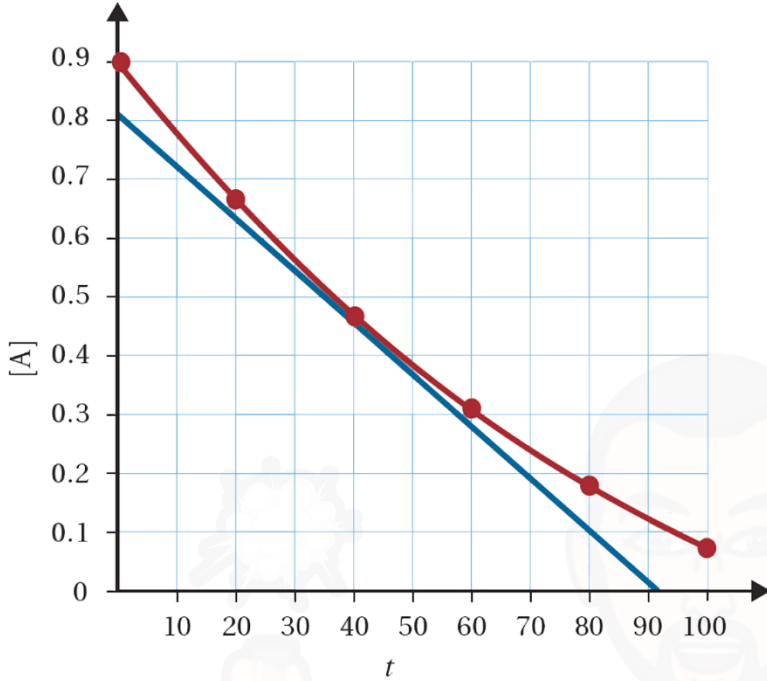
السؤال الثالث: احسب سرعة تكوين غاز الأمونيا NH_3 علماً أن سرعة استهلاك غاز النيتروجين 0.5 M/s وفق المعادلة الموزونة الآتية:



السؤال الرابع: احسب سرعة تكوين المادة A في المدة الزمنية $3\text{S} - 6\text{S}$:

الزمن (s)	[A] M	رقم التجربة
3	0.6	1
6	0.9	2

السؤال الخامس: احسب باستخدام الرسم البياني السرعة اللحظية عند الزمن 40S :



“
بالتحدي
نصنع المستحيل
”



الأسئلة الوزارية الموضوعية على الدرس

2020-1997

(1) في التفاعل الآتي: $2\text{NO}_2 + \text{F}_2 \longrightarrow 2\text{NO}_2\text{F}$ إذا كان معدل سرعة استهلاك

F_2 يساوي 0.2 M/s فإن معدل سرعة إنتاج NO_2F بوحدة M/s يساوي :

- (أ) 0.1 (ب) 0.2 (ج) 0.4 (د) 0.6

(2) في التفاعل الآتي: $2\text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ نجد أن معدل:

(أ) سرعة تكوّن NO_2 = نصف سرعة استهلاك N_2O_5

(ب) سرعة تكون NO_2 = سرعة استهلاك N_2O_5

(ج) سرعة تكوّن O_2 = ضعف سرعة استهلاك N_2O_5

(د) سرعة تكوّن O_2 = نصف سرعة استهلاك N_2O_5

(3) في التفاعل الآتي: $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Energy}$ إذا كان معدل

سرعة استهلاك O_2 يساوي 0.010 M/s ، فإن معدل سرعة تكون H_2O بوحدة M/s يساوي:

- (أ) 1.25×10^{-3} (ب) 8×10^{-3} (ج) 1.25×10^{-2} (د) 8×10^{-2}

(4) في التفاعل الآتي: $2\text{NO}_2 + \text{F}_2 \longrightarrow 2\text{NO}_2\text{F}$ إذا كان معدل سرعة إنتاج NO_2F

يساوي 0.10 M/s فإن معدل سرعة استهلاك F_2 بوحدة M/s يساوي :

- (أ) 0.03 (ب) 0.05 (ج) 0.10 (د) 0.20

(5) في التفاعل الآتي: $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ، إذا كان معدل اختفاء O_2

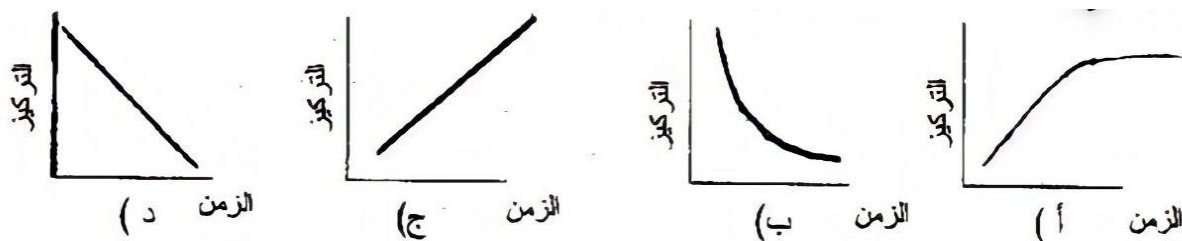
يساوي 0.45 M/s فإن معدل ظهور CO_2 يساوي:

- (أ) 0.15 (ب) 0.30 (ج) 0.45 (د) 0.60

(6) إن سرعة التفاعل:

(أ) تزداد مع الزمن (ب) تتناقص مع الزمن (ج) لا تتأثر بالحرارة (د) لا تتأثر بالتركيز

(7) الشكل الذي يمثل العلاقة بين تركيز المواد الناتجة والزمن هو:



(8) في التفاعل الآتي: $3\text{ClO}^- \xrightarrow{\text{OH}^-} \text{ClO}_3^- + 2\text{Cl}^-$ ، سرعة إنتاج ClO_3^- تساوي 0.06

M / s فتكون سرعة استهلاك ClO^- تساوي M / s

(أ) 0.02 (ب) 0.06 (ج) 0.12 (د) 0.18

(9) في التفاعل: $2\text{E} \rightarrow \text{B} + 3\text{C}$ تكون سرعة استهلاك C تساوي:

(أ) ثلث سرعة استهلاك B
(ب) ثلاث أضعاف سرعة استهلاك B
(ج) ضعف سرعة إنتاج E
(د) ثلثي سرعة إنتاج E

(10) لديك التفاعل الافتراضي الآتي: $2\text{A}_2 + \text{B}_2 \rightarrow 2\text{A}_2\text{B}$ إذا علمت أن معدل سرعة

استهلاك B_2 يساوي 0.04 M / s فإن معدل سرعة إنتاج A_2B يساوي:

(أ) 0.02 (ب) 0.04 (ج) 0.08 (د) 0.16

(11) إذا معدل سرعة استهلاك A في التفاعل الافتراضي: $3\text{A} \rightarrow \text{B} + 2\text{C}$ يساوي

M / s 0.60 ، فإن معدل سرعة إنتاج C بوحدة M / s يساوي:

(أ) 0.40 (ب) 0.60 (ج) 0.80 (د) 0.20

(12) في التفاعل التالي: $\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{N}_2$ إذا كان معدل سرعة إنتاج N_2 يساوي

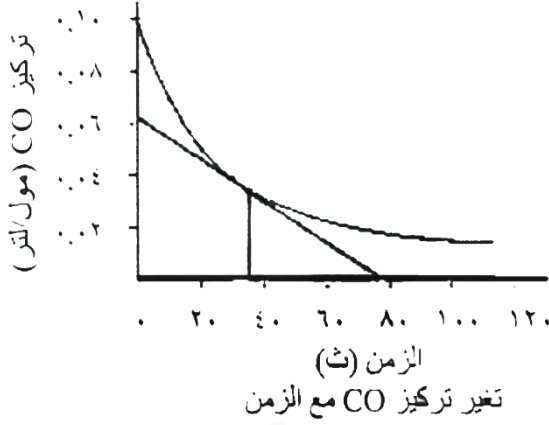
M / s 0.2 فإن معدل سرعة إنتاج H_2 بوحدة M / s يساوي:

(أ) 0.1 (ب) 0.2 (ج) 0.3 (د) 0.4

(13) يكون تركيز المواد المتفاعلة لتفاعل ما أعلى عند الزمن:

(أ) 1s (ب) 5s (ج) 10s (د) 15s

- يمثل الشكل المجاور العلاقة بين تغير تركيز CO مع الزمن للتفاعل:
 $\text{CO} + \text{NO}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$ ادرس الشكل ثم أجب عن الفقرتين (14,15):



(14) تركيز CO في بداية التفاعل يساوي:

أ) 0.02 ب) 0.06

ج) 0.08 د) 0.10

(15) يكون تركيز CO الأقل عن الزمن (s):

أ) 100 ب) 60

ج) 40 د) صفر

10	9	8	7	6	5	4	3	2	1
ج	ب	د	أ	ب	ب	ب	ب	د	ج
15	14	13	12	11					
أ	د	أ	د	أ					

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

قوانين سرعة التفاعلات

لن تبلغ المجد حتى تلحق الصبرا



أثر التراكيز في سرعة التفاعل

- تعلمنا سابقًا حساب سرعة التفاعل بمعرفة التغير في كمية إحدى المواد المتفاعلة المستهلكة، أو كمية إحدى المواد المتكونة خلال زمن معين
- لكن قد تعتمد سرعة التفاعل الكلية على تركيز أكثر من مادة واحدة متفاعلة، لكن هذه المواد المتفاعلة لا يمكن تحديد أثرها في سرعة التفاعل من خلال المعادلة الموزونة بل من التجارب العملية
- مثلاً في التفاعل (نواتج $\rightarrow A + B$) تتناسب سرعة التفاعل طرديًا مع تراكيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة ثابتة، كما يأتي:

$$R \propto [A][B]$$

لاحظ الشكل التالي الذي يبين بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ وفوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 :





رتبة التفاعل

- قانون سرعة التفاعل يصف العلاقة بين سرعة التفاعل وثابت سرعة التفاعل k ، وتركيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة ثابتة.
- مثلاً لاحظ المعادلة العامة التالية:



- ويعبر عن قانون سرعة التفاعل من خلال حاصل ضرب قيمة عددية ثابتة k في تركيز المادة المتفاعلة، وتسمى k بثابت سرعة التفاعل، حيث تعتمد على درجة الحرارة، ولكل تفاعل ثابت سرعة k محدد تختلف قيمته عن الآخر

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

- الرمز (x) يطلق عليه رتبة التفاعل للمادة A، وكذلك الرمز (y) فهو رتبة التفاعل للمادة B
- **رتبة التفاعل:** هو الأس المرفوع تركيز المادة المتفاعلة إليه في قانون سرعة التفاعل، وتبين رتبة التفاعل أثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل
- تحدد رتبة التفاعل من التجربة العملية فقط وليس من معادلة التفاعل الموزونة، وقد تكون قيمة الرتبة صفر، 1، 2، ... فإذا كانت قيمة رتبة x أو y تساوي صفر، فهذا يعني أن التفاعل من الرتبة الصفرية للمادة المتفاعلة A أو B وهكذا.
- **الرتبة الكلية للتفاعل:** مجموع رتب المواد المتفاعلة $x + y$ في قانون سرعة التفاعل

مثال

يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين NO مع غاز الهيدروجين H_2 ، وفق المعادلة الآتية:



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

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

1- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة NO ؟

2- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة H_2 ؟

3- ما الرتبة الكلية للتفاعل ؟

يتحلل خامس أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_5 ، عند درجة حرارة معينة وفق المعادلة التالية:



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

؟ أتتحقق

ما المقصود برتبة التفاعل للمادة المتفاعلة؟

تحديد رتبة التفاعل

- إن معرفة رتبة التفاعل وتحديد ما يساعد في توقع كيفية حدوث التفاعل الكيميائي
- لتحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة متفاعلة سندرس طريقتين، هما: بطريقة الرسم البياني وبطريقة السرعة الابتدائية

طريقة الرسم البياني:

- نحدد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة متفاعلة من خلال معرفة تغير تركيز هذه المادة مع الزمن أثناء سير التفاعل مع المحافظة على بقاء تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى ثابتة من خلال استعمال كميات كبيرة منها
- نقوم بقياس تراكيز المادة المتفاعلة التي اخترناها تجريبياً، ثم نرسم بيانياً العلاقة بين التركيز مقابل زمن التفاعل، وعلمنا سابقاً أن ميل المنحنى عند أي نقطة زمن يساوي سرعة التفاعل عند تلك النقطة، وهذا يعني أنه يمكننا قياس وحساب سرعات مختلفة للتفاعل عند تراكيز معينة، ثم نرسم رسم بياني آخر يبين سرعة التفاعل مقابل تركيز المادة المتفاعلة

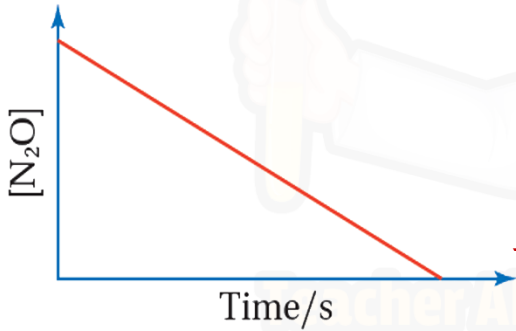
- ونستطيع من خلال هذا الرسم تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة معينة، وسنقتصر في دراستنا باستخدام الرسم على الرتبة الصفرية والرتبة الأولى

➤ الرتبة الصفرية:

- رتبة صفرية هذا يعني أن تركيز المادة المتفاعلة مرفوع للقوة صفر
- وعندما يكون هذا التركيز مرفوع للقوة صفر فإن قيمته تساوي (1)، وهذا يعني أن تغير تركيز المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل
- مثلاً لو قمنا بقياس سرعة تحلل أحادي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O ، وفق المعادلة:

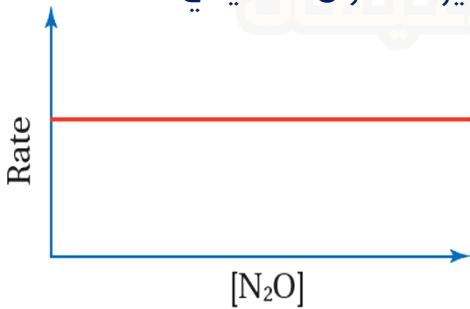


- عندما تم إجراء هذا التفاعل عند درجة حرارة ووجود البلاتين كعامل مساعد، وُجد أن سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز N_2O الموجود بداية التفاعل
- بالتالي يتم رسم العلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة مقابل الزمن فيكون الرسم البياني كما في لشكل:



- لاحظ أن تركيز المادة المتفاعلة يتناقص بمقدار ثابت بمرور الزمن وبالتالي فالعلاقة بين بين التركيز والزمن علاقة خط مستقيم متناقص، وميله يكون مقدراً ثابتاً يعني أن السرعة ثابتة عند أي نقطة، وهذا النمط من الرسم هو ذاته لتفاعلات الرتبة الصفرية كافة

- الآن نقوم برسم علاقة بين سرعة التفاعل مقابل التركيز، فتكون كما يلي:
- لاحظ من خلال الرسم أن سرعة التفاعل لا تتأثر بتركيز المادة المتفاعلة N_2O ، وبالتالي يكون قانون السرعة لهذا التفاعل، كما يلي:



$$R = k$$

والسبب في ذلك هو أن رتبة التفاعل صفرية حيث أن $[N_2O]^0 = 1$ وبالتالي لا داعي لكتابته في قانون السرعة.

أفكر



أستنتج وحدة ثابت السرعة للتفاعل (k) من الرتبة الصفرية

➤ الرتبة الأولى:

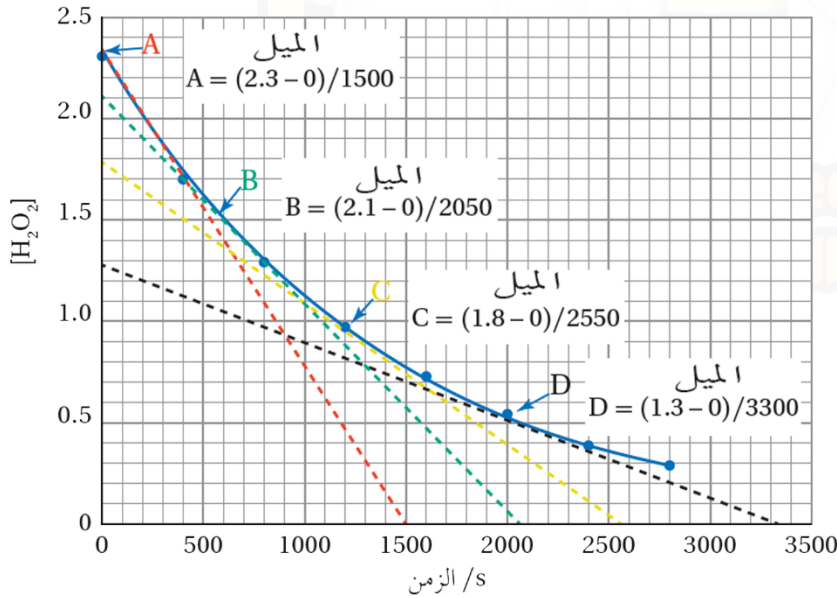
- تكون رتبة التفاعل أولى عندما يُرفع تركيز مادة متفاعلة مرفوعاً للأس (1)، عندها تتناسب سرعة التفاعل طردياً مع تركيز المادة المتفاعلة، يعني تغير تركيز المادة يؤدي إلى التغير نفسه في سرعة التفاعل، مثلاً إذا قلّ تركيز المادة المتفاعلة للنصف فإن سرعة التفاعل تقل للنصف، وإذا تضاعف تركيز المادة المتفاعلة تتضاعف سرعة التفاعل بالمقدار نفسه
- مثلاً تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 وفق المعادلة الآتية:



وُجد عملياً أن مضاعفة تركيز H_2O_2 يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل وبذلك يعد التفاعل من الرتبة الأولى بالنسبة للمادة المتفاعلة فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ويعبر عن سرعته بالقانون:

$$R = k [H_2O_2]^1$$

- يمكن أن نتأكد من أن التفاعل رتبة أولى من خلال تتبع تغير تركيز H_2O_2 بمرور الزمن
- لاحظ الشكل التالي حيث يبين الشكل ميل المماس عند تراكيز محددة من H_2O_2 في

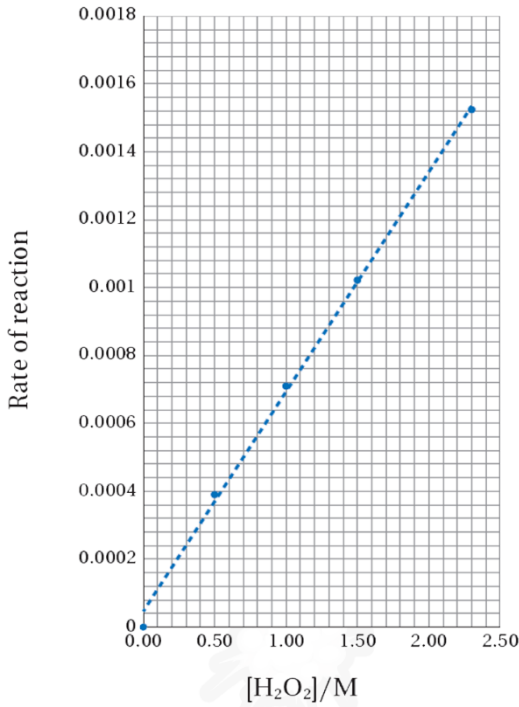


زمن محدد ودرجة حرارة ثابتة:

- هذا الشكل هو المؤشر العام لتفاعلات الرتبة الأولى كافة.
 - من الشكل يتبين أن الخطوط المنقطة (A,B,C,D) تمثل المماس عند تراكيز محددة، وبالتالي عند حساب ميل المماس نكون قد حسبنا سرعة التفاعل عند تلك التراكيز من خلال العلاقة:
- $$R = -\frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t}$$

- ويبين الجدول المجاور قيم سرعة التفاعل المحسوبة عند تراكيز محددة من H_2O_2

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



- وبالتالي من الجدول السابق يمكن رسم شكل بياني يمثل العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المادة H_2O_2 كما في الشكل:
- لاحظ أن الشكل يمثل علاقة خط مستقيم متزايد، وهذا النمط ينطبق على هذا التفاعل وعلى تفاعلات الرتبة الأولى كافة، يعني أنه إذا كانت العلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة وسرعة التفاعل علاقة خط مستقيم، فذلك يعني أن التفاعل من الرتبة الأولى

طريقة السرعة الابتدائية

- نستعمل هذه الطريقة في تحديد رتبة التفاعل من خلال مقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد المتفاعلة، بحيث تقاس سرعة التفاعل الابتدائية في اللحظة التي تخلط فيها المواد المتفاعلة ذات التراكيز المعلومة
- مثلاً في هذا التفاعل العام:



لو افترضنا أنه تم إجراء 3 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	1×10^{-4}
2	0.2	0.1	2×10^{-4}
3	0.1	0.2	4×10^{-4}

فإن قانون سرعة التفاعل العام يكون $R = k [A]^x [B]^y$ ، ولكي نحدد قيمة الرتبة x للمادة A، فإننا نقارن بين تركيز المادة A وسرعة التفاعل في التجربتين (1 و 2) مع ثبات تركيز B، لاحظ أن تركيز المادة A في تجربة 2 هو ضعف تركيزها في تجربة 1 ونلاحظ أن السرعة الابتدائية في تجربة 2 ضعف السرعة الابتدائية في تجربة 1، هذا يعني أن نسبة الزيادة في التركيز هي نفسها نسبة الزيادة في السرعة وبالتالي فالمتفاعل أحادي الرتبة، يعني أن x تساوي 1

- ونطبق نفس الطريقة لتحديد قيمة الرتبة y للمادة B ، نقارن تركيز المادة B مع سرعة التفاعل في التجريبتين (1 و 3) عند ثبات تركيز المادة A ، فنلاحظ أن تركيز المادة B في تجربة رقم 3 ضعف تركيزها في تجربة رقم 1 ، ونلاحظ أن سرعة التفاعل في التجربة رقم 3 تزداد أربعة مرات عنها في التجربة رقم 1 ، وبالتالي فإن التفاعل ثنائي الرتبة للمادة B أي أن قيمة y تساوي 2

- وبالتالي نستنتج أن التفاعل للمادة A أحادي الرتبة، بينما التفاعل للمادة B ثنائي الرتبة، وبالتالي يصبح قانون سرعة التفاعل لهذا التفاعل:
$$R = k [A]^1 [B]^2$$

مثال

يتفاعل ثاني أكسيد النيتروجين NO₂ مع حمض الهيدروكلوريك HCl وفق معادلة التفاعل:

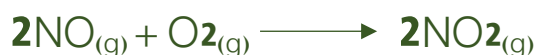


أجريت ثلاث تجارب بتراكيز مختلفة عند درجة حرارة ثابتة، وجرى حساب سرعة التفاعل الابتدائية لكل تجربة وسجلت النتائج، فكانت كما يظهر في الجدول الآتي:

السرعة الابتدائية M.s^{-1}	[HCl] M	[NO ₂] M	رقم التجربة
1.4×10^{-3}	0.3	0.3	1
2.8×10^{-3}	0.3	0.6	2
2.8×10^{-3}	0.6	0.3	3

- 1- اكتب قانون سرعة التفاعل العام
- 2- استنتج رتبة المادة المتفاعلة NO₂
- 3- استنتج رتبة المادة المتفاعلة HCl
- 4- استنتج قانون السرعة لهذا التفاعل
- 5- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وأحدد وحدته

يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين NO مع غاز الأكسجين O₂ مكوناً غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO₂ وفق المعادلة الآتية:



وبقياس سرعة التفاعل الابتدائية عند تراكيز ابتدائية مختلفة من NO و O₂ سجلت النتائج كما يظهر في الجدول:

رقم التجربة	[NO] M	[O ₂] M	السرعة الابتدائية 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

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

جرى قياس السرعة الابتدائية لثلاثة تجارب عند تراكيز ابتدائية مختلفة من تفاعل كلورو إيثان CH₃CH₂Cl مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH وفق المعادلة الآتية:



وسجلت النتائج كما في الجدول الآتي:

رقم التجربة	[CH ₃ CH ₂ Cl] M	[NaOH] M	السرعة الابتدائية M.s ⁻¹
1	0.02	0.025	0.1
2	0.03	0.025	0.15
3	0.03	0.050	0.30

حدد رتبة التفاعل لكل من كلورو إيثان وهيدروكسيد الصوديوم واكتب قانون سرعة التفاعل



في معادلة التفاعل الافتراضي:

سجلت البيانات كما يلي:

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

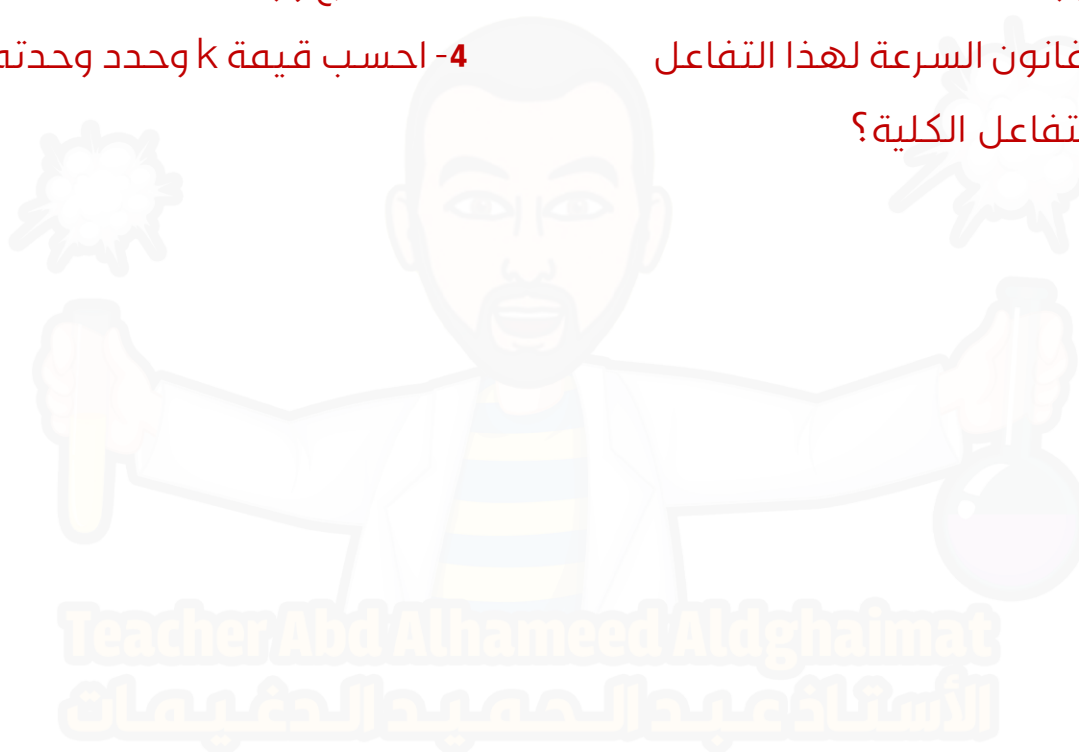
2- استنتج رتبة المادة المتفاعلة B

1- استنتج رتبة المادة المتفاعلة A

4- احسب قيمة k وحدد وحدته

3- استنتج قانون السرعة لهذا التفاعل

5- ما رتبة التفاعل الكلية؟



Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

في التفاعل الآتي: $2\text{NOCl}_{(g)} \longrightarrow 2\text{NO}_{(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ تم الحصول من خلال التجربة على

البيانات التالية في الجدول:

رقم التجربة	[NOCl] M الابتدائي	السرعة الابتدائية M /s
1	0.2	1.6×10^{-9}
2	0.4	6.4×10^{-9}
3	0.6	1.44×10^{-8}

- 1- اكتب قانون سرعة التفاعل
- 2- احسب قيمة ثابت السرعة k وبين وحدته
- 3- احسب سرعة إنتاج Cl_2 في تجربة رقم 2
- 4- احسب سرعة تكوّن NO عندما يكون [NOCl] يساوي 0.1 M

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

يتفكك غاز N_2O_5 عند درجة $45^\circ C$ كما في المعادلة: $2N_2O_{5(g)} \longrightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$
وعند قياس سرعة التفاعل الابتدائية باستخدام تراكيز ابتدائية مختلفة للمادة المتفاعلة في عدة تجارب، تم الوصول للبيانات الموجودة في الجدول التالي:

رقم التجربة	$M [N_2O_5]$ الابتدائي	السرعة الابتدائية s / M
1	0.02	1.2×10^{-6}
2	0.04	2.4×10^{-6}
3	0.08	4.8×10^{-6}

- 1- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة N_2O_5 ؟
- 2- اكتب قانون سرعة التفاعل
- 3- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وبيّن وحدته

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

- في التفاعل العام الآتي: $2A \longrightarrow$ نواتج، إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة k عند درجة حرارة معينة يساوي $1.5 \times 10^{-4} s^{-1}$
- 1- احسب قانون سرعة التفاعل
 - 2- احسب سرعة التفاعل عندما يكون $[A]$ يساوي $0.1M$

السؤال الأول: أوضح كيفية التوصل إلى رتبة مادة متفاعلة

السؤال الثاني: وضع المقصود بالرتبة الكلية للتفاعل

السؤال الثالث: في التفاعل الافتراضي بين A و B عند درجة حرارة ثابتة، كانت بيانات التفاعل كما يأتي:

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

2- استنتج رتبة التفاعل للمادة B

1- استنتج رتبة التفاعل للمادة A

4- احسب قيمة k وحدد وحدته

3- استنتج قانون السرعة لهذا التفاعل

5- احسب سرعة التفاعل عندما تركيز A يساوي تركيز B يساوي 0.01M

السؤال الرابع: في التفاعل الافتراضي $T + E + D \longrightarrow$ نواتج

سجلت بيانات خمس تجارب عند درجة حرارة ثابتة كما يأتي:

رقم التجربة	[T] M	[E] M	[D] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
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}

1- استنتج رتبة التفاعل للمادة T

2- استنتج رتبة التفاعل للمادة E

3- استنتج رتبة التفاعل للمادة D

4- استنتج قانون سرعة التفاعل

5- احسب تركيز المادة D في التجربة الأخيرة

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

الأسئلة الوزارية الموضوعية على الدرس

2020-1997

(1) في التفاعل العام الآتي: $2A + 2B \longrightarrow 2C + D$ ، وكان قانون سرعة التفاعل $R = k[A][B]^2$ فإنه عند مضاعفة تركيز كل من A، B معًا يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل إلى:

(أ) 6 مرات (ب) 3 مرات (ج) 8 مرات (د) 4 مرات

(2) إذا كان قانون السرعة للتفاعل: $R + M \longrightarrow G$ هو: $R = k[R]^2$ ، وعند مضاعفة تركيز R ثلاث مرات و M مرتين فإن السرعة تتضاعف بمقدار:

(أ) 9 مرات (ب) 6 مرات (ج) 3 مرات (د) مرتين

(3) في التفاعل الافتراضي: $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ إذا علمت أن سرعة التفاعل تساوي $R = k[B]^2$ فعند مضاعفة تركيز B أربع مرات وتركيز A مرتين، فإن سرعة التفاعل تتضاعف بمقدار:

(أ) 8 مرات (ب) 16 مرة (ج) 4 مرات (د) 32 مرة

(4) في التفاعل $2A \longrightarrow F + C$ ، إذا كانت قيمة k تساوي $2 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ عند درجة حرارة معينة فإن سرعة هذا التفاعل عندما يكون تركيز A يساوي 0.1 M تساوي:

(أ) 2×10^{-3} (ب) 2×10^{-4} (ج) 2×10^{-5} (د) 2×10^{-6}

(5) تفاعل ما رتبته الكلية تساوي 1 عند درجة حرارة معينة، تكون وحدة قياس ثابت سرعة هذا التفاعل k:

(أ) s^{-1} (ب) M^{-1} (ج) $\text{M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ (د) M / s

(6) في التفاعل الافتراضي: نواتج $A \longrightarrow$ ، قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^2$ عند درجة حرارة معينة، $[A] = 0.2 \text{ M}$ وسرعة التفاعل M / s 1.6×10^{-9} ، فإن قيمة k تساوي:

(أ) $8 \times 10^{-9} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ (ب) $8 \times 10^{-9} \text{ s}^{-1}$

(ج) $4 \times 10^{-8} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ (د) $4 \times 10^{-8} \text{ s}^{-1}$

(7) في التفاعل: نواتج $A + B + C \longrightarrow$ ، رتبة التفاعل للمادة $A = 1$ ، رتبة التفاعل للمادة $B = 2$ ورتبة التفاعل الكلية تساوي 3 عند درجة حرارة معينة، فإن قانون سرعة التفاعل هو:

(ب) $R = k [A]^1 [B]^1 [C]^1$

(أ) $R = k [A]^1 [B]^2$

(د) $R = k [A]^2 [B]^1$

(ج) $R = k [A]^1 [C]^1$

(8) قانون سرعة تفاعل ما هو $R = k[A]^x$ عند درجة حرارة معينة، فإن العبارة الصحيحة فيما يتعلق بقيمة x :

(أ) تبين أثر تركيز المتفاعلات في سرعة التفاعل (ب) تساوي تركيز المواد المتفاعلة
(ج) تساوي عدد مولات المواد المتفاعلة (د) لا تحسب من التجربة العلمية

(9) في التفاعل الافتراضي: نواتج $A \longrightarrow$ ، إذا كانت قيمة $k = 2 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ ، عند درجة حرارة معينة، فإن سرعة هذا التفاعل بوحدة M / s ، عندما يكون تركيز A يساوي 0.2 M ، تساوي:

(د) 8×10^{-5}

(ج) 8×10^{-4}

(ب) 4×10^{-5}

(أ) 4×10^{-4}

(10) الرتبة الكلية لتفاعل ما تساوي 1 عند درجة حرارة معينة، فإن وحدة ثابت السرعة k لهذا التفاعل هي:

(د) M / s

(ج) $\text{M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

(ب) M^{-1}

(أ) s^{-1}

(11) في التفاعل الافتراضي: $A \longrightarrow C$ ، قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^1$ عند درجة حرارة معينة، وتركيز A يساوي 0.02 M ، وسرعة التفاعل تساوي $2.4 \times 10^{-6} \text{ M} / \text{s}$ ، فإن قيمة k :

(د) 4.8×10^{-4}

(ج) 4.8×10^{-2}

(ب) 1.2×10^{-4}

(أ) 1.2×10^{-2}

(12) في التفاعل الافتراضي: نواتج $A + B \longrightarrow$ ، رتبة التفاعل للمادة $B = 2$ ، والرتبة الكلية للتفاعل تساوي 3 ، عند درجة حرارة معينة، فإن قانون سرعة التفاعل هو:

(د) $R = k[A]^1$

(ج) $R = k[A]^2[B]^1$

(ب) $R = k[A]^1[B]^1$

(أ) $R = k[A]^1[B]^2$

(13) في التفاعل: $\text{NO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$ ، عند مضاعفة تركيز NO_2 مرتين تتضاعف سرعة التفاعل مرتين، فإن رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NO_2 :

(أ) صفر (ب) 1 (ج) 2 (د) 3

(14) إذا كانت قيمة ثابت سرعة تفاعل ما k عند درجة حرارة معينة $\text{M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$ ، فإن الرتبة الكلية لهذا التفاعل، تساوي:

(أ) صفر (ب) 1 (ج) 2 (د) 3

(15) يمثل قانون سرعة تفاعل ما، العلاقة بين:

(ب) سرعة التفاعل والتركيز
(د) الطاقة والتركيز

(أ) سرعة التفاعل ودرجة الحرارة
(ج) درجة الحرارة والتركيز

10	9	8	7	6	5	4	3	2	1
أ	د	أ	أ	ج	أ	ج	ب	أ	ج
					15	14	13	12	11
					ب	د	ب	أ	ب

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

ثبت معلوماتك

السؤال الأول: وضح المقصود بكل من:

1- سرعة التفاعل الكيميائي:

2- رتبة التفاعل:

3- السرعة الابتدائية للتفاعل:

4- السرعة اللحظية:

6- رتبة التفاعل الكلية:

السؤال الثاني: في تفاعل المغنيسيوم مع محلول حمض HCl :

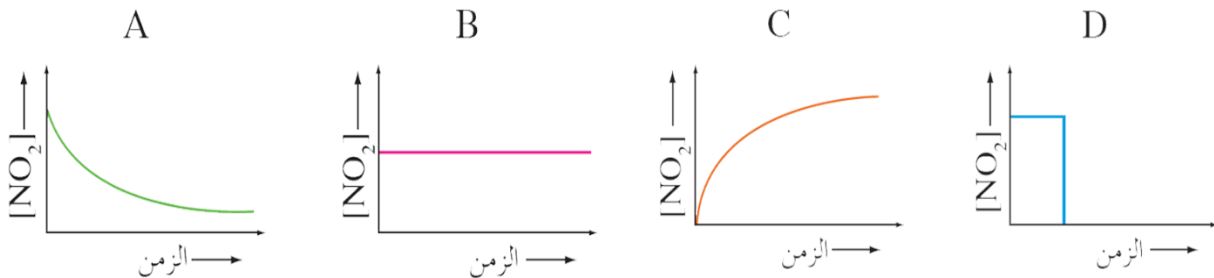


اختفت قطعة من Mg كتلتها 2g عند وضعها في المحلول بعد مرور 5 دقائق، احسب معدل

سرعة التفاعل

السؤال الثالث: يتحول N_2O_4 إلى NO_2 في وعاء مغلق، فإذا تمت متابعة التغير في تركيز النواتج

بالنسبة للزمن، فأى الأشكال (D,C,B,A) تمثل المعلومات التي تم جمعها؟



السؤال الرابع: يتحلل الأوزون وفقاً للمعادلة الآتية: $2\text{O}_3(\text{g}) \longrightarrow 3\text{O}_2(\text{g})$

إذا تغير تركيز O_3 من 4.2M إلى 3.6M خلال 100 دقيقة:

1- احسب معدل سرعة إنتاج O_2 خلال الفترة الزمنية نفسها بوحدة M/s

2- احسب معدل سرعة التفاعل

3- ما العلاقة بين معدل سرعة تحلل O_3 ومعدل سرعة تكون O_2 بدلالة التغير في التركيز والتغير في الزمن

السؤال الخامس: في التفاعل الآتي: $\text{BrO}_3^- (\text{aq}) + 5\text{Br}^- (\text{aq}) + 6\text{H}^+ (\text{aq}) \longrightarrow 3\text{Br}_2 (\text{l}) + 3\text{H}_2\text{O} (\text{l})$

تم الحصول على البيانات الآتية من التجربة العملية:

رقم التجربة	$[\text{BrO}_3^-] \text{ M}$	$[\text{Br}^-] \text{ M}$	$[\text{H}^+] \text{ M}$	السرعة الابتدائية M/s
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- اكتب قانون سرعة التفاعل

2- احسب قيمة ثابت السرعة وحدد وحدته

3- ما رتبة التفاعل الكلية

السؤال السادس: ادرس الجدول الآتي ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

رقم التفاعل	معادلة التفاعل	قانون السرعة	المعلومات												
1	$A+B+C \longrightarrow$ نواتج	$R = k [A]^1[B]^2$													
2	$R+M \longrightarrow$ نواتج		<table> <tr> <th>رقم التجربة</th><th>[R] M</th><th>[M] M</th><th>سرعة التفاعل M /s</th></tr> <tr> <td>1</td><td>0.1</td><td>0.1</td><td>2×10^{-5}</td></tr> <tr> <td>2</td><td>0.2</td><td>0.1</td><td>8×10^{-5}</td></tr> </table>	رقم التجربة	[R] M	[M] M	سرعة التفاعل M /s	1	0.1	0.1	2×10^{-5}	2	0.2	0.1	8×10^{-5}
رقم التجربة	[R] M	[M] M	سرعة التفاعل M /s												
1	0.1	0.1	2×10^{-5}												
2	0.2	0.1	8×10^{-5}												
3	$2N_2O_5 \longrightarrow 4NO_2 + O_2$	$R = k [N_2O_5]^1$													
4	$CH_3CHO \longrightarrow CH_4 + CO$	$k = 2.5 \times 10^{-4} M^{-1}.s^{-1}$													

- 1- ماذا يحدث لسرعة التفاعل رقم (1) إذا تضاعف [C] ثلاث مرات مع ثبوت العوامل الأخرى؟
- 2- اكتب قانون سرعة التفاعل رقم (2) علقاً بأن الرتبة الكلية للتفاعل 2
- 3- حدد العلاقة بين معدل سرعة استهلاك N_2O_5 ومعدل سرعة إنتاج NO_2 في التفاعل رقم (3) بدلالة التغير في التركيز والتغير في الزمن
- 4- احسب سرعة التفاعل رقم (4) عندما يكون $[CH_3CHO]$ يساوي $0.2M$ مع ثبوت العوامل الأخرى

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات



السؤال السابع: في التفاعل الافتراضي:

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

وعند مضاعفة تركيز E ثلاث مرات وتركيز B أربع مرات ، تضاعفت سرعة التفاعل 36 مرة، ما مرتبة E ؟

السؤال الثامن: مستخدماً البيانات الواردة في الجدول الآتي والمتعلقة بالتفاعل العام:



الزمن (s)	[D] M	سرعة التفاعل M/s
2	0.50	15×10^{-2}
4.2	0.25	7.5×10^{-2}
X	0.75	Q

إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو: $R = k [D]^1$

1- احسب سرعة التفاعل عندما يكون [D] يساوي 0.75M

2- هل قيمة الزمن (X) أكبر من 4.2s أم أقل من 2s ؟ وضح إجابتك

السؤال التاسع: في التفاعل الآتي: $A + 2B \longrightarrow 3C + D$

إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة k للتفاعل عند درجة حرارة معينة يساوي $2 \times 10^{-3} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ ، وأن قانون

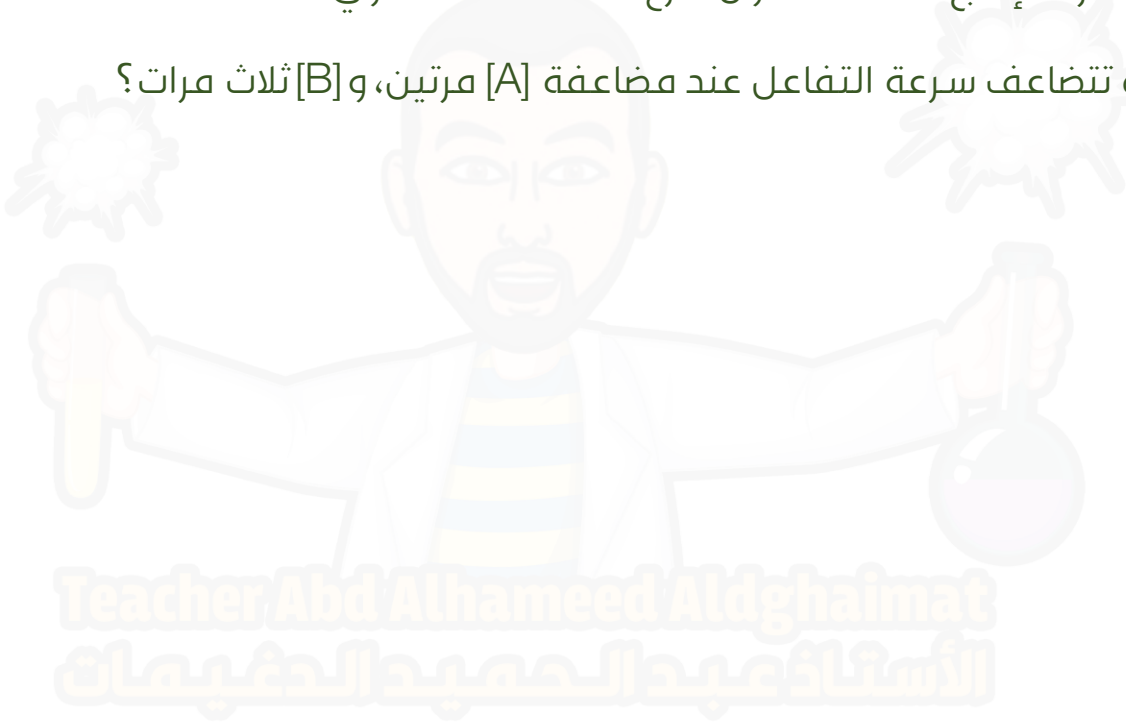
سرعة التفاعل هو: $R = k [A]^x$

1- ما رتبة التفاعل لكل من A و B ؟

2- احسب سرعة التفاعل عندما يكون تركيز $A = 0.1 \text{ M}$ وتركيز $B = 0.5 \text{ M}$

3- احسب سرعة إنتاج C عندما تكون سرع استهلاك B تساوي 0.6 M/s

4- كم مرة تتضاعف سرعة التفاعل عند مضاعفة [A] مرتين، و [B] ثلاث مرات؟



نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

لا يعتري خطواتنا ياس ولا سأم

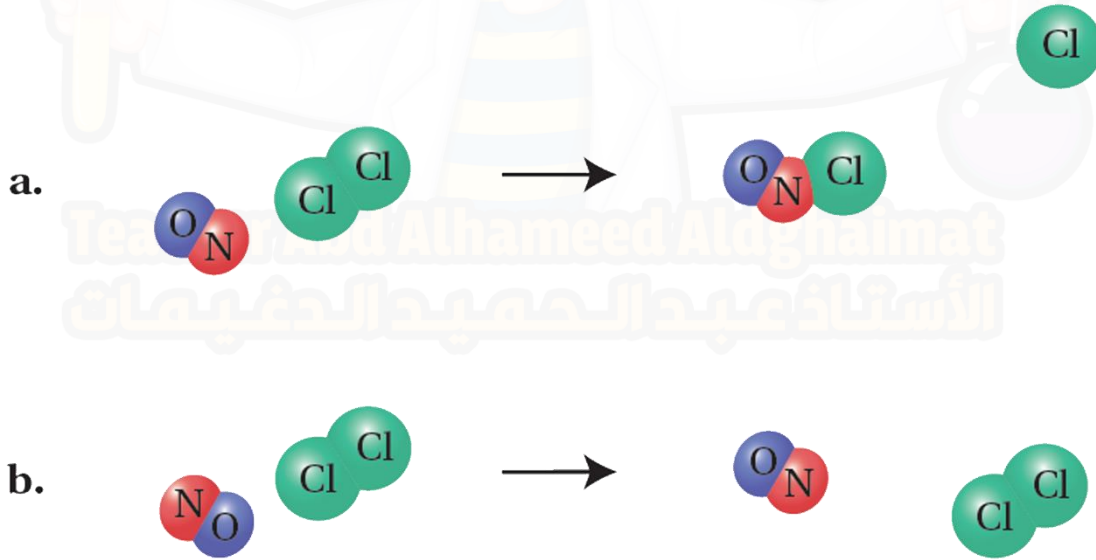


نظرية التصادم

- وضع هذه النظرية العالمان ماكس تراوتز ووليام لويس
- وضعت لتفسير حدوث التفاعلات الكيميائية وتفاوت سرعاتها، وقدمت اقتراحات حول كيفية تغيير سرعة التفاعل الكيميائي
- تفترض النظرية أنه لحدوث تفاعل كيميائي، يجب أن تتصادم جسيمات المواد المتفاعلة معًا، وأن تكون طاقة التصادم كافية لتكسير الروابط بين جسيمات المتفاعلات وتكوين روابط جديدة. ويشترط أن يكون اتجاه تصادم جسيمات المتفاعلات صحيحًا
- مثالاً: تفاعل جزيئات أحادي أكسيد النيتروجين NO مع جزيئات الكلور Cl₂، وفق المعادلة:



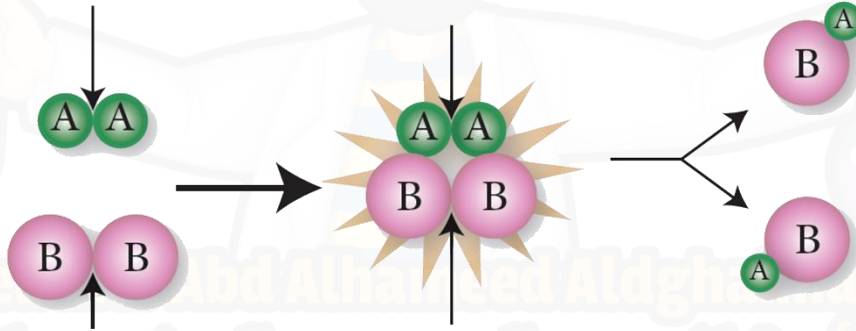
لاحظ الشكل الذي يوضح طرائق لتصادم الجسيمات بعضها ببعض:



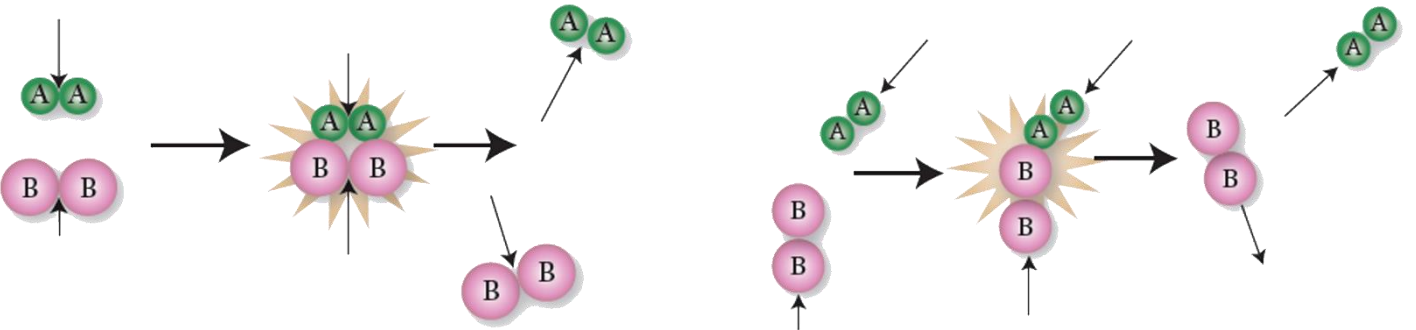
- من المهم أن نعلم أنه ليس كل تصادم يؤدي إلى تكوين نواتج (حدوث تفاعل)، بل يجب أن يكون اتجاه تصادم الجسيمات صحيحًا



- تحدث تصادمات كثيرة بين جسيمات المواد المتفاعلة، لكن عدد التصادمات التي تؤدي لتكوين نواتج يكون قليلاً مقارنة بعدد التصادمات الكلية
- **التصادم الفعال:** هو التصادم الذي يمتلك طاقة كافية ويؤدي إلى حدوث التفاعل وتكوين النواتج
- لحدوث التصادم الفعال فهناك شرطين، هما:
 - أن يكون تصادم جسيمات المواد المتفاعلة بالاتجاه الصحيح
 - أن تمتلك الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل
- مثلاً في هذه المعادلة العامة: $A_2 + B_2 \longrightarrow 2AB$ لكي يحدث تفاعل وتنتج المادة AB، يجب أن تصادم جسيمات A مع جسيمات B بالاتجاه الصحيح وأن تتوفر الطاقة الكافية لذلك، لاحظ الشكل التالي:

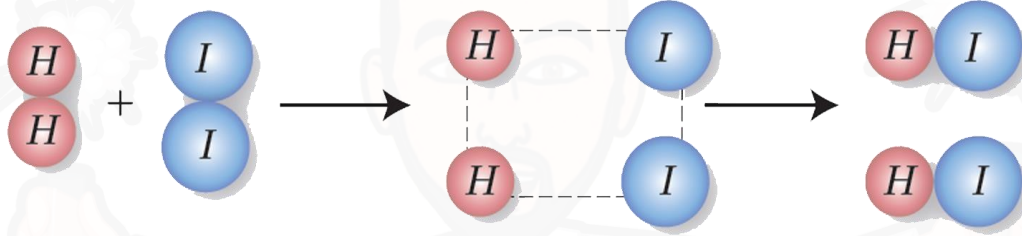


- ماذا لو كان اتجاه تصادم جسيمات المتفاعلات صحيحاً، ولكنها لا تمتلك الطاقة الكافية؟ وماذا لو كان اتجاه التصادم غير صحيح ولا تمتلك الجسيمات الطاقة الكافية؟ هذا لا يؤدي إلى حدوث تفاعل، فقط بعد اصطدام الجسيمات فإنها ترتد عن بعضها البعض، كما يحدث في الأشكال التالية:



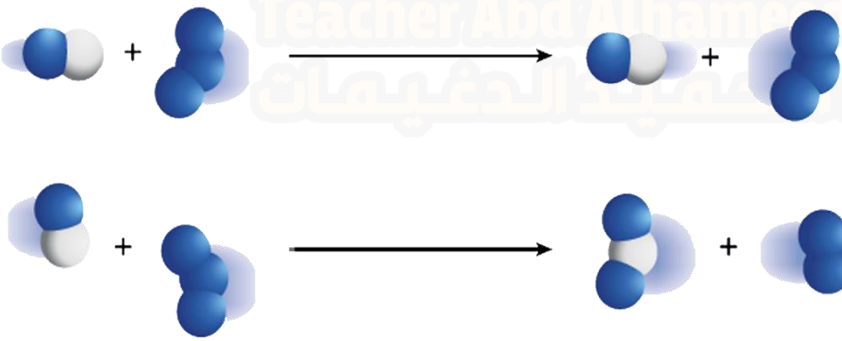
هل يمكن حدوث تفاعل إذا امتلكت الجسيمات الطاقة الكافية وكان اتجاه تصادمها غير صحيح؟

- عند حدوث التصادم الفعال، تتكون جسيمات تسمى المعقد المنشط
- المعقد المنشط هو حالة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات يبدأ فيها تكسير الروابط وتكوين روابط جديدة وتمتلك أعلى طاقة، يطلق عليها طاقة المعقد المنشط (H_c)
- بعد ذلك سرعان ما يتفكك المعقد المنشط مكوناً المواد الناتجة أو المتفاعلة مرة أخرى
- لاحظ الشكل الذي يوضح المعقد المنشط المتكون من تفاعل الهيدروجين مع اليود:



مثال

أستنتج من الشكل الآتي أي الاحتمالين يعد اتجاهًا صحيحًا للتصادم الفعال بين جزيئات أحادي أكسيد النيتروجين وجزيئات الأوزون وفق المعادلة الآتية: $NO + O_3 \longrightarrow NO_2 + O_2$

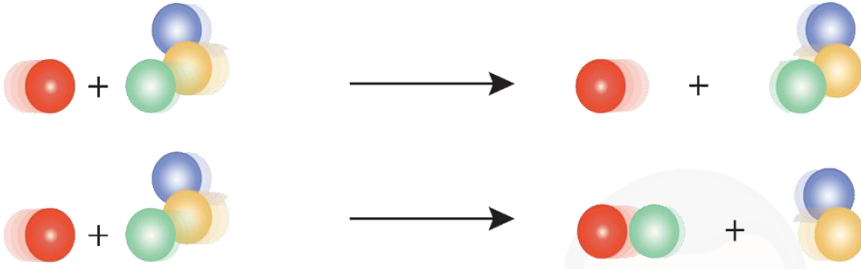


مثال

ارسم المعقد المنشط المتكون من التفاعل العام الآتي: $2AB \longrightarrow A_2 + B_2$

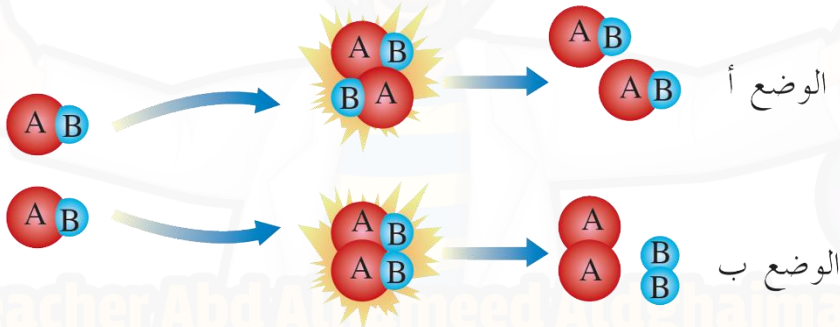
1- ما الشرطان اللازم توافرها حتى يكون التصادم فعالاً ؟

2- بالاعتماد على شرطي التصادم الفعال، استنتج من الشكل الافتراضي الآتي أي الحالتين تمثل تصادماً فعالاً، وأيها تمثل تصادماً غير فعال ؟ وفسر إجابتك.



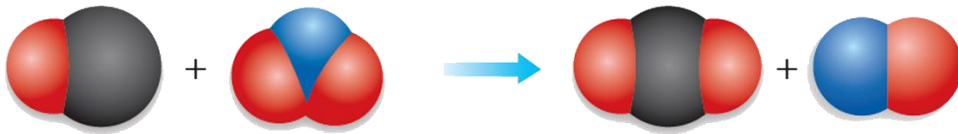
سؤال مقترح ؟

في أي الموضعين يكون التصادم تصادماً فعالاً ؟



سؤال مقترح ؟

بالرجوع للشكل التالي، الذي يمثل أحد التفاعلات الكيميائية:

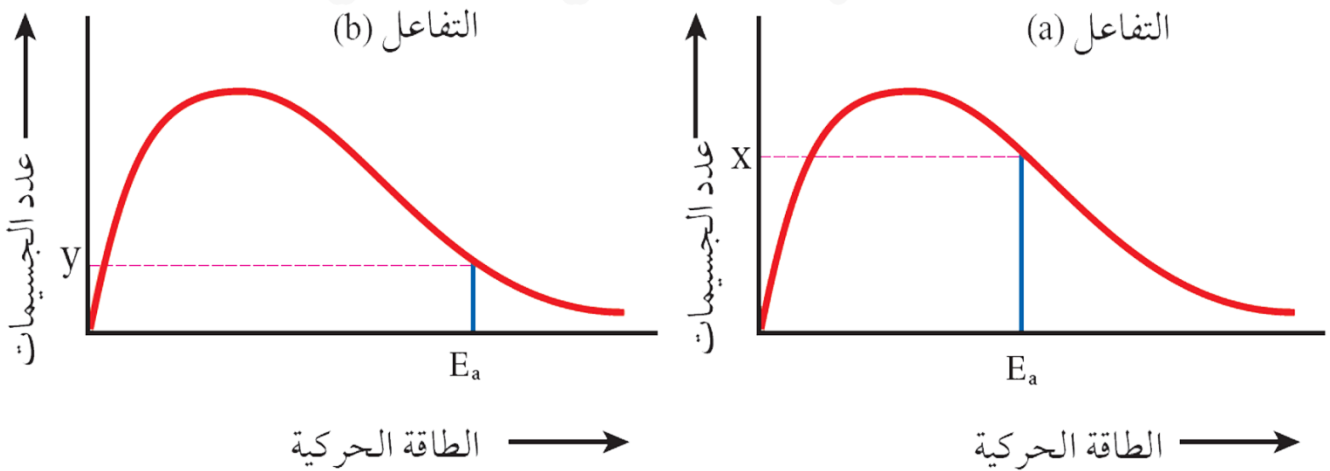


أي الموضعين (A) أم (B) يكون التصادم فيها مناسباً ويؤدي إلى تكوين نواتج ؟

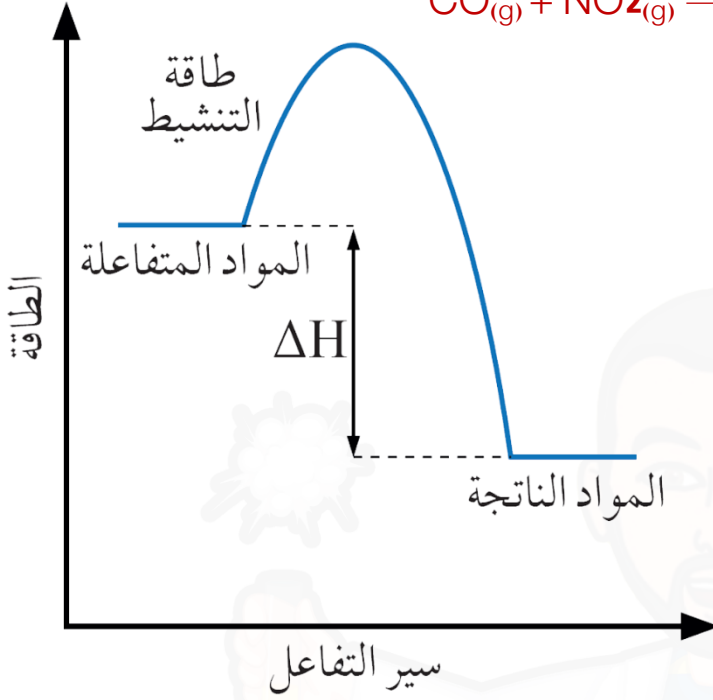




- اتفقنا سابقاً أنه لحدوث تفاعل يشترط امتلاك جسيمات المواد المتفاعلة طاقة كافية لحدوث التفاعل، تسمى هذه الطاقة، طاقة التنشيط.
- **طاقة التنشيط (E_a):** الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تمتلكها الجسيمات المتفاعلة كي تبدأ التفاعل وتكون المعقد المنشط.
- في حال كانت طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل منخفضة، هذا يعني أنه يوجد عدد كبير من الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقد المنشط عند تصادمها بالاتجاه الصحيح، وبالتالي تزداد سرعة التفاعل ويزداد احتمال تكوين النواتج.
- والعكس يكون، في حال كانت طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل عالية، هذا يعني أنه يوجد عدد قليل من الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقد المنشط عند التصادم، وبالتالي تكون سرعة التفاعل بطيئة.
- أي أنه كلما كانت طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل منخفضة، يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك الطاقة الكافية لحدوث التفاعل، فتزداد سرعة التفاعل وتزداد احتمالية تكوين النواتج، والعكس صحيح.
- لاحظ الشكلين التاليين:



- الشكل التالي يوضح سير تفاعل أول أكسيد الكربون CO مع ثاني أكسيد النيتروجين NO₂ لإنتاج ثاني أكسيد الكربون CO₂ وأحادي أكسيد النيتروجين NO وفق المعادلة الآتية:



- من خلال الشكل نلاحظ أن المواد المتفاعلة تمتلك كمية من الطاقة تسمى طاقة المواد المتفاعلة أو المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة ورمزه H_R

- نلاحظ كذلك بالنسبة للمواد الناتجة فإنها تمتلك طاقة تسمى طاقة المواد الناتجة أو المحتوى الحراري للمواد الناتجة ورمزه H_P

- لاحظ أن طاقة المواد الناتجة H_P أقل من طاقة المواد المتفاعلة H_R وهذا يعني أن التفاعل يصاحبه فقدان للطاقة (طارد)

- يسمى فرق الطاقة بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ويرمز له بالرمز ΔH، حيث:

التغير في المحتوى الحراري للتفاعل = طاقة المواد الناتجة - طاقة المواد المتفاعلة

$$\Delta H = H_P - H_R$$

- لاحظ من الشكل أن المواد المتفاعلة تكتب طاقة عند تصادمها لتكوين المعقد المنشط وتسمى هذه الطاقة (طاقة تنشيط التفاعل الأمامي) E_a

- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي:** هي الطاقة التي يجب أن تمتلكها المواد المتفاعلة عند تصادمها لتكوين المواد الناتجة، وتمثل الفرق بين طاقة المعقد المنشط وطاقة المواد المتفاعلة

$$E_{a_1} = H_C - H_R$$

- في تفاعلنا السابق فإن جسيمات CO و NO₂ تتصادم مع وجود كمية كافية من الطاقة وتكون المعقد المنشط، ثم تنكسر الروابط وتتكون روابط جديدة، فتتكون النواتج

- لو حدث تفاعل عكسي بين ثاني أكسيد الكربون CO_2 وأحادي أكسيد النيتروجين NO ، لإنتاج CO و NO_2 ، سنلاحظ من الرسم السابق أن فرق الطاقة بين طاقة المواد الناتج وطاقة المعقد المنشط تسمى طاقة تنشيط التفاعل العكسي E_{a2}

$$E_{a2} = H_C - H_P$$

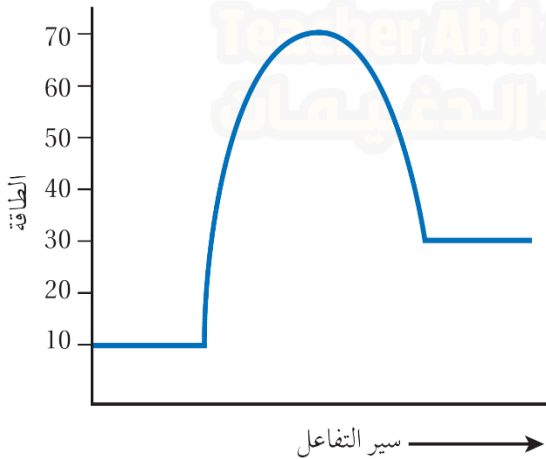
- نلاحظ أن طاقة تنشيط التفاعل العكسي أكبر من طاقة تنشيط التفاعل الأمامي وبالتالي يكون التفاعل العكسي ماصًا للطاقة
- وبالتالي يمكننا كذلك التعبير عن التغير في المحتوى الحراري للتفاعل بدلال الفرق بين طاقة تنشيط التفاعل الأمامي E_{a1} وطاقة تنشيط التفاعل العكسي E_{a2} ، حيث:

$$\Delta H = E_{a1} - E_{a2}$$

- في حال كانت إشارة ΔH موجبة هذا يعني أن التفاعل ماص للطاقة، أم إن كانت إشارتها سالبة فهذا يعني أن التفاعل طارد للطاقة

مثال

بدراسة منحنى التفاعل الماص للطاقة المجاور، أجد قيمة كل مما يأتي بوحدة (kJ):



- 1- طاقة المواد المتفاعلة
- 2- طاقة المواد الناتجة
- 3- طاقة المعقد المنشط
- 4- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي
- 5- طاقة تنشيط التفاعل العكسي
- 6- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل

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

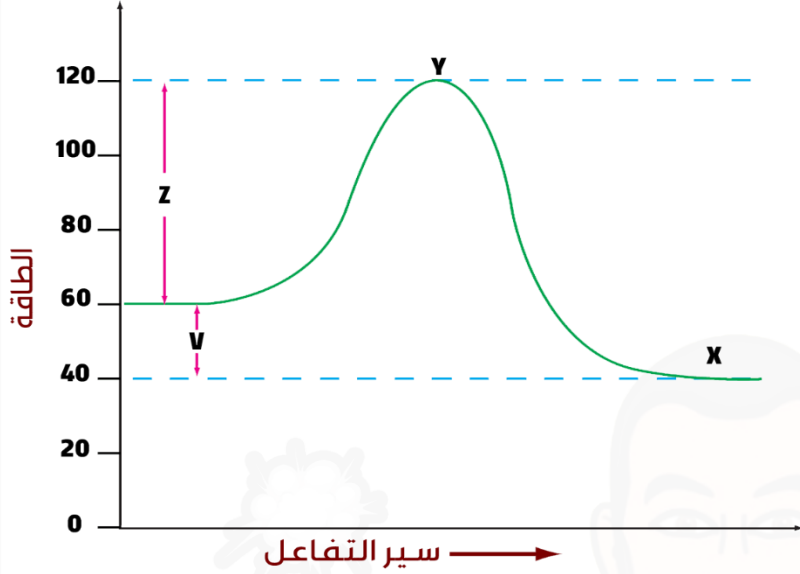
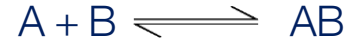
- 1- طاقة المواد الناتجة
- 2- طاقة المعقد المنشط
- 3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي
- 4- هل التفاعل ماص للطاقة أم طارد ؟

؟ أتتحقق

في تفاعل ما، كانت قيمة التغير في المحتوى الحراري للتفاعل 80kJ - ، وطاقة المواد الناتجة 15kJ ، وطاقة المعقد المنشط 150kJ ، احسب:

- 1- طاقة المواد المتفاعلة
- 2- طاقة تنشيط التفاعل العكسي
- 3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي

ادرس الشكل الذي يمثل سير التفاعل الافتراضي الآتي، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



1- إلى ماذا تشير كل من الرموز (X,Y,Z,V)

2- ما قيمة طاقة المعقد المنشط؟

3- ما قيمة طاقة المواد المتفاعلة؟

4- ما قيمة التغير في المحتوى الحراري ΔH للتفاعل؟

5- هل التفاعل ماص للطاقة أم طارد؟

6- ما مقدار طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

في تفاعل ما، كانت قيمة طاقة المواد المتفاعلة 80kJ ، وقيمة طاقة المواد الناتجة 50kJ ، وقيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي 75kJ ، فأجب عن الأسئلة التالية:

1- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي

2- ما قيمة طاقة المعقد المنشط؟

3- ما قيمة ΔH للتفاعل؟



العوامل المؤثرة في سرعة
التفاعل الكيميائي

- تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بمجموعة من العوامل، والتي من الممكن التحكم بها لزيادة سرعة التفاعل أو إبطائها، فما هذه العوامل؟ وما أثرها في سرعة التفاعل؟
- سنقوم بدراسة خمسة عوامل، هي:

1- طبيعة المواد المتفاعلة

2- تركيز المواد المتفاعلة

3- مساحة سطح المواد المتفاعلة

4- درجة الحرارة

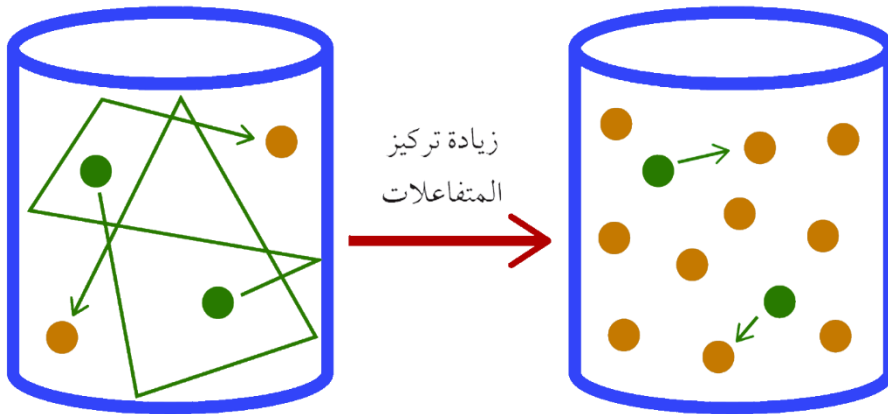
5- العامل المساعد

○ طبيعة المواد المتفاعلة:

- حيث أن بعض المواد تكون أنشط من غيرها، وهذا يعني أن تفاعلاتها تحدث بسرعة، مثل الصوديوم فهو أنشط من المغنيسيوم في تفاعله مع الماء وهذا يعني أن تفاعله أسرع، ومثل الخارصين عند تفاعله مع محلول نترات الفضة يكون أسرع من تفاعل النحاس مع نفس المحلول، وذلك لأن الخارصين أنشط من النحاس

○ تركيز المواد المتفاعلة:

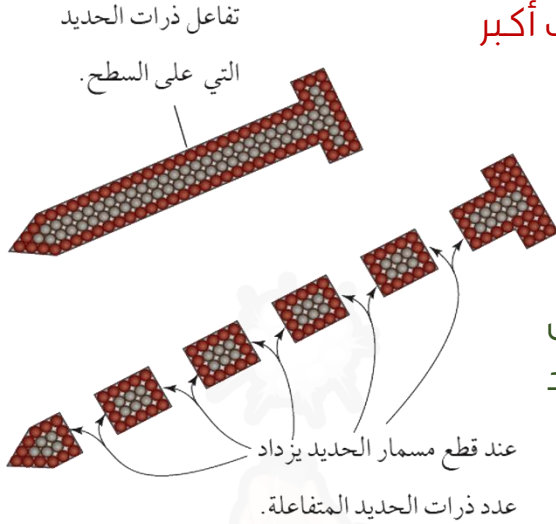
- إن زيادة تركيز المواد المتفاعلة يؤدي إلى زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم، وبالتالي يزداد عدد التصادمات الكلية بينها، وهذا يؤدي إلى ازدياد التصادمات الفعّالة وهذا يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل، لاحظ الشكل:



○ مساحة سطح المواد المتفاعلة:

- إذا زادت مساحة سطح المادة الصلبة المعرضة للتفاعل، فهذا يؤدي لزيادة عدد التصادمات الفعّالة، وبالتالي تزداد سرعة التفاعل
- لذلك لو سألتك في أي الحالتين يكون التفاعل أسرع، عند احتراق قطعة خشبية كبيرة أم عند احتراق نشارة الخشب؟

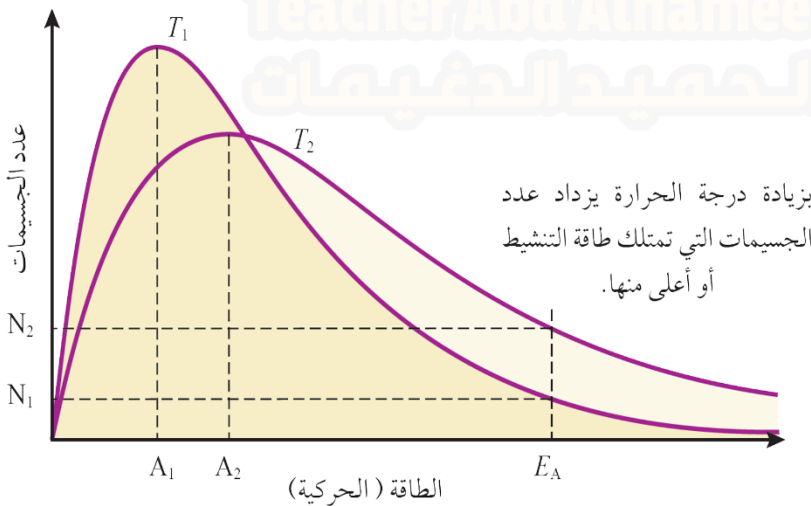
لو قمنا بحرق نشارة خشب يكون التفاعل أسرع من حرق قطعة الخشب وذلك لأن مساحة السطح المعرضة للتفاعل في نشارة الخشب أكبر



- هذا يعني أن الكتلة الكبيرة من المادة الصلبة توفر مساحة سطح صغيرة، لكن في حال تجزأتها أو طحنها على شكل مسحوق تزداد مساحة السطح المعرض للتفاعل
- كذلك في حال تفاعل برادة الحديد مع حمض الهيدروكلوريك يكون أسرع من تفاعل مسمار حديد كاملاً مع حمض الهيدروكلوريك، لاحظ الشكل:

○ درجة الحرارة:

- في حال ازدادت درجة الحرارة، فهذا يعني زيادة في الطاقة الحركية لجسيمات المواد المتفاعلة، وهذا يعني زيادة في عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها، وهذا يعني زيادة عدد التصادمات الفعّالة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل



- لاحظ الشكل التالي:

- بازدياد درجة الحرارة في T_2 فإن متوسط الطاقة الحركية للجسيمات أعلى من متوسط الطاقة الحركية A_1 عند درجة الحرارة T_1

- الخط المتقطع يمثل طاقة

التنشيط والتي لا تتغير بتغير درجة الحرارة

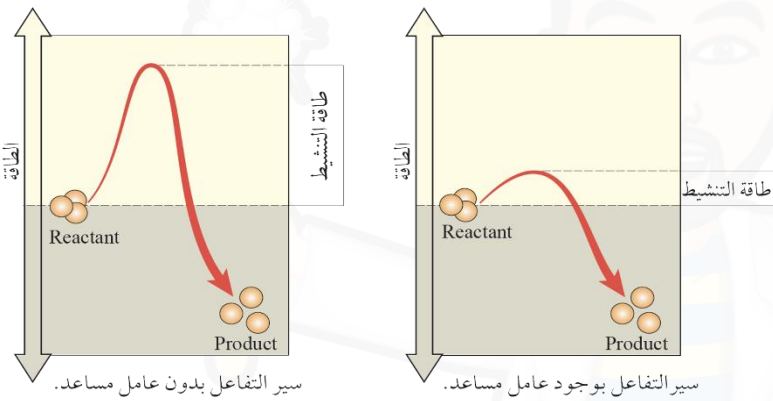
- المنطقة المظللة تمثل الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية للتفاعل، ويكون عددها N_2 عند T_2 وهي أكبر من عددها N_1 عند T_1



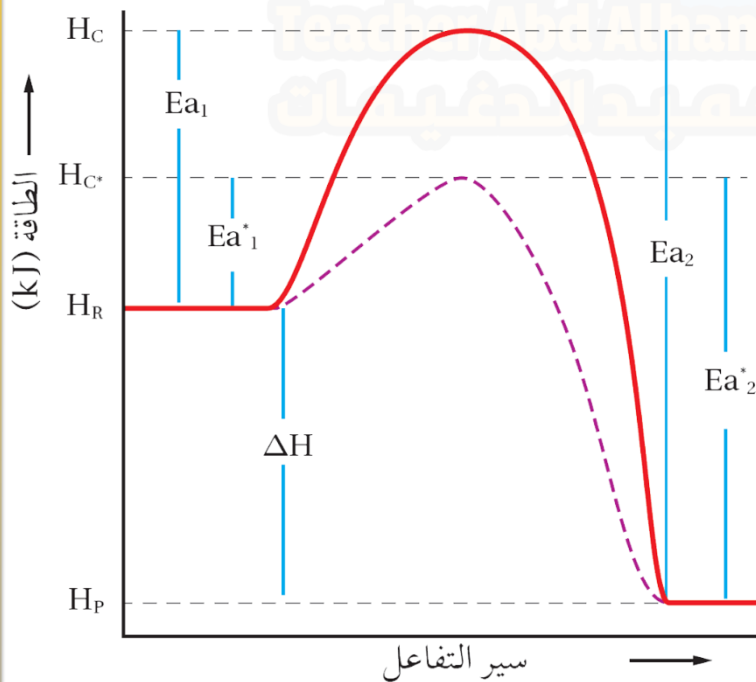
تتأثر سرعة تصلب الخلطة الأسمنتية (الخرسانة) بدرجة الحرارة، لذلك يعمل المهندس المختص على إضافة مواد كيميائية بنسب محددة إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها أو إبطائها، ضمن فترة زمنية محددة تبعاً لمواصفات قياسية، وبهذا يضاف كلوريد الكالسيوم إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها في فصل الشتاء، في حين يضاف الجبس إلى الخلطة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

○ العامل المساعد (الحفز):

- بوجود العامل المساعد فإن سرعة التفاعل الكيميائي تزداد
- العامل المساعد: مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك في أثناء التفاعل



- وظيفة العامل المساعد هو تقليل طاقة التنشيط، وهذا يجعل التفاعل يحدث بشكل أسرع في زمن أقل، لاحظ الشكل:



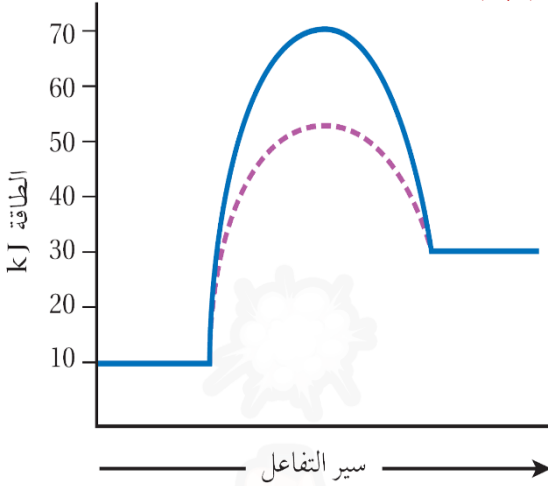
- أما بالنسبة للشكل المجاور فهو لتفاعل كيميائي طارد للطاقة، حيث أن الخط المتصل يمثل سير التفاعل من دون عامل مساعد، والخط المتقطع يمثل سير التفاعل بوجود عامل مساعد
- لاحظ أن طاقة التنشيط بوجود عامل مساعد أقل من طاقة التنشيط من دون عامل مساعد
- طاقة المواد المتفاعلة والنتيجة لا تتأثر بوجود العامل المساعد



لماذا لا يتأثر التغير في المحتوى الحراري بوجود العامل المساعد ؟

مثال

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
- 4- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد
- 5- طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد
- 6- طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد
- 7- طاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد
- 8- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل

مثال

في تفاعل ما، كان التغير في المحتوى الحراري للتفاعل لـ 40kJ - ، وطاقة المواد المتفاعلة 70kJ ، وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد 110kJ ، وطاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد 80kJ ، احسب:

- 1- طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد
- 2- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد
- 3- طاقة المعقد المنشط دون العامل المساعد
- 4- طاقة المواد الناتجة

تفاعل افتراضي فيه طاقة المواد المتفاعلة لـ **110kJ**، وطاقة المواد الناتجة لـ **80kJ**، وطاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد لـ **180kJ**، وطاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد لـ **140kJ**، احسب:

- 1- طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد
- 2- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد
- 3- التغير في المحتوى الحراري
- 4- هل التفاعل ماص للحرارة أم طارد لها ؟
- 5- ما أثر إضافة العامل المساعد للتفاعل في طاقة المواد المتفاعلة؟

مثال (إضافي)



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

- 1- ما كتلة العامل المساعد عند نهاية التفاعل ؟
- 2- احسب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد

سؤال مقترح ?

في تفاعل طارد للطاقة، إذا علمت أن ΔH للتفاعل تساوي -200kJ ، وطاقة المواد الناتجة 80kJ ، وعند استخدام عامل مساعد، انخفضت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بمقدار 20kJ ، وأصبحت طاقة المعقد المنشط 350kJ ، احسب:

- 1- طاقة المواد المتفاعلة بوجود العامل المساعد
- 2- طاقة المعقد المنشط من دون وجود العامل المساعد
- 3- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد
- 4- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون وجود عامل مساعد

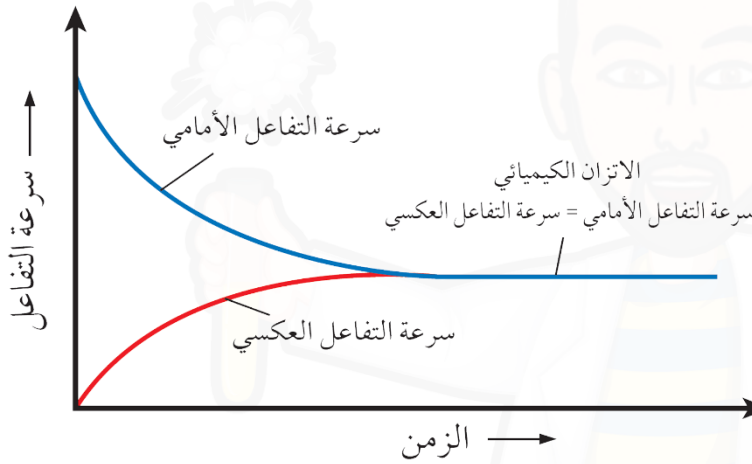


وهب الله سبحانه وتعالى بعض الخلايا في أجسامنا القدرة على إنتاج الأنزيمات، فهي تعمل بوصفها عوامل مساعدة في تسريع حدوث التفاعلات في الخلايا، حيث تخفض طاقة التنشيط للتفاعل، ويعود ذلك إلى أن الكثير من التفاعلات في أجسام الكائنات الحية لا تحدث بالسرعة الكافية للمحافظة على الحياة إلا بوجود الأنزيمات، مثلاً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



أثر العامل المساعد في
موضع الاتزان

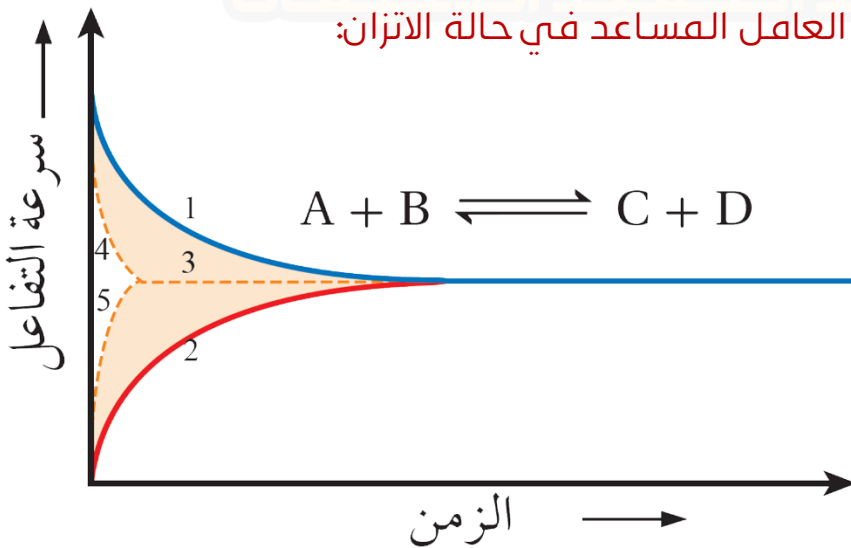
- نعلم سابقاً أن بعض التفاعلات الكيميائية تحدث في اتجاه واحد وتسمى تفاعلات غير منعكسة
- وبعض التفاعلات تحدث في الاتجاهين الأمامي والعكسي، حيث مجرد ما تحولت المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة فإن هذه المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعيد تكوين المواد المتفاعلة وهذا التفاعل يسمى تفاعلاً منعكساً
- تصل هذه التفاعلات المنعكسة إلى حالة اتزان كيميائي، وهذا يعني أن سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي
- أي أن التفاعلين الأمامي والعكسي يستمران بالحدوث حتى اللحظة التي تتساوى فيها سرعتا التفاعلين الأمامي والعكسي عندها يكون التفاعل وصل إلى موضع الاتزان، انظر للشكل التالي:



- العامل المساعد يعمل على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي في الاتجاهين الأمامي والعكسي، وذلك لأنه يقلل من طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل

- والتالي لو أضفنا عاملاً مساعداً إلى وعاء التفاعل في حالة الاتزان، فإن موضع الاتزان لا يتأثر، فقط تزداد سرعة وصول التفاعل إلى حالة الاتزان ويقل الزمن اللازم لذلك

- لاحظ الشكل التالي 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.

السؤال الأول: وضح كيف تفسر نظرية التصادم حدوث التفاعل الكيميائي

السؤال الثاني: وضح المقصود بكل من:

1- طاقة التنشيط:

2- العامل المساعد:

السؤال الثالث: فسر أثر كل مما يأتي في سرعة التفاعل الكيميائي:

1- تركيز المواد المتفاعلة 2- درجة الحرارة 3- مساحة سطح المواد المتفاعلة

السؤال الرابع: استنتج من البيانات الواردة في الجدول الآتي:

البيانات	طاقة المواد الناتجة	التغير في المحتوى الحراري	طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد	طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد
الطاقة (kJ)	50	+20	70	110

1- قيمة طاقة المواد المتفاعلة

2- قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

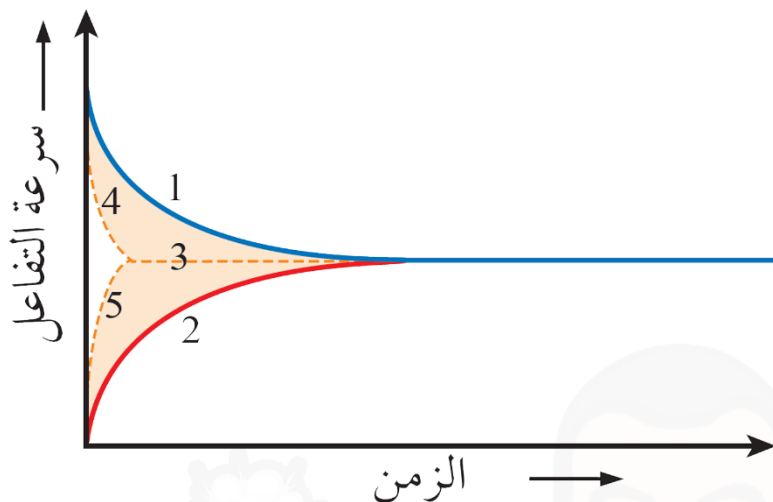
3- قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد

4- قيمة طاقة المعقد المنشط للتفاعل دون عامل مساعد

5- هل التفاعل ماص للحرارة أم طارد لها؟

6- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد

السؤال الخامس: إلام تشير الأرقام المبينة في الشكل الآتي:



السؤال السادس: أي من الآتية يؤثر فيها العامل المساعد:

البند	تأثير العامل المساعد (يؤثر / لا يؤثر)
طاقة المواد المتفاعلة	
طاقة تنشيط التفاعل العكسي	
طاقة المعقد المنشط	
التغير في المحتوى الحراري للتفاعل	
زمن حدوث التفاعل	
موضع الاتزان	

الأسئلة الوزارية الموضوعية على الدرس

2020-1997

(1) إن إضافة العامل المساعد إلى التفاعل الكيميائي يعمل على زيادة:
(أ) ΔH للتفاعل (ب) طاقة التنشيط للتفاعل

(ج) طاقة المواد المتفاعلة (د) سرعة التفاعل

(2) العبارة الصحيحة التي تتفق وطاقة التنشيط هي:

- (أ) تزداد طاقة التنشيط بارتفاع درجة الحرارة
(ب) تقل سرعة التفاعل بزيادة طاقة التنشيط
(ج) طاقة التنشيط تساوي طاقة المعقد المنشط
(د) طاقتا التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي متساويتان

(3) إحدى العبارات الآتية المتعلقة بطاقة التنشيط تعتبر صحيحة:

- (أ) طاقة التنشيط تساوي طاقة المعقد المنشط
(ب) تقل سرعة التفاعل بزيادة طاقة التنشيط
(ج) تقل طاقة التنشيط بزيادة درجة حرارة التفاعل
(د) تزداد طاقة التنشيط بزيادة درجة حرارة التفاعل

(4) إحدى العبارات الآتية المتعلقة بطاقة المعقد المنشط صحيحة:

- (أ) تزيد بزيادة درجة الحرارة
(ب) تساوي طاقة المواد الناتجة
(ج) تقل بوجود عامل مساعد
(د) تساوي طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي

(5) إن زيادة درجة الحرارة تزيد من سرعة التفاعل بسبب:

- (أ) نقصان التركيز (ب) نقصان ثابت السرعة
(ج) زيادة طاقة التنشيط (د) زيادة عدد التصادمات الفعالة

(6) إن إضافة العامل المساعد إلى التفاعل تعمل على زيادة:

- (أ) طاقة التنشيط
(ب) تراكيز المتفاعلات
(ج) سرعة التفاعل
(د) ΔH للتفاعل

(7) أي العبارات الآتية صحيحة:

- (أ) كلما ازدادت مساحة السطح المعرض للتفاعل قل تركيز المواد الناتجة
(ب) بزيادة درجة الحرارة يقل عدد التصادمات المحتملة
(ج) كل تصادم يجب أن يؤدي إلى تكوين نواتج
(د) يزداد معدل الطاقة الحركية للجزيئات بزيادة درجة الحرارة

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

- (أ) نقصان ثابت السرعة
(ب) نقصان طاقة التنشيط
(ج) زيادة التصادمات الفعالة
(د) زيادة طاقة المعقد المنشط

(9) عند حدوث الاتزان في أي تفاعل كيميائي يجب أن تتساوى:

- (أ) تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة
(ب) سرعتي التفاعلين الأمامي والعكسي
(ج) طاقتي تنشيط التفاعلين الأمامي والعكسي
(د) طاقتي وضع المواد المتفاعلة والناتجة

(10) وجود العامل المساعد لا يؤثر في:

- (أ) طاقة المعقد المنشط
(ب) سرعة التفاعل
(ج) التغير في المحتوى الحراري
(د) طاقة التنشيط

(11) عند وصول أي تفاعل إلى حالة الاتزان، فإن تراكيز المواد:

- (أ) المتفاعلة أكبر ما يمكن
(ب) الناتجة تكون أقل ما يمكن
(ج) المتفاعلة والناتجة ثابتة
(د) المتفاعلة والناتجة دائماً متساوية

(12) إضافة العامل المساعد إلى التفاعلات المنعكسة:

- (أ) يؤثر في وضع الاتزان
(ب) يزيد من الزمن اللازم للوصول إلى الاتزان
(ج) يزيد من سرعة وصول التفاعل إلى الاتزان
(د) يزيد من سرعة التفاعل العكسي فقط

(13) العبارة الصحيحة فيما يتعلق بسرعة التفاعل الكيميائي:

- (أ) تبقى ثابتة منذ بداية التفاعل وحتى نهايته (ب) لا تتأثر بالتركيز
(ج) لا تتأثر بالحرارة (د) تتناقص مع الزمن

(14) تعمل الأنزيمات في أجسام الكائنات الحية على:

- (أ) خفض طاقة المتفاعلات (ب) زيادة طاقة المتفاعلات
(ج) زيادة طاقة التنشيط للفاعلات (د) خفض طاقة التنشيط للفاعلات

(15) استخدام العامل المساعد في تفاعل ما يؤدي لزيادة:

- (أ) طاقة التنشيط (ب) سرعة التفاعل
(ج) التغير في المحتوى الحراري (د) طاقة المتفاعلات

(16) عند رفع درجة حرارة التفاعل تزداد سرعة التفاعل بسبب:

- (أ) انخفاض طاقة التنشيط (ب) تغير قيمة ΔH
(ج) ازدياد عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط
(د) زيادة طاقة وضع المواد الناتجة

(17) تتناقص سرعة التفاعل الكيميائي بمرور الزمن بسبب:

- (أ) زيادة عدد التصادمات الكلية (ب) تناقص تركيز المواد المتفاعلة
(ج) تناقص تركيز المواد الناتجة (د) زيادة تركيز المواد المتفاعلة

(18) استخدام يوديد البوتاسيوم كعامل مساعد في تحليل فوق أكسيد الهيدروجين

عند درجة حرارة معينة، يعمل على تقليل:

- (أ) سرعة التفاعل (ب) التغير في المحتوى الحراري
(ج) طاقة النواتج (د) زمن تكون النواتج

(19) سرعة تفاعل قطعة من الصوديوم Na مع الماء أكبر من سرعة تفاعل قطعة من

المغنيسيوم Mg مع الماء لهما الكتلة نفسها، فإن العامل المؤثر في سرعة

هذا التفاعل، هو:

- (أ) مساحة السطح (ب) تركيز المواد
(ج) طبيعة المادة (د) درجة الحرارة

(20) خفض درجة الحرارة في التفاعل إلى:

- (أ) نقصان في طاقة التنشيط
(ب) زيادة عدد التصادمات الفعالة
(ج) زيادة طاقة التنشيط
(د) نقصان عدد التصادمات الفعالة

• ادرس المعلومات الواردة في الجدول، وأجب عن الفقرات (21,22,23):

طاقة المتفاعلات kJ	طاقة الناتج kJ	طاقة المعقد المنشط بدون عامل مساعد kJ	طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد kJ
80	160	200	95

(21) قيمة المحتوى الحراري (ΔH) تساوي:

- (أ) -80 (ب) +80 (ج) -240 (د) +240

(22) قيمة طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد تساوي:

- (أ) 40 (ب) 155 (ج) 175 (د) 200

(23) قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بدون عامل مساعد:

- (أ) 40 (ب) 60 (ج) 95 (د) 120

(24) في التفاعل الافتراضي: $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB + 30\text{kJ}$ طاقة تنشيط التفاعل الأمامي

تساوي 50kJ، فإن طاقة تنشيط التفاعل العكسي تساوي:

- (أ) 80 (ب) 40 (ج) 20 (د) 10

(25) احتراق نشارة الخشب أسرع من احتراق قطعة من الخشب لهما الكتلة نفسها، العامل

الذي يؤثر في سرعة هذا التفاعل هو:

- (أ) تركيز المواد المتفاعلة
(ب) طبيعة المواد المتفاعلة
(ج) مساحة السطح
(د) درجة الحرارة

- ادرس المعلومات الآتية وأجب عن الفقرات (26,27,28) إذا كانت قيم الطاقة لتفاعل افتراضي بوحدة kJ هي: طاقة المواد المتفاعلة 110 ، طاقة المواد الناتجة 20 ، طاقة التنشيط للتفاعل الأمام بوجود عامل مساعد 15 ، طاقة المعقد المنشط بدون عامل مساعد 150 :

(26) قيمة المحتوى الحراري تساوي:

(أ) -90 (ب) +90 (ج) -130 (د) +130

(27) قيمة طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد تساوي:

(أ) 30 (ب) 95 (ج) 125 (د) 150

(28) قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بدون عامل مساعد تساوي:

(أ) 30 (ب) 40 (ج) 115 (د) 130

10	9	8	7	6	5	4	3	2	1
ج	ب	ج	د	ج	د	ج	ب	ب	د
20	19	18	17	16	15	14	13	12	11
د	ج	د	ب	ج	ب	د	د	ج	ج
		28	27	26	25	24	23	22	21
		د	ج	أ	ج	أ	أ	ج	ب

ثبت معلوماتك

السؤال الأول: وضح المقصود بكل من:

1- طاقة التنشيط:

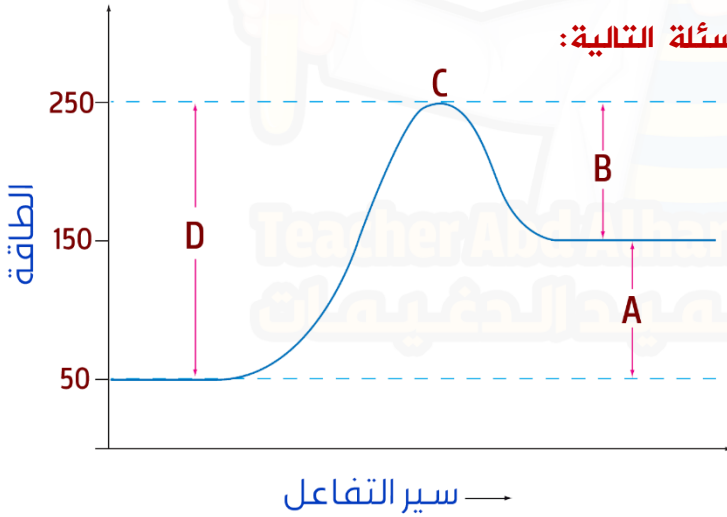
2- العامل المساعد:

3- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل:

4- المعقد المنشط:

5- التصادم الفعال:

السؤال الثاني: اعتماداً على الشكل المجاور، أجب عن الأسئلة التالية:



1- ما رمز طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي؟

2- ما رمز طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟

3- ما رمز التغير في المحتوى الحراري (ΔH)؟

4- هل التفاعل ماص للطاقة أم طارد لها؟

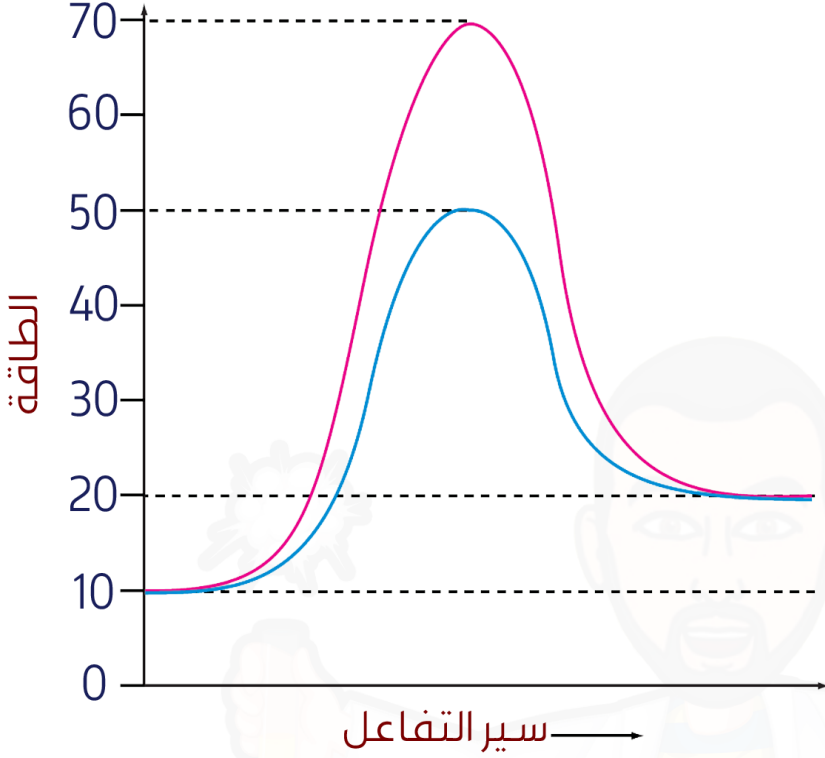
السؤال الثالث: فسر كل مما يلي:

1- يتم حرق نشار الخشب بسرعة أكبر من حرق قطعة من الخشب لها الكتلة نفسها

2- لا تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة إلى حدوث تفاعل

السؤال الرابع: ادرس الشكل الآتي يبين التفاعل بوجود عامل مساعد ومن دونه ثم أجب عن الأسئلة

التي تليه:



1- قيمة طاقة كل من المواد المتفاعلة والمواد الناتجة

2- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد

3- طاقة تنشيط التفاعل العكسي مع عامل مساعد

4- طاقة وضع المعقد المنشط من دون عامل مساعد

5- هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة؟

السؤال الخامس: بين أثر رفع درجة الحرارة في سرعة التفاعل، وفسر هذا الأثر بالاعتماد على نظرية

التصادم

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat

تقليل تلف الأطعمة

الإثراء والتوسع

تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة؛ فعند إعداد الطعام نزيد درجة الحرارة لإنضاجه. ولكن ترك الأطعمة في درجة حرارة الغرفة مدةً يؤدي إلى تلفها بسبب حدوث تفاعلات كيميائية؛ فالتفاعلات الكيميائية التي تسبب تلف الأطعمة تكون أسرع كثيرًا عند درجة حرارة الغرفة منها عند وضع الأطعمة في الثلاجة. وبهذا تكون المحافظة على الأطعمة من التلف بحفظها في الثلاجة لضبط التفاعلات التي تحدث وتسبب تلفها. وكذلك بإضافة المواد الحافظة؛ ففي الصناعات الغذائية بوجه عام تستخدم طرائق مختلفة لحفظ الأطعمة، منها التجميد والتجفيف، أيضًا تستخدم مواد تسمى المثبطات Inhibitors، أو المواد الحافظة؛ وهي مواد مضادة للأكسدة تعمل على إبطاء سرعة التفاعل؛ لأن الأكسدة تسبب تلف الأطعمة ولاسيما تلك التي تحتوي على الدهون مثل الأجبان. واستعمال المواد الحافظة آمن في المنتجات الغذائية، وتزيد من مدة صلاحية الغذاء، ومن أنواع المواد الحافظة مضادات البكتيريا؛ وهي مركبات كيميائية لها رموز وأرقام، مثل المركب E220-227، حيث يدخل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 ، في تركيبه الأساسي ويستخدم في حفظ الفواكه.



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

2. أفسّر ما يأتي:

- أ - 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.

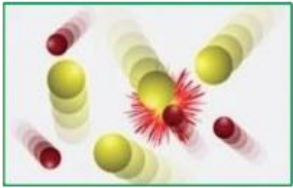
أ - استنتج في ما إذا كانت المادة متفاعلة أم ناتجة؟ أفسّر إجابتي.

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

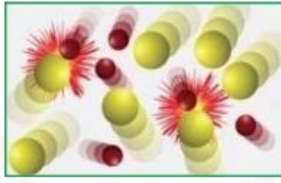
جـ - أتوقع: كم يصبح تركيز المادة عند الزمن 9s (أكبر من 2 أم أقل)؟ أفسّر إجابتي.

التركيز (M)	الزمن S
6	0
4	2
2	5
؟	9

4. في التفاعل الافتراضي الآتي: $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow 3C_{(g)}$ ؛ علماً أن سرعة استهلاك B يساوي 0.12 Ms^{-1} أحسب سرعة تكوين C؛

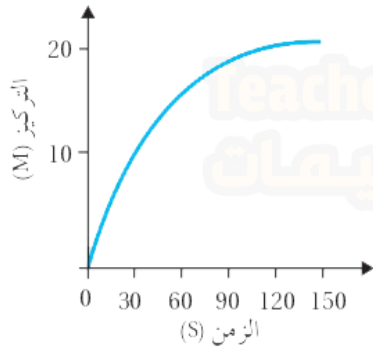


(أ)



(ب)

5. يمثل الشكلان (أ، ب) تفاعلاً في ظرفين مختلفين. أستنتج أي الشكلين يمثل التفاعل الأسرع؟ وأحدد العامل المؤثر في سرعة هذا التفاعل؟

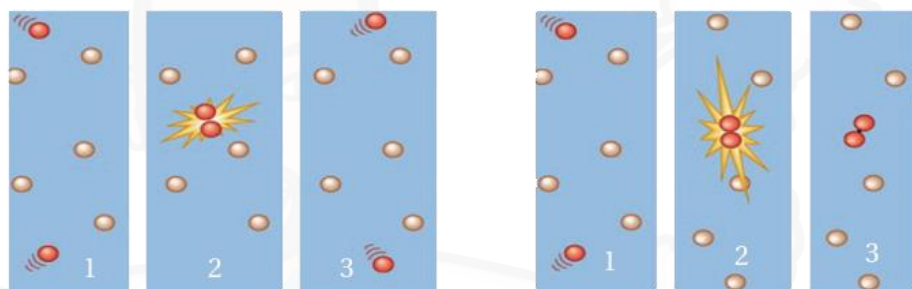


6. يمثل الرسم البياني العلاقة بين الزمن وتركيز مادة في تفاعل كيميائي.
أ - أحدد الزمن اللازم لإتمام التفاعل؟
ب - أحسب سرعة التفاعل في المدة الزمنية (30 - 90 s).
ج - أستنتج هل المادة متفاعلة أم ناتجة؟

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 أفسر إجابتي.



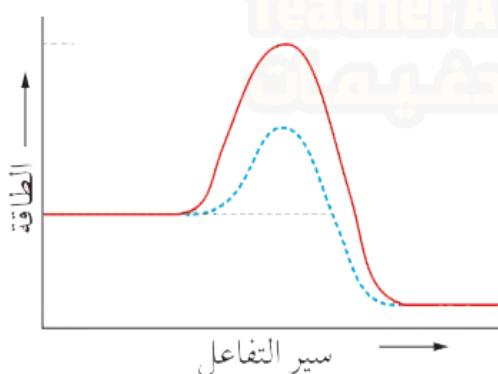
الشكل (أ)

الشكل (ب)

9. يمثل الشكل الآتي سير تفاعل بوجود عامل مساعد، ودون عامل مساعد،

أحدّد على الشكل كلا من:

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



Teacher Abd Alhameed Aldghaimat

أحمد الدغيمان

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

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

أ - أكتب الصيغة العامة لقانون السرعة.

ب - أكتب قانون سرعة التفاعل.

ج - 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.

ج - أجد قيمة (K)، ووحدته.

Teacher Abd Alhameed Aldghaimat
الأستاذ عبد الحميد الدغيمات

12. أختار الاجابة الصحيحة:

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

- أ (صفرًا) 1 (ب) 2 (جـ) 3 (د)

2. العبارة الصحيحة في ما يتعلق بالعامل المساعد:

- أ (يزيد من طاقة التنشيط للتفاعل)
ب (يقلل من طاقة المعقد المنشط)
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 (تقل سرعة التفاعل) ب (يزداد التركيز) جـ (تزداد عدد التصادمات الفعالة) د (تقل درجة الحرارة)

4. إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي 70 kJ وكان التغير 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 (تقليل سرعة التفاعل)
جـ (زيادة عدد التصادمات الفعالة)
د (تقليل متوسط الطاقة الحركية)

6. وجد في تفاعل افتراضي أن مضاعفة تركيز A لا يؤثر في 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 فلز المغنيسيوم مع الماء أبطأ من فلز الصوديوم في الظروف نفسها، ويعود ذلك إلى:

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

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

9. في تجربة ما؛ جرى الحصول على البيانات عند درجة حرارة معينة لتفاعل مادتين A و B؛ أجب عن الأسئلة:
(أ، ب) التي تليه:

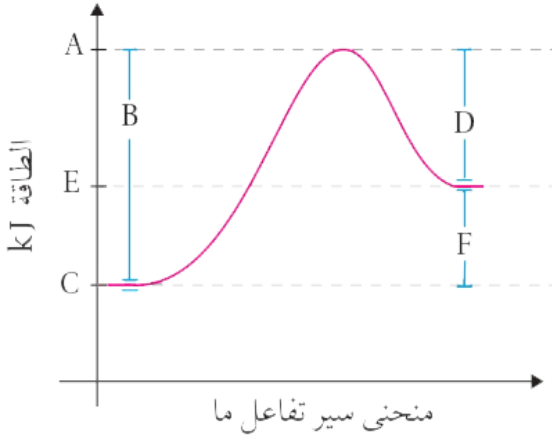
أ (أستنتج سرعة تفاعل المادة A في الفترة الزمنية (10 - 20 s) بوحدة M/s؟

- أ (0.4) ب (0.04) جـ (0.004) د (0.0004)

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

- أ ($0.07 = [B]$ ، $0.03 = [A]$) ب ($0.08 = [A]$ ، $0.01 = [B]$)
جـ ($0.03 = [B]$ ، $0.04 = [A]$) د ($0.09 = [A]$ ، $0.08 = [B]$)

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



1. ما الرمز الذي يمثل كلاً مما يأتي:

أ) طاقة المواد المتفاعلة.

ب) طاقة المواد الناتجة.

ج) طاقة المعقد المنشط.

د) التغير في المحتوى الحراري.

هـ) طاقة تنشيط التفاعل الأمامي.

و) طاقة تنشيط التفاعل العكسي.

2. هل التفاعل ماصٌ للطاقة أم طاردٌ لها؟ ولماذا؟

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

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

الأستاذ عبد الحميد الدغيمات



أسطورة

الحيان

في الكيمياء

لم يكن النجاح يوقاً سهل المنال
فعليك أن تمزج الصبر والتطويع
والتصحيح والتخطيط والتنظيم
في وعاء الإصرار والهمة والعزيمة
فهذا التفاعل يجعل مردودك
عالٍ للغاية، لتصل إلى هدفك



طريقك نحو...

القفة