دوسية أوكسجين شرح توجيهي

2022

الكيمياء الحركية

/youtube

إعداد: م. مريم السرطاوي

ملف الوزارة منفصل

VERSION 5/3/2023

بسم الله نبدأ وبه نستعين وعليه نتوكل

أبث في طيات المقدمة شكرًا وتقديرًا

لعائلتي ولكل من ساندني في هذا العمل ودعا لي بظهر الغيب

أشكر أحبائي الطلبة: مشرفي مدرسة الكيمياء على الفيسبوك، ومشرفي مجموعة سناكات الكيمياء على التيليجرام لجهودهم في مساعده زملائهم قدر استطاعتهم رغم ظروفهم الدراسية

شكر خاص لطالبتي لينا غسان لتدقيقها الدوسية

أشكر الطالبة مرام "غيم غيم" لاقتراحها اسم "ضو اللمبة"

وأشكر الطالب بلال أبو ريان لاقتراحه اسم "كيماشيك"

أشكر أعزائي الفريق العلمي في مدرسة الكيمياء ..

"أسيل" إشراق الشمس "مرام" غيم غيم "محمد عيد"

فلهم السبق والعطاء في نشر حلول بنك أوكسجين للصفوف السابقة

رسالتي لكل طالب استفاد من دوسية أوكسجين ولو في مسألة

أو استطاع بلوغ التفوق من خلال هذه الدوسية: أنت محسوبٌ من طلابي

ولك مني: محبة ودعوه ... أن تنفع أمتك بتحقيق أمنياتك

سواء عرفتك بالاسم أم لم أعرفك

شروحات التوجيهي متوفره على قناه كيمياء التوجيهي

https://www.youtube.com/channel/tawjihichem

وشروحات الصفوف السابقة على قناتي: مريم السرطاوي

والتفاعل الطلابي

في مجموعة مدرسة الكيمياء على الفيسبوك

https://web.facebook.com/groups/schoolofchemistry

وأيضا على قناتي التيليجرام ومجموعتها سناكات الكيمياء

https://t.me/sartawichem

https://t.me/tawjihichem

أهدي هذا العمل إلى أبنائي:

عبد الله وعبد الملك وبثينة وفاطمة

وأهديه إليك يا من وصلت إلى هذه النقطة.

وقد قالوا عنها:

فماذا سيقولون لو اطلعوا على سنابكات تحفيزية كتبها طلاب 2005 مبثوثة في طيات أوكسجين؟

بنك أوكسجين الكيمياء الحركية من الأسئلة الخارجية الموضوعية والمقالية

وعصير تلك الكيمياء الحركية في ملف منفصل

أيضًا ملف الأسئلة الوزارية من 1997 إلى 2022 في ملف منفصل

المكثف

العصير فيه من اللطف والحيوية بخلاف

هذا العمل وقف لوجه الله تعالى، لطلاب التوجيهي فلا يحل لأحد تعديل الملف بتغيير الاسم أو حذفه أو المتاجرة به بفحش الأسعار واستغلال حاجة الطلاب والتغرير بهم، الدوسية لا تتوفر في المكتبات والطالب يسحبه من أي مكتبة بسعر تكلفة الورق والتجليد المعروف أو يدرس منه إلكترونيا

الوحدة الثالثة: الكيمياء الحركية

- لاحظ العلماء خلال مشاهداتهم للتجارب أن التفاعلات الكيميائية تتفاوت في زمن حدوثها وتختلف سرعاتها تبعًا لذلك، فبحثوا في أسباب ذلك وكيفية التحكم في التفاعل لزيادة سرعته أو إبطائه
- تُقاس سرعة التفاعل الكيميائي من التجربة العملية بتغير كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة بمرور الزمن، ويمكن حساب سرعة استهلاك مادة متفاعلة أو سرعة تكوّن مادة ناتجة خلال مدة زمنية
- بإمكاننا حساب سرعة التفاعل المتوسطة والابتدائية واللحظية من الرسم البياني
- قانون سرعة التفاعل يصف العلاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لأسس محددة نتوصل إليها بالتجربة العملية
- هناك عوامل مؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي وهي: طبيعة المواد المتفاعلة، تركيزها، مساحة سطحها، درجة الحرارة، العامل المساعد

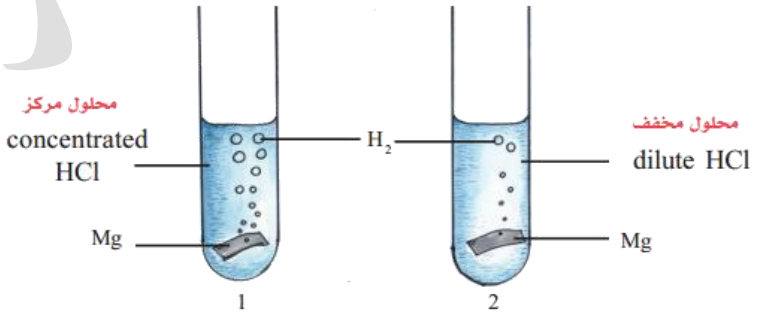
التجربة الاستهلالية: أثر زيادة تركيز المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل الكيميائي

محلولين من حمض الهيدروكلوريك HCl بتراكيز مختلفة (1M) و (0.01M) شريط مغنيسيوم Mg، ساعة إيقاف ومواد أخرى

نضيف 10 mL من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl في كل أنبوب ثم نضيف قطعة متساوية من المغنيسيوم في كل أنبوب ونستخدم ساعة الإيقاف لتحديد زمن البدء ومن الانتهاء في كل أنبوب

أستنتج، كيف أستدل على حدوث التفاعل الكيميائي؟

تصاعد غاز أثناء حدوث التفاعل



أحدد أيًّا من الأنبوبين كانت سرعة التفاعل فيه أكبر؟

الأنبوب الذي فيه تركيز محلول الحمض يساوي 1M

أصف: في أي الأنبوبين كانت كمية غاز الهيدروجين المتصاعدة أكبر ما يمكن؟

الأنبوب الذي فيه تركيز محلول الحمض يساوي 1M

أكتب معادلة كيميائية موزونة تصف التفاعل الحاصل

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

الدرس الأول: سرعة التفاعلات الكيميائية Chemical Rxn. Rate

تعريفات الدرس الأول:

- سرعة التفاعل: مقياس لمقدار التغير في كمية مادة متفاعلة أو كمية مادة ناتجة في فترة زمنية محددة
- السرعة الابتدائية: سرعة التفاعل عند الزمن صفر؛ بدلالة التراكيز الابتدائية للمادة المتفاعلة، أو سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن صفر"
- السرعة المتوسطة: التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك
- السرعة اللحظية: سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية

مفهوم سرعة التفاعل الكيميائي

بم يهتم فرع الكيمياء الحركية؟

1- دراسة التغير في سرعة التفاعلات الكيميائية

2- دراسة العوامل المؤثرة في سرعة التفاعلات الكيميائية

تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها من تفاعل لآخر وكذلك في التفاعل نفسه أثناء حدوثه، تبعًا لعوامل منها:

1- التركيز 2- درجة الحرارة 3- مساحة السطح المعرض للتفاعل وغير ذلك

(نأخذه بالتفصيل في الدرس الثالث)

وتوصف التفاعلات الكيميائية بأنها سريعة أو بطيئة، تبعًا لخصائص المواد المتفاعلة وظروف التفاعل

اذكر أمثلة على تفاعلات سريعة وأخرى بطيئة الحدوث

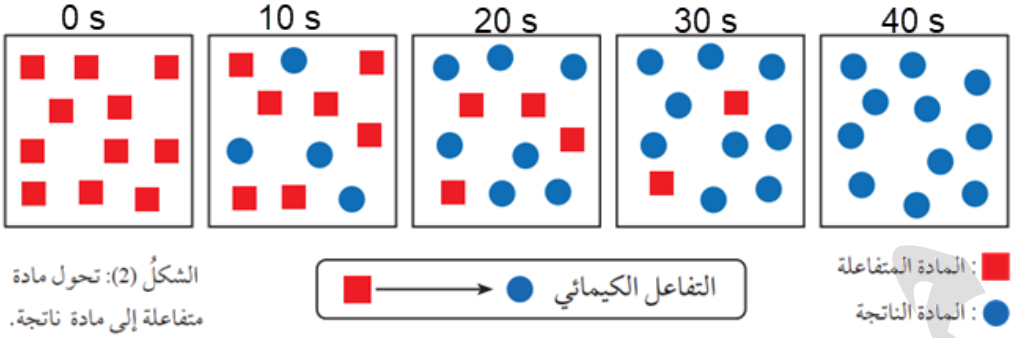
1- تفاعلات سريعة الحدوث، مثل: تفاعلات الاحتراق، تفاعلات محاليل التعادل للحموض والقواعد

2- تفاعلات بطيئة الحدوث: صدأ الحديد، تكوّن الفحم الحجري والنفط [ملايين السنين]

ولكن هذان التعبيران الوصفيان (سريع بطيء) غير دقيقان، ولا بد من التعبير عن سرعة التفاعل بوصف دقيق، مثل: سرعة السيارة اللحظية التي نعلمها من مؤشر عداد السرعة في السيارة كقولنا سرعتها في هذه اللحظة (80Km/h) أي أنها سرعة لحظية وأيضًا قولنا متوسط السرعة للسيارة، بقسمة المسافة المقطوعة على الزمن المستغرق لقطع تلك المسافة $v = \frac{\Delta d}{\Delta t}$

فلو قطعت السيارة مسافة 120 km في ساعتين فنقول أن متوسط سرعتها 60 km/hr

⭐ لكن تعبيرنا عن سرعة التفاعل الكيميائي يختلف عن السرعة في الفيزياء، وطريقة قياسها أيضًا تختلف، وسنتعلم الآن كيف نعبر عن سرعة التفاعل ونحسبه بعدة طرق



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

⭐ يوضح الشكل (2): تحول مادة متفاعلة إلى مادة ناتجة بمرور الزمن وهذا تفاعل تام أي أن التفاعل لا ينعكس، فالمادة المتفاعلة تُستهلك بالكامل، وكمية المادة الناتجة تزداد خلال تناقص كمية المادة المتفاعلة، فهذا التغير في الكمية بالنسبة إلى الزمن يعبِّر عن سرعة التفاعل

تعزيز: فلو قلنا عن هذا التفاعل أنه: $A \rightarrow B$ تفاعل تام غير منعكس فالمتفاعلات تستهلك تمامًا وقيست الكتل لكل من المادتين بمرور زمن التفاعل فكانت بعد مرور 20 s من التفاعل

المادة	كتلتها (m) عند زمن 0 s	كتلتها (m) عند زمن 20 s
A	11 g	4 g
B	0	7 g

حسبنا التغير في كتلة المادة A بالنسبة إلى تلك الفترة الزمنية:

$$\frac{4-11}{20-0} = -0.35\ g/s$$

والإشارة السالبة دليل نقصان أو استهلاك المادة وحتى تكون قيمة موجبة لأنه تغير كتلة إلى زمن فإننا نضع إشارة سالب قبل حساب التغير، فالجواب النهائي هو 0.35 g/s ونقول هذه سرعة استهلاك

نحسب التغير في كتلة المادة B بالنسبة إلى تلك الفترة الزمنية:

$$\frac{7-0}{20-0} = 0.35\ g/s$$

ونقول عنها سرعة تكوين، نلاحظ تساوي سرعة استهلاك A وسرعة تكوين B ، لأنهما بنسبة مولية في المعادلة الكيميائية 1:1 وهذه السرعة سواء استهلاك أو تكوين هي سرعة التفاعل الكيميائي

نفهم من هذا الكلام أن سرعة التفاعل الكيميائي ممكن حسابها سواء بحساب سرعة استهلاك مادة متفاعلة أو سرعة تكوين مادة ناتجة لكن بشرط: من خلال مول واحد منها، فإذا كانت المعادلة الكيميائية فيها مولات غير الواحد لأي مادة فإنه لا بد من علاقة بين سرعة التفاعل وتلك السرعات من الاستهلاك والتكوين، وكل ذلك يشرحه الكتاب على هذا التسلسل فتابع شرح الكتاب التالي

ما المقصود بسرعة التفاعل الكيميائي؟

مقياس لمقدار التغير في كمية مادة متفاعلة أو كمية مادة ناتجة في فترة زمنية محددة ونعبِّر عنه من خلال المعادلة الرياضية الآتية:

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

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

حيث الرمز Δ تشير إلى التغير، و t تشير إلى الزمن، و R تشير إلى سرعة التفاعل Rate

التغير في كمية المادة نعبِّر عنه بدلالة:

1- الكتلة (مواد صلبة) 2- الحجم (غاز) 3- التركيز المولاري (وهذا الغالب في الحسابات)

- مثال ص11: يتفاعل فلز الخارصين مع محلول الحمض وفق المعادلة:

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2\,(aq)} + H_{2\,(g)}$$

نحسب سرعة التفاعل الكيميائي في هذا التفاعل بدلالة تغير كمية في وحدة الزمن:

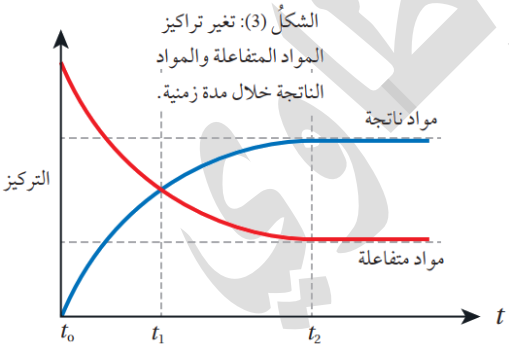
1- كتلة الخارصين المستهلكة

2- حجم غاز الهيدروجين الناتج

3- التركيز المولاري للمحلول الناتج، أو المحلول المستهلك أو حتى الغاز الناتج

حساب سرعة التفاعل

كيف نحسب سرعة التفاعل الكيميائي في التجربة العملية؟



1- بدلالة نقصان تركيز إحدى المواد المتفاعلة خلال مدة زمنية محددة (سرعة استهلاك المتفاعل)

2- أو بدلالة زيادة تركيز إحدى المواد الناتجة خلال مدة زمنية محددة (سرعة تكوين الناتج)

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

تمثل الرموز a , b, c , d عدد مولات (معاملات) المواد المتفاعلة والناتجة في المعادلة الموزونة، يمكننا حساب سرعة التفاعل من خلال سرعة استهلاك (اختفاء) مادة متفاعلة مثل A, B ، أو سرعة تكوين (إنتاج، ظهور) مادة ناتجة مثل: C , D

⭐ المادة A تستهلك المادة المتفاعلة بمرور الزمن، ومقدار تركيزها $[A]_2$ أقل من تركيزها $[A]_1$ فناتج الطرح قيمة سالبة وبما أن سرعة التفاعل لا تكون سالبة، فنكتب إشارة سالبة في القانون حتى يكون الناتج قيمة موجبة بهذا الشكل

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

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

ونفس الشيء بالنسبة للمادة B:

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

⭐ تتكون المادة الناتجة C بمرور الزمن، ومقدار تركيزها $[C]_2$ أكبر من تركيزها $[C]_1$ فقيمة حساب السرعة موجبة، فنكتب العلاقة الرياضية لسرعة تكوين المادة C

$$R = \frac{\Delta\left[\text{مادة ناتجة}\right]}{\Delta t} = \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{\Delta([C]_2 - [C]_1)}{t_2 - t_1}$$

ونفس الشيء بالنسبة للمادة D:

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

وحدة سرعة التفاعل R هي: التغير في الكمية من كتلة (g, Kg) أو حجم (L, cm^3) أو تركيز مولاري $(M , mol/L)$ بالنسبة إلى زمن (s) أو (min) وغير ذلك والذي يغلب علينا استخدامه في كتابنا هو M/s أو $M.s^{-1}$ أو $mol/L.s$

تعزيز: لاحظ العلماء من خلال تجارب عملية لتسجيل تراكيز مواد متفاعلة وناتجة وتغيرها بمرور الزمن أن هناك علاقة رياضية تتفق مع النسب المولية للمواد في المعادلة الكيميائية الموزونة وقد اصطلح للتعبير عن معدل سرعة التفاعل بدلالة مول واحد من أي من المواد المتفاعلة أو الناتجة فنقول:

$$\text{سرعة التفاعل R} = \frac{\text{سرعة استهلاك مادة متفاعلة}}{\text{عدد مولات المتفاعلة}} = \frac{\text{سرعة تكوين مادة ناتجة}}{\text{عدد مولات الناتجة}}$$

⭐ نعبر رياضيًّا عن العلاقة بين سرعة استهلاك مادة متفاعلة مثل A ومادة ناتجة أو متكونة مثل C بهذا الشكل: $\frac{\text{سرعة تكوين C}}{\text{عدد مولات C}} = \frac{\text{سرعة استهلاك A}}{\text{عدد مولات A}}$

فمن خلال هذا التفاعل: $A \rightarrow 3C$

إنتاج $3\ mol$ من المادة C يتطلب استهلاك $1\ mol$ من المادة A فنعبر عن سرعة التفاعل باستخدام النسب المولية حيث $\frac{A}{C} = \frac{1}{3}$ إذًا:

سرعة تكوين المادة C ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك المادة A ونعبر عنها كالتالي:

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

أو نكتبها بقسمة مولاتها تحت سرعتها: $\frac{1}{3}$ سرعة تكوين C = سرعة استهلاك A

وبدلالة التغير في التركيز في مدة زمنية محددة $-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1}{3}\frac{\Delta[C]}{\Delta t}$

تعزيز وتنبيه:

- هذه علاقة مساواة في السرعة وبالتالي لا بد من علاقة رياضية بين المواد نجدها من خلال المعادلة الكيميائية الموزونة، لكن عند حساب سرعة استهلاك أو سرعة تكوين لمادة بعينها فإن المولات لا تتدخل
- في منهاجنا تم اعتماد كلمة: تكوين وتكوّن وإنتاج للنواتج، واستهلاك للمتفاعلات، في المناهج القديمة استخدمت الكلمات الآتية: إنتاج، ظهور، تكوّن، اختفاء، الخ من الأوصاف المفهومة
- التعبير اللفظي بـ "استهلاك" يُغني عن كتابة الإشارة السالبة

فالتعبير عن سرعة التفاعل بدلالة سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة اعتمادًا على المعادلة الموزونة كما يأتي:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

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

مثال (1) ص13: أعبِّر عن سرعة التفاعل للمواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة بدلالة تغير تركيز كل منها في مدة زمنية وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$4NH_3 + 5O_2 \rightarrow 6H_2O + 4NO$$

الحل:

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

مثال (2) ص14: يتفاعل غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 مع غاز الفلور F_2 لتكوين غاز فلوريد النتريل NO_2F، وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$2NO_2 + F_2 \rightarrow 2NO_2F$$

أعبِّر عن العلاقة بين سرعة تكوين NO_2F وسرعة استهلاك F_2

الحل:

سرعة تكوين NO_2F ضعف سرعة استهلاك F_2 أو سرعة استهلاك F_2 نصف سرعة استهلاك NO_2F

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

مثال (3) ص14: يتحلل غاز هيدريد الفسفور PH_3 وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$4PH_3 \rightarrow P_4 + 6H_2$$

أحسب سرعة تكوين غاز الفسفور P_4 علمًا أن سرعة تكوين غاز الهيدروجين H_2 تساوي $0.06\ M/s$

الحل:

$$\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = 0.06\ M/s \Rightarrow \frac{\Delta[P_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6}\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} \Rightarrow \frac{\Delta[P_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \times 0.06 = 0.01\ M/s$$

أتحقق ص14: يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2 وفق ظروف معينة لإنتاج الأمونيا NH_3 ويعبر عن ذلك بالمعادلة:

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

أحسب سرعة استهلاك غاز الهيدروجين علمًا أن سرعة إنتاج غاز الأمونيا $0.16\ M/s$

الحل:

$$\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = 0.16\ M/s \Rightarrow -\frac{1}{3}\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} \Rightarrow$$

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

تعزيزات مهمة مرة أخرى:

- إذا طلب السؤال سرعة استهلاك مادة متفاعلة أو سرعة تكوين مادة ناتجة فلا داعي للقسمة على المعامل (المولات) ونطبق قانون التغير في الكمية إلى الزمن
- إذا طلب العلاقة بين مواد في المعادلة الكيميائية فلا بد من القسمة على معاملاتها
- وإذا كان هناك علاقة مساواة بين المواد فلا بد من استخدام نفس الفترة الزمنية Δt
- إذا طلب سرعة التفاعل فلا بد من اعتبار السرعة بالنسبة لمول واحد من المادة فهنا سنقسم على معامل المادة المتفاعلة أو الناتجة لو كان معاملها غير الواحد

الرّبط بالفيزياء

استخدم العالم الكيميائي أحمد زويل طريقة يمكن وصفها بأنها أسرع كاميرا حتى الآن. تُنفّذ باستخدام ومضات ليزرية، حيث يكون الزمن بين الومضات منخفضًا جدًا، حيث يمكن الوصول إلى مستويات زمنية صغيرة تصل إلى 10^{-15} من الثانية؛ سميت فيمتو ثانية، حيث مكنته من قياس سرعة بعض التفاعلات الكيميائية.

تدريبات محلولة وكيماشيك: حساب سرعة التفاعل

تدريب (1): العبارة الصحيحة من بين العبارات التالية فيما يتعلق بالتفاعل التالي هي:

$$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$$

(a)	سرعة تكوين O_2 تساوي سرعة استهلاك N_2O_5
(b)	سرعة تكوين NO_2 تساوي نصف سرعة استهلاك N_2O_5
(c)	سرعة استهلاك N_2O_5 تساوي سرعة تكوين NO_2
(d)	سرعة استهلاك N_2O_5 تساوي نصف سرعة تكوين NO_2

الحل: (d) طبق النسب المولية حتى تعرف العلاقة بينهما بسرعة

تنويه: تدرب بنفسك على حل الأسئلة الوزارية على هذا الموضوع من خلال الملف المفرغ من الحلول، ثم قارن حلك بالملف المحلول، فإن لم تفهم فكرة السؤال فاستعن بالحل المرئي.

ورقة عمل (1): مفهوم سرعة التفاعل

تدريب (1): من خلال التفاعل الآتي:

$$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

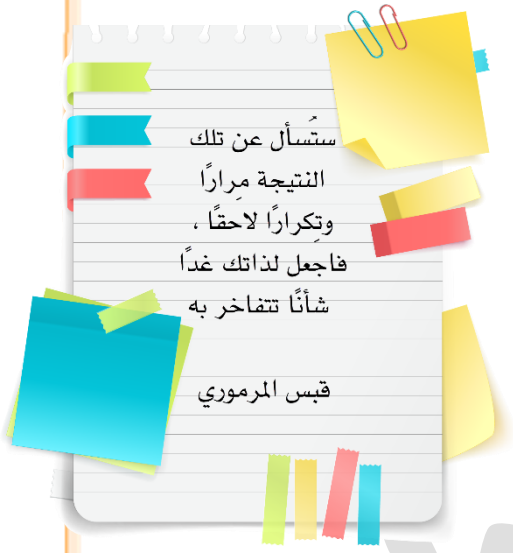
1- عبِّر عن سرعة التفاعل بدلالة تغير تركيز كل من المواد المتفاعلة والناتجة في مدة زمنية محددة

الحل:

2- إذا كانت سرعة استهلاك الأكسجين تساوي $0.45\ M/s$ فاحسب:

- سرعة استهلاك C_2H_4
- سرعة تكوين CO_2
- سرعة تكوين H_2O

الحل:



تدريب (2): وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$2NO_2 + F_2 \rightarrow 2NO_2F$$

ما سرعة تكوين NO_2F إذا كانت سرعة استهلاك NO_2 تساوي $0.1\ M/s$؟

الحل:

تدريب (3) كيماشيك: إذا علمت أن N_2O_4 يتفكك إلى NO_2 وأنَّ سرعة استهلاك N_2O_4 تساوي $0.001\ M/s$ بينما سرعة تكوين NO_2 تساوي $0.002\ M/s$ في نفس الفترة الزمنية، فاكتب معادلة التفاعل الموزونة بناء على ذلك

الحل:

مريم السرطاوي

حساب سرعة التفاعل من الرسم البياني

بإمكاننا حساب سرعة التفاعل عن طريق رسم بياني يُسمى منحنى السرعة، ومن خلال ذلك نحسب ثلاثة أنواع من السرعة وهي:

1- سرعة التفاعل المتوسطة S Mean Rate

2- سرعة التفاعل الابتدائية G Initial Rate

3- سرعة التفاعل اللحظية G Instantaneous Rate

ما المقصود بسرعة التفاعل المتوسطة؟

التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك

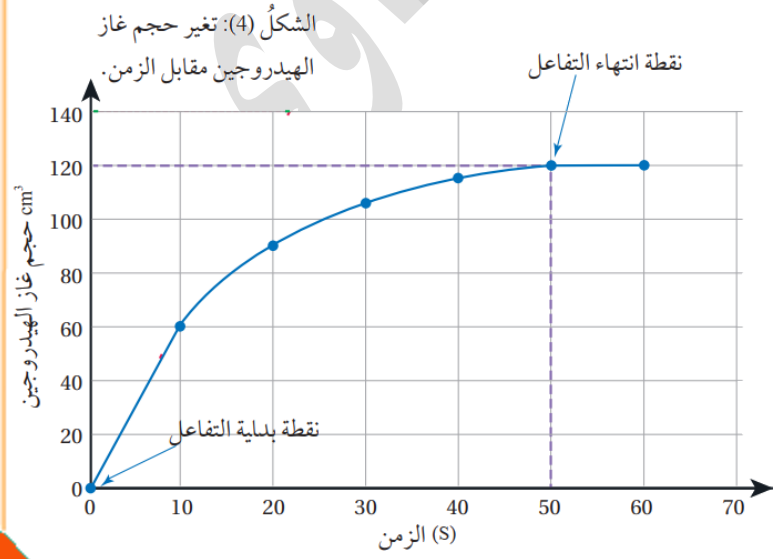
مثال ص15: يتفاعل المغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك وينتج عن التفاعل غاز الهيدروجين:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$$

- تكون سرعة التفاعل أقصى ما يمكن لحظة بداية التفاعل "وذلك للمواد المتفاعلة"
- ثم تقل كلما استهلكت المواد المتفاعلة أكثر فأكثر
- بمرور الزمن تزداد كمية غاز الهيدروجين الناتج، والنواتج عمومًا

نستطيع حساب السرعة المتوسطة S من خلال مادة ناتجة مثل غاز الهيدروجين ومن خلال هذا الرسم البياني، حيث نقسم التغير الكلي في حجم الغاز الناتج على الزمن المستغرق

الحل:



حجم الغاز عند زمن $0\ s$ = $0\ cm^3$

حجم الغاز عند زمن $50\ s$ = $120\ cm^3$

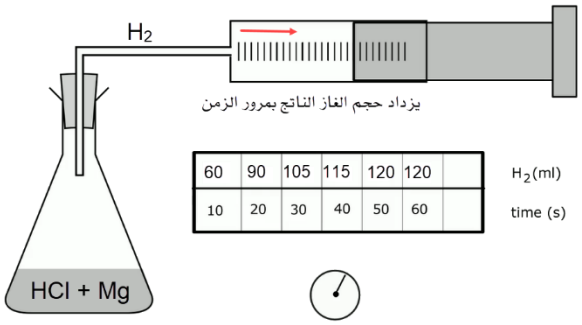
وبالتالي السرعة المتوسطة للتفاعل بدلالة التغير في حجم الغاز الناتج:

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

حيث ΔV التغير في حجم الغاز

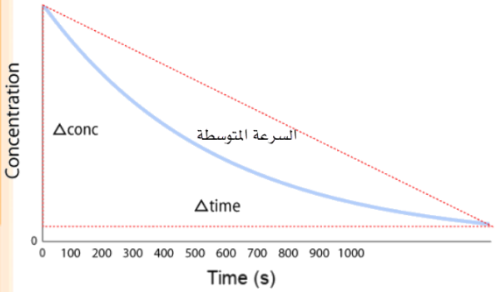
Δt التغير في الزمن

تعزيزات خارجية:



60	90	105	115	120	120	H_2(ml)
10	20	30	40	50	60	time (s)

- لاحظ أننا عوضنا الزمن النهائي 50 وليس 60 لأن زمن انتهاء التفاعل يكون عند ثبات التركيز، انظر الجدول التعزيزي أدناه لتفهم كيف يتم الرسم البياني للتفاعل السابق، تم أخذ قياسات الحجم المتزايد للغاز المتصاعد بالنسبة إلى الزمن، بإمكانك استخدام جدول البيانات أو الرسم البياني لحساب السرعة المتوسطة



- ولو حسبنا السرعة المتوسطة للتفاعل بدلالة تغير كمية مادة متفاعلة سواء تركيز محلول أو كتلة صلبة أو حجم غاز متفاعل فالمنحنى سيكون متناقصًا، لأننا علمنا سابقًا أن المتفاعلات تُستهلك أثناء التفاعل، ولأن الناتج سيكون بالسالب والسرعة ليست بالسالب فإننا نضع إشارة سالب قبل القانون، مثلاً لو حسبناها بدلالة تغير كتلة المغنيسيوم $S = -\frac{\Delta m}{\Delta t}$ حيث m هي الكتلة
- وبإمكاننا حساب السرعة خلال فترة زمنية محددة (ليست كلية) وسنتعلمه أيضًا في هذا الدرس

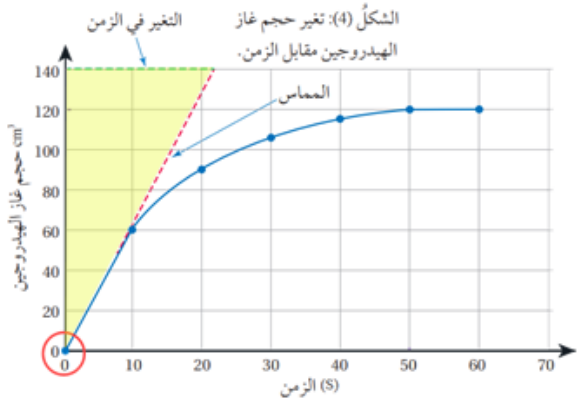
ما المقصود بسرعة التفاعل الابتدائية؟

هي سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن صفر

- تراكيز المواد المتفاعلة أكبر ما يمكن، والناتجة أقل ما يمكن
- السرعة الابتدائية = ميل المماس عند النقطة التي تمثل كمية مادة متفاعلة أو ناتجة عند الزمن صفر

مثال ص15: يتفاعل المغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك وينتج عن التفاعل غاز الهيدروجين:

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$$



وبالتالي السرعة الابتدائية G للتفاعل بدلالة التغير في حجم الغاز الناتج [المماس عند زمن صفر]= $G = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$

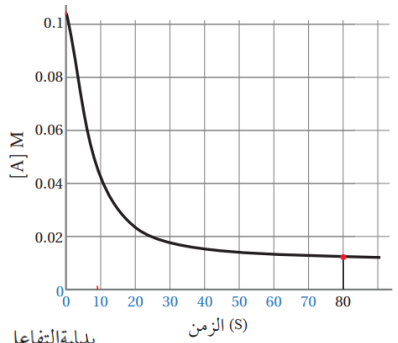
الحل:

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

تمثل ΔY التغير في حجم الغاز الناتج

وتمثل ΔX التغير في الزمن

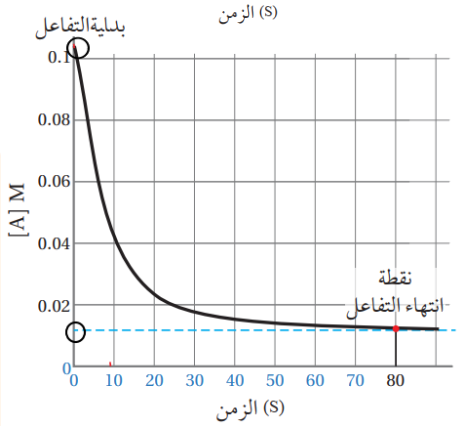
مثال (4) ص16: يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة A مقابل الزمن:



- أحسب السرعة المتوسطة S للتفاعل
- أحسب السرعة الابتدائية G للتفاعل

الحل:

نحسب السرعة المتوسطة للتفاعل بقسمة التغير الكلي في تركيز المادة A على الزمن المستغرق لانتهاء التفاعل:



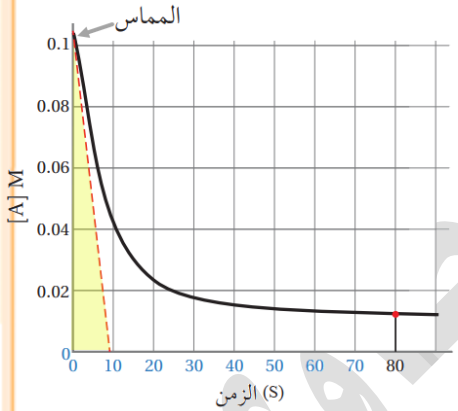
تركيز A عند زمن 0 s = 0.1 M

تركيز A عند زمن 80 s = 0.012 M

وبالتالي السرعة المتوسطة للتفاعل بدلالة التغير في تركيز المادة المتفاعلة A:

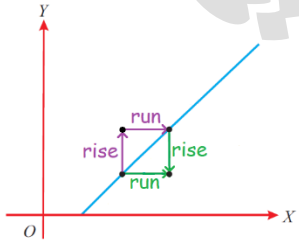
$$S = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{0.012 - 0.1}{80 - 0} = 0.001\ M/s$$

نحسب السرعة الابتدائية G من ميل المماس للنقطة التي تمثل التركيز عند الزمن صفر وبما أنها مادة متفاعلة يتناقص تركيزها (المنحنى متناقص) فإن ميل المماس سيكون بالسالب لذا نضربه بسالب لأن سرعة التفاعل لا تكون سالبة:



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

تعزيز خارجي: الكتاب أعطاك إياها مباشرة بعد الضرب بالسالب بدون وضع إشارة السالب قبل حساب ميل المماس، حيث رتّب القيم كما في الخطوة باللون الأزرق لأنه يختصر عليك الحسابات، لكن لا بد أن تستوعبها لأننا نتعامل مع Δ ورسم بياني مع التزامك بالطريقة المختصرة في الكتاب وهي الخلاصة: سرعة التفاعل الابتدائية وغير ذلك من السرعات دائمًا موجبة القيمة ولا تكون سالبة ولو ميل المماس سالب، فاحسب السرعة الابتدائية على أساس فرق الصادات (Rise) على فرق السينات (Run) يعني Rise over Run وانتهت القصة



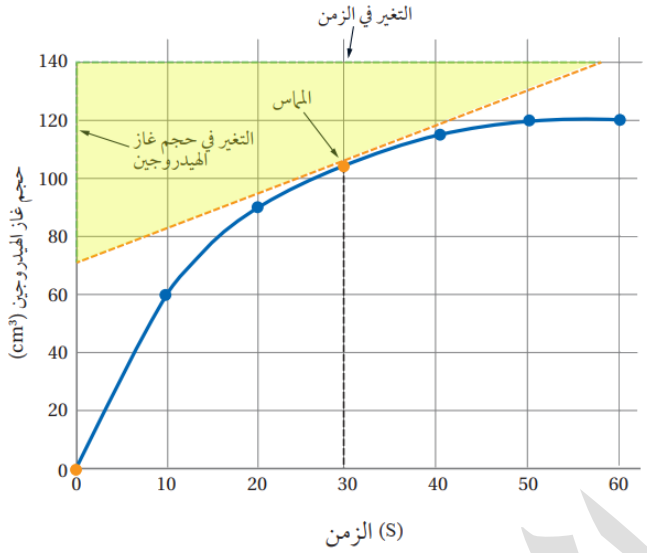
أتحقق ص16: أوضح المقصود بالسرعة المتوسطة للتفاعل

التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك

ما المقصود بسرعة التفاعل اللحظية؟

سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية

مثال ص17: وهو نفس منحنى تغير حجم غاز الهيدروجين الناتج من تفاعل المغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك: $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$



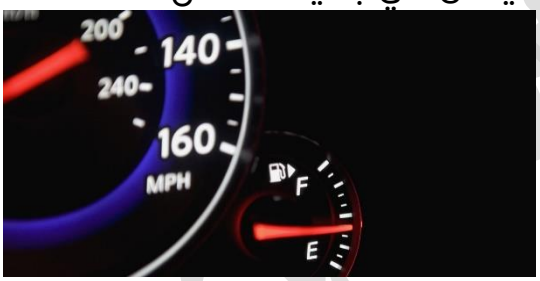
تُحسب عن طريق رسم مماس لمنحنى (تغير كمية مادة متفاعلة أو ناتجة مقابل الزمن) عند النقطة المقابلة للزمن عند تلك اللحظة ثم يُحسب الميل عندها، وهذه هي السرعة اللحظية

مثلاً عند الزمن 30 s نرسم مماسًا عند النقطة المقابلة للزمن فيكون الميل:

الحل:

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 70}{58 - 0} = 1.207\ cm^3/s$$

تعزيز: لاحظ أن السرعة الابتدائية لنفس هذا التفاعل حسبناها سابقًا وكانت $6.364\ cm^3/s$ وقد علمتَ سابقًا أن السرعة أعلى ما يمكن في بداية التفاعل تماما مثل السيارة التي تستهلك الوقود، فإن لم تنتبه لها فإنها وأثناء سيرها ستتباطأ إلى أن تتوقف تدريجيًّا نتيجة نفاد الوقود (المادة المتفاعلة)

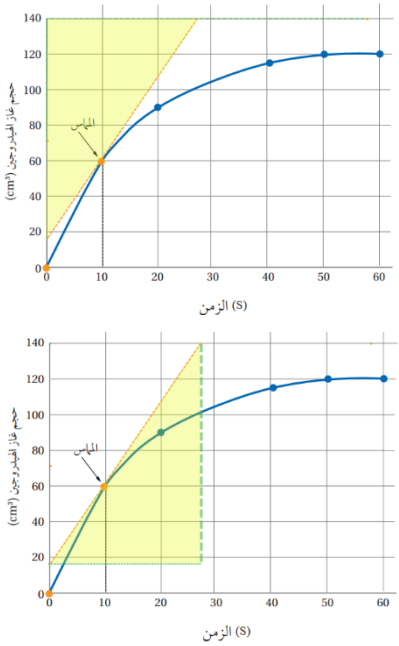


أفكر ص17: لماذا تكون سرعة التفاعل عند الزمن 30 s أقل من سرعته الابتدائية؟

لأنه بمرور الزمن تقل تراكيز المواد المتفاعلة فتقل سرعة التفاعل

مثال (5) ص17: بالرجوع إلى الشكل 5 أوضح كيف أحسب السرعة اللحظية عند زمن 10 s

الحل:



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

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 18}{27 - 0} = 4.5\ cm^3/s$$

أو نرسمه بهذا الشكل ونحسب:

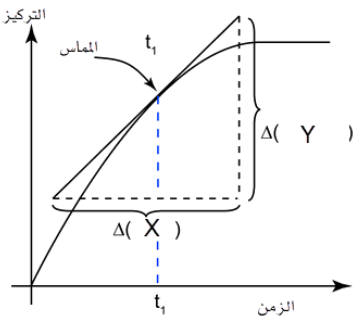
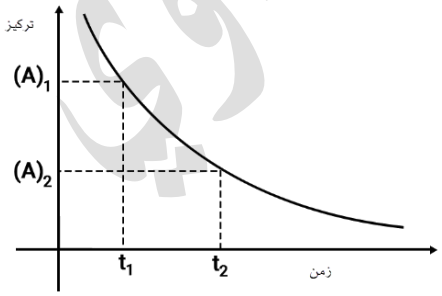
$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 18}{27 - 0} = 4.5\ cm^3/s$$

تنويه: القيم المحسوبة مقدرة من عندي وليست متوفرة في الكتاب

استنتاجات نهائية: نفهم من هذه العلاقات الرياضية أن السرعة المتوسطة للتفاعل تُحسب على زمن مُستغرق كلي للتفاعل عن طريق فرق في القيم الأولى والأخيرة مأخوذ من المنحنى أو جدول بيانات، بينما السرعة اللحظية تُحسب عند نقطة معينة من الزمن وبطريقة حساب ميل المماس المرسوم عند تلك النقطة على المنحنى، وأيضًا نفهم مما سبق أن السرعة الابتدائية عبارة عن سرعة لحظية عند زمن صفر (بداية التفاعل) حيث طريقة حسابها باستخدام ميل المماس أيضًا، وكل ذلك قيمته موجبة في النهاية

وسنتعلم أيضًا حساب سرعة تكوين أو استهلاك أو سرعة التفاعل بالنسبة إلى فترة زمنية وطريقة حسابه مشابهة للسرعة المتوسطة لكن خلال فترة زمنية محددة لا الزمن الكلي للتفاعل

لذا بإمكاننا التفريق بين طريقتي الحساب كالتالي:

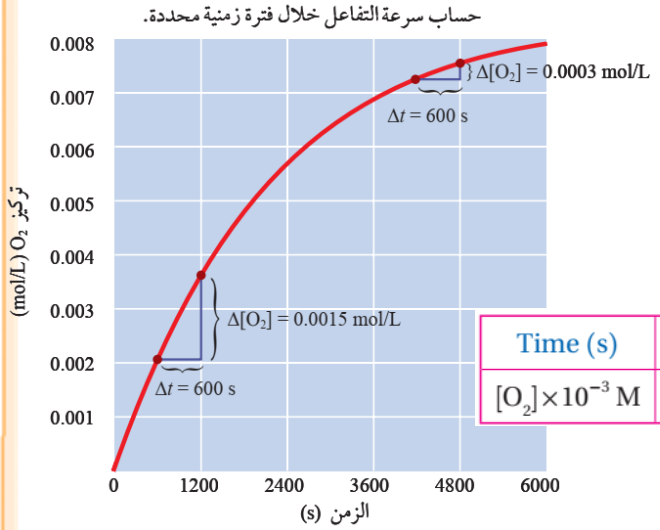
السرعة اللحظية	السرعة المتوسطة للتفاعل، أو سرعة خلال فترة زمنية
	
- سرعة التفاعل عند نقطة محددة من الزمن - تغير السرعة يحدث في وقت قصير - يُعتبر تغير لحظي	- سرعة التفاعل ضمن فترة زمنية - تغير السرعة يحدث في زمن مستغرق - يُعتبر معدل تغير السرعة

حساب سرعة التفاعل بتغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في فترات زمنية

مثال ص18: عند تحلل غاز خامس اكسيد ثنائي النيتروجين لإنتاج غاز ثاني أكسيد النيتروجين وغاز الأكسجين

$$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$$

فإنه ممكن حساب سرعة إنتاج غاز الأكسجين خلال فترات زمنية من خلال الشكل، وتسجيل القيم في جدول:



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

لحساب سرعة التفاعل خلال المدة الزمنية $600 - 1200$ s:

$$R = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{0.0036 - 0.0021}{1200 - 600} = \frac{0.0015\ M}{600\ s} = 2.5 \times 10^{-6} M/s$$

لحساب سرعة التفاعل خلال المدة الزمنية $4200 - 4800$ s:

$$R = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{0.0003\ M}{600\ s} = 5 \times 10^{-7} M/s$$

لاحظ أننا استعنا بتراكيز الأكسجين لحساب سرعة التفاعل خلال فترة زمنية، فسرعة تكوين الأكسجين هي نفسها سرعة التفاعل لأنها معاملها في المعادلة = 1

أتحقق ص18: أحسب سرعة التفاعل خلال المدة $3000 - 4800$ s:

$$R = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{0.0075 - 0.0064}{4800 - 3000} = \frac{0.0011\ M}{1800\ s} = 6.1 \times 10^{-7} M/s$$

مثال (6) ص19: يبين 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

الحل: تركيز E يقل بمرور الزمن وهذا يشير أنها مادة متفاعلة

2- أحسب سرعة التفاعل

الحل: ونضيف إشارة السالب لأنها سرعة استهلاك للمادة

$$R = -\frac{\Delta[E]}{\Delta t} = -\frac{(0.002 - 0.006)}{9 - 5} = 0.001\ M/s$$

لاحظ أننا حسبنا سرعة التفاعل وساويناه بسرعة استهلاك المادة المتفاعلة بغض النظر عن معرفتنا لمولات هذه المادة في المعادلة لأننا لا نطلب التفاصيل إذا لم يعطنا إياها، ونسير على الافتراضي يعني معاملها =1 ما دامت المعلومات مجهولة

مثال (7) ص19: أحسب سرعة استهلاك CO في المعادلة:

$$CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$$

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

الحل: ونضيف إشارة السالب لأنه سرعة استهلاك للمادة

$$R = -\frac{\Delta[CO]}{\Delta t} = -\frac{(1.2 \times 10^{-3} - 1.8 \times 10^{-3})}{20 - 0} = 3 \times 10^{-5}\ M/s$$

لاحظ لو طلب سرعة التفاعل فهي نفسها سرعة استهلاك أي مادة متفاعلة أو سرعة تكوين أي مادة ناتجة لأن كل معاملاتهم في المعادلة =1

مثال (8) ص20: يتفكك غاز N_2O_4 بالحرارة مكونًا غاز NO_2 وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$N_2O_4 \rightarrow 2NO_2$$

سجلت بيانات تغير 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	0.16	0.18

1- أحسب سرعة استهلاك N_2O_4 في المدة الزمنية $10 - 20\ s$

الحل:

$$R = -\frac{\Delta[N_2O_4]}{\Delta t} = -\frac{(0.01 - 0.02)}{20 - 10} = 0.001\ M/s$$

2- أحسب سرعة تكوّن NO_2 في المدة الزمنية $10 - 20\ s$

الحل:

$$R = \frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = \frac{(0.18 - 0.16)}{20 - 10} = 0.002\ M/s$$

تعزيز: ماذا تلاحظ؟

سرعة تكوّن NO_2= ضعف سرعة استهلاك N_2O_4 وهذا موافق للمعادلة الموزونة وتعلمناه سابقًا من خلال العلاقة الرياضية في تغير السرعة بين المواد المتفاعلة والناتجة

أتحقق ص20: يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2 وفق ظروف معينة لإنتاج الأمونيا وفق المعادلة:

$$3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$$

أحسب سرعة تكون غاز الأمونيا NH_3 علمًا أن تركيز الأمونيا في بداية التفاعل 0.2 M ثم أصبح تركيزها 0.6 M بعد زمن 15 s

الحل: $\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = \frac{0.6-0.2}{15-0} = 0.027 \approx 0.03\ M/s$

تدريبات محلولة وكيماشيك: حساب سرعة التفاعل

تدريب (1): يتفاعل الهيدروجين مع اليود لتكوين يوديد الهيدروجين وفق المعادلة الآتية:

$$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$$

ولدى دراسة تغير تركيز مع الزمن أمكن الحصول على البيانات الآتية:

الزمن (s)	التركيز (M) $[H_2]$
0	0.01800
2	0.00167
8	0.00101

احسب سرعة استهلاك H_2 في الفترة الزمنية من $(2 - 8)$ ثانية، ثم احسب سرعة إنتاج HI خلال الفترة الزمنية نفسها

الحل:

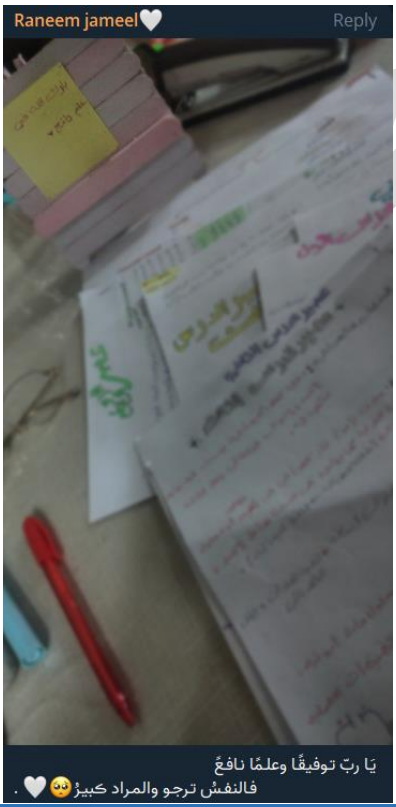
$$-\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -\frac{(0.00101 - 0.00167)}{(8-2)} = -\frac{-0.00066}{6} = 1.1 \times 10^{-4}\ M/s$$

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

$$\frac{\Delta[HI]}{\Delta t} = 2 \times 1.1 \times 10^{-4} = 2.2 \times 10^{-4}\ M/s$$

تدريب (2) كيماشيك: يتحلل مركب آزوميثان $CH_3N = NCH_3$ وفق المعادلة الآتية:

$$CH_3N = NCH_3 \rightarrow C_2H_6 + N_2$$



فإذا كان $[CH_3N = NCH_3]$ في بداية التفاعل $1.5 \times 10^{-2}\ M$ يساوي وكان تركيزه بعد 10 دقائق يساوي $1.3 \times 10^{-2}\ M$ فجد سرعة هذا التفاعل الكيميائي في نفس الفترة الزمنية بوحدة M/min

الحل:

$$R = -\frac{\Delta[CH_3N = NCH_3]}{\Delta t} = -\frac{(1.3 \times 10^{-2} - 1.5 \times 10^{-2})}{(10-0)}$$

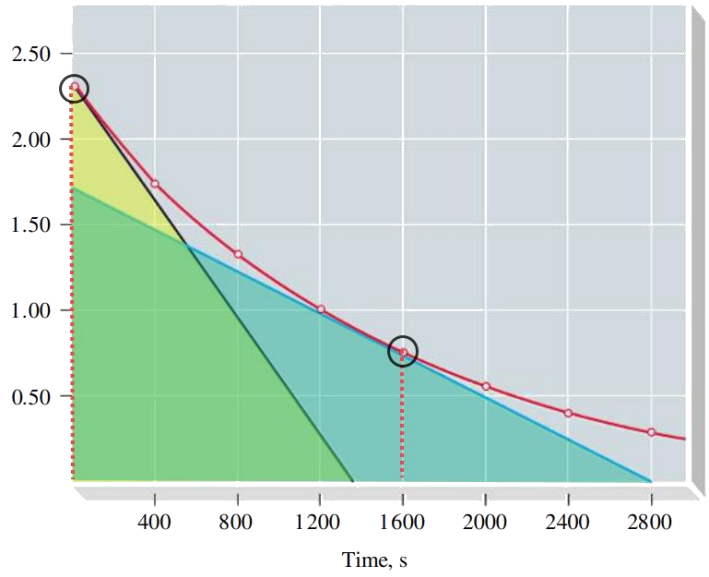
$$= -\frac{-0.2 \times 10^{-2}}{10}$$

$$R = 2 \times 10^{-4}\ M/min$$

لاحظ: سرعة التفاعل = سرعة استهلاك آزوميثان لأن معاملها في المعادلة الكيميائية يساوي 1

ورقة عمل (2): حساب سرعة التفاعل من الرسم البياني

تدريب (1): من خلال الرسم البياني والمماسات المرسومة، لمنحنى التركيز والزمن للمادة A ،



وجدول البيانات لنفس المادة

من خلال التفاعل الافتراضي الآتي:

$A \rightarrow B + C$

1- احسب السرعة الابتدائية للتفاعل

2- احسب السرعة اللحظية للتفاعل عند الزمن 1600 s

3- احسب سرعة استهلاك A خلال الفترة الزمنية $1200 - 3000\ s$

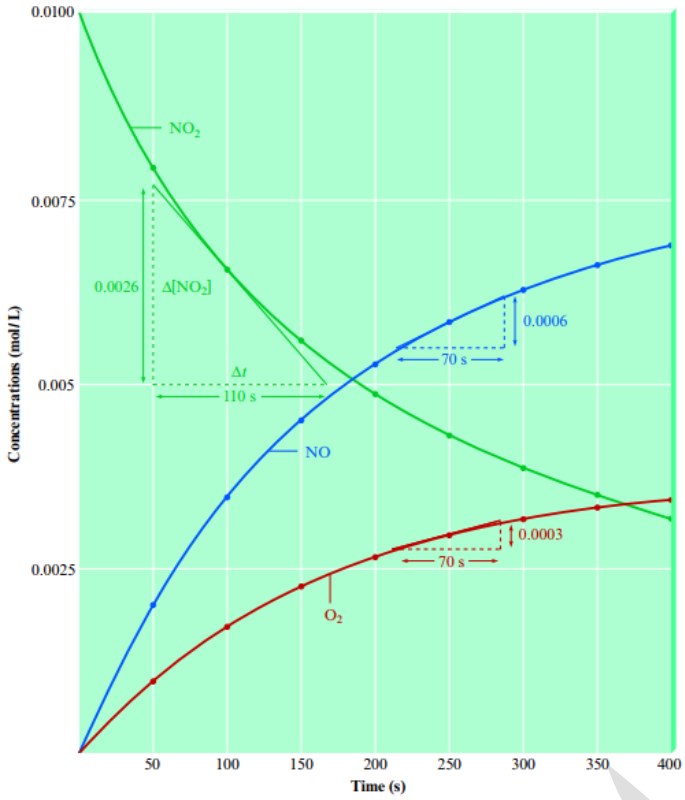
ثم احسب بالنسبة للفترة الزمنية نفسها سرعة تكوين B

Time, s	[A], M
0	2.32
200	2.01
400	1.72
600	1.49
1200	0.98
1800	0.62
3000	0.25

4- احسب السرعة المتوسطة للتفاعل إذا علمت أن زمن انتهاء التفاعل هو 3000 s

تذكر أن معاملات المعادلة الكيميائية كلها واحد ولو اختلفت وطلب سرعة التفاعل اللحظية أو المتوسطة أو خلال فترة زمنية فلا بد من القسمة على معاملات تلك المادة التي نحسب بدلالة قيمها

تدريب (2) كيماشيك: ادرس الرسم البياني لمنحنى التركيز والزمن للمواد الآتية: NO, O_2, NO_2 وباستخدام المماسات المرسومة على الرسم البياني أجب عما يأتي:



1- احسب سرعة (تكوين/استهلاك) للمادة NO_2 عند زمن $100\ s$ وحدد هل هي سرعة تكوين أم سرعة استهلاك؟

2- احسب سرعة (تكوين/استهلاك) عند زمن $250\ s$ لكل من المواد الآتية: NO, O_2 وحدد هل هي سرعة تكوين أم سرعة استهلاك لكل منهما؟ ثم عبّر عن العلاقة بين سرعة كل منهما

3- إذا علمت أن عدد مولات NO_2 في المعادلة الكيميائية = عدد مولات NO فاحسب سرعة (تكوين/ استهلاك) NO_2 عند زمن $250\ s$ بدون استخدام الرسم البياني

4- اكتب معادلة التفاعل الكيميائي الموزونة

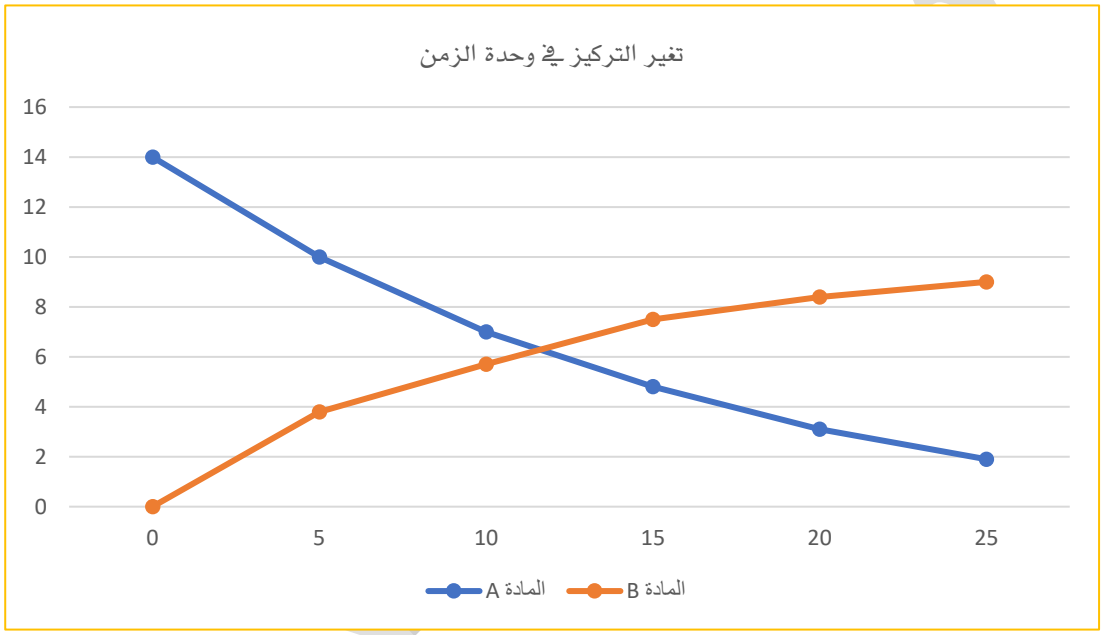
5- تحدٍّ: ما هي سرعة التفاعل اللحظية عند زمن $100\ s$؟

م. مريم السرطاوي

التجربة 1: التغير في تركيز مادة متفاعلة ومادة ناتجة في وحدة الزمن

لديك جدول البيانات الآتي عند درجة حرارة معينة، استخدم معلومات الجدول وارسم شكلاً بيانيًّا يمثل تغير تركيز المادة المتفاعلة والمادة الناتجة في المدد الزمنية المبينة

[A] M	14.0	10.0	7.0	4.8	3.1	1.9
[B] M	0.0	3.8	5.7	7.5	8.4	9.0
t (s)	0	5	10	15	20	25



أستنتج تغير تركيز المادة المتفاعلة خلال التفاعل الكيميائي؟

يقل تركيز المادة المتفاعلة بمرور الزمن

أستنتج تغير تركيز المادة الناتجة خلال التفاعل الكيميائي؟

يزداد تركيز المادة الناتجة بمرور الزمن

أحسب سرعة التفاعل بدلالة تغير تركيز المادة المتفاعلة خلال المدة الزمنية من 5 s إلى 15 s

$$R = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{(4.8 - 10)}{15 - 5} = 0.52\ M/s$$

مراجعة الدرس الأول: سرعة التفاعلات الكيميائية

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

- سرعة التفاعل المتوسطة: بقياس التغير الكلي في الكمية المتفاعلة أو الناتجة مقسومًا على الزمن المستغرق في ذلك
- السرعة الابتدائية للتفاعل: من ميل المماس عند الزمن صفر

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل من: سرعة التفاعل الكيميائي، السرعة اللحظية للتفاعل

- سرعة التفاعل الكيميائي: مقياس لمقدار التغير في كمية مادة متفاعلة أو كمية مادة ناتجة خلال مدة زمنية محددة
- السرعة اللحظية للتفاعل: سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية

السؤال الثالث: أحسب سرعة تكوين غاز الأمونيا NH_3 علمًا أن سرعة استهلاك غاز النيتروجين N_2 $(0.5\ M/s)$ وفق معادلة التفاعل الموزونة الآتية: $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$

الحل:

$$-\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = 0.5\ M/s \Rightarrow -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} \Rightarrow$$

$$\frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = 2 \times -\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = 2 \times 0.5 = 1\ M/s$$

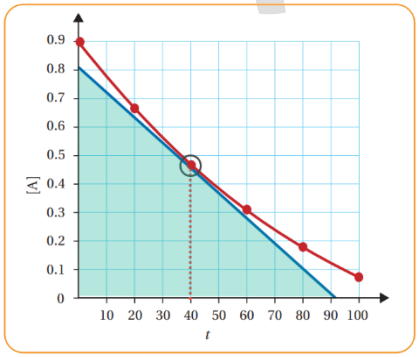
السؤال الرابع: أحسب سرعة تكوين المادة A في المدة الزمنية $3\ s \rightarrow 6\ s$

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

الحل:

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

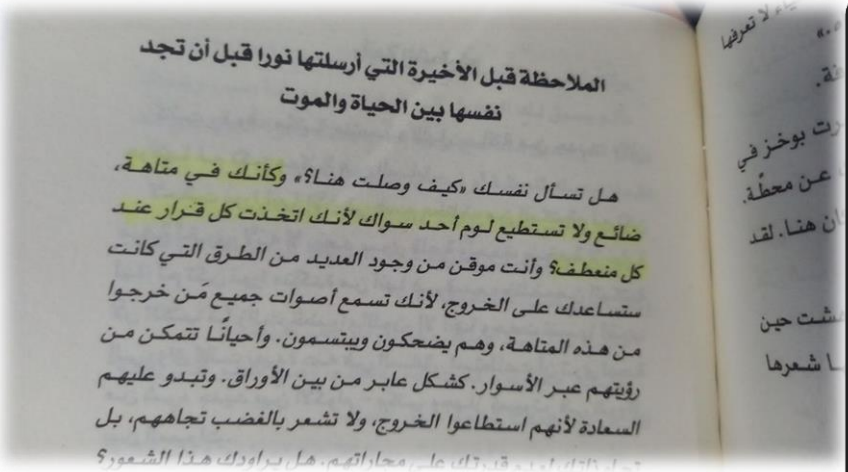
السؤال الرابع: أحسب باستخدام الرسم البياني السرعة اللحظية عند الزمن $40\ s$



الحل: تذكر rise over run وانتهت القصة

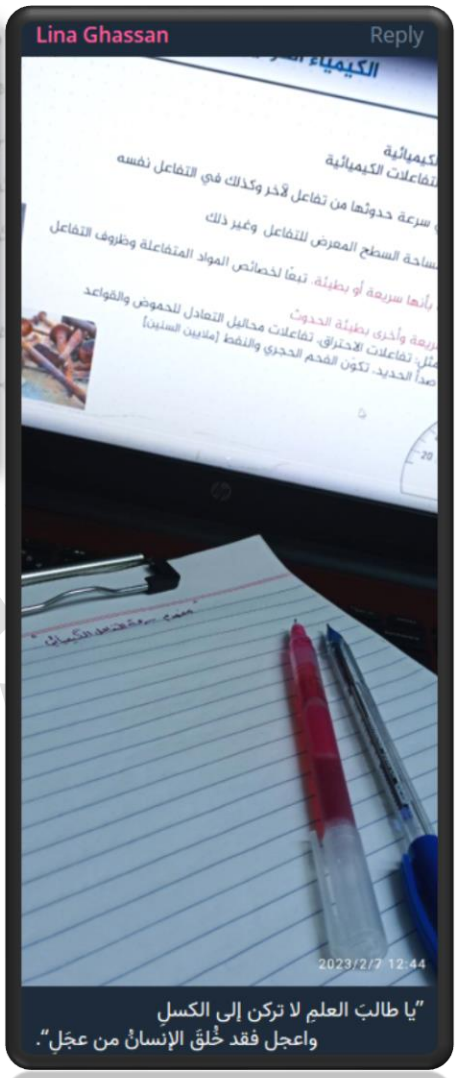
$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{0.81 - 0}{92 - 0} = 0.008\ M/s$$

إلى الدرس الثاني .. جدِّد الهمة بتجديد النيّة وتذكر هدفك ...



الملاحظة قبل الأخيرة التي أرسلتها نورا قبل أن تجد نفسها بين الحياة والموت

هل تسأل نفسك «كيف وصلت هنا؟» وكأنك في متاهة، ضائع ولا تستطيع لوم أحد سواك لأنك اتخذت كل قرار عند كل منعطف؟ وأنت موقن من وجود العديد من الطرق التي كانت ستساعدك على الخروج، لأنك تسمع أصوات جميع مَن خرجوا من هذه المتاهة، وهم يضحكون ويبتسمون. وأحيانًا تتمكن من رؤيتهم عبر الأسوار. كشكل عابر من بين الأوراق. وتبدو عليهم السعادة لأنهم استطاعوا الخروج، ولا تشعر بالغضب تجاههم، بل



سناكات تحفيزية

أنت الذي تأخذ قرار
تقدمك أو تراجعك
مهما كانت الظروف ،
جلوسك أمام كتابك أو
هاتفك مستريحًا هو
قرارك و سيأتي ثماره
بعد وقت ، لذلك اجعل
لحظة ذلك الوقت حلوًا

رهف شادي★

الدرس الثاني: قوانين سرعة التفاعلات Rxn. Rate Laws

تعريفات الدرس الثاني:

- رتبة التفاعل: الأس المرفوع إليه تركيز المادة المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل، ويبين أثر تغير تركيز مادة متفاعلة على سرعة التفاعل
- الرتبة الكلية للتفاعل: مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل

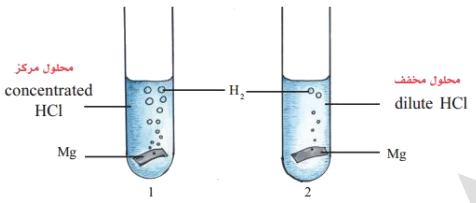
أثر التراكيز على سرعة التفاعلات

تمهيد الكتاب مع تعزيزات من عندي:

تناولنا في الدرس الأول كيفية حساب سرعة التفاعل الكيميائي بمعرفة التغير في كمية إحدى المواد المتفاعلة المستهلكة أو كمية إحدى المواد الناتجة خلال زمن معين، واستطعنا حساب سرعة التفاعل بطرق مختلفة من منحنى السرعة وأيضًا بدلالة مادة ناتجة أو متفاعلة، بحيث نحسب سرعة التفاعل في النهاية بدلالة مول واحد

أيضا تعلمنا أن التفاعل يتأثر بتركيز المواد المتفاعلة فسرعته أعلى ما يمكن في البداية، فالأساس في التفاعل هو المواد المتفاعلة لكن قد تعتمد سرعة التفاعل الكلية على تركيز أكثر من مادة واحدة متفاعلة ولا يمكن تحديد تأثير تلك المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل من معادلة التفاعل الموزونة، إنما من التجارب العملية

من التجربة الاستهلالية ص9 كتاب الطالب: نفهم أن التركيز الأعلى لمحلول الحمض كانت فيه سرعة التفاعل أكبر، وتصاعد غاز الهيدروجين بشكل أكبر



وأيضًا من تفاعل بيرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ وفوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ص23 في الكتاب، فلو زدنا تركيز أي منها فإن التفاعل تتأثر سرعته لكن بأي مقدار، ومن الذي يؤثر أكثر وكيف لنا أن نعرف ذلك؟

- مثلما فعلنا سابقًا لإيجاد جهود الاختزال المعيارية في وحدة التأكسد والاختزال، حيث أوجد العلماء جهود اختزال معيارية لمختلف المواد، حتى نحسب جهد أي خلية مباشرة دون اللجوء إلى تركيب خلية جلفانية كل مرة، وفي هذا الدرس نفس الشيء
- قبل القيام بأي صناعة معينة تخص الدواء أو أي مجال صناعي يستخدم فيه الكيميائيون كميات كبيرة من المواد، فإن الكيميائيين يطبقون التفاعل بشكل مبسّط في المختبر عند درجة حرارة معينة خاصة بالتفاعل، يغيرون تراكيز المتفاعلات كل مرة ويقيسون سرعة التفاعل الابتدائية سواء من منحنى مادة ناتجة أو متفاعلة، يسجلون تلك البيانات، ثم يحسبون من خلالها قانون السرعة لهذا التفاعل، هذا القانون يفيدهم في حال أرادوا تفاعلاً أسرع فمثلا تفاعل النيتروجين مع الهيدروجين لإنتاج الأمونيا لن يتم إلا من خلال تراكيز عالية جدًا لتلك المتفاعلات مع درجة حرارة عالية تصل 500°C وإلا سيكون إنتاج الأمونيا بطيئًا ولن يتم تصنيعه كما ينبغي.

قانون سرعة التفاعل ورتبة التفاعل

تلخيص الأفكار الأولى من الدرس مع تعزيزات

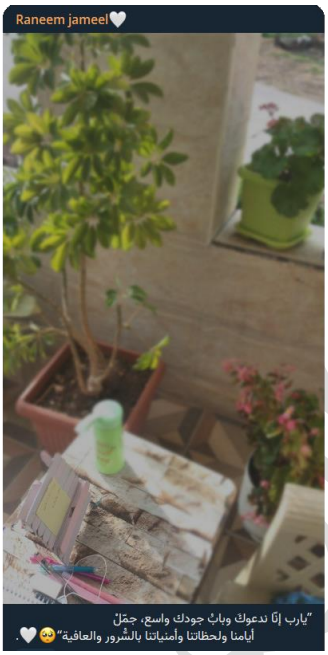
من التجارب العملية تم إثبات ذلك، سرعة التفاعل الكلية تتناسب طرديًّا مع تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لقوى معينة (عند درجة حرارة ثابتة)، مثال:

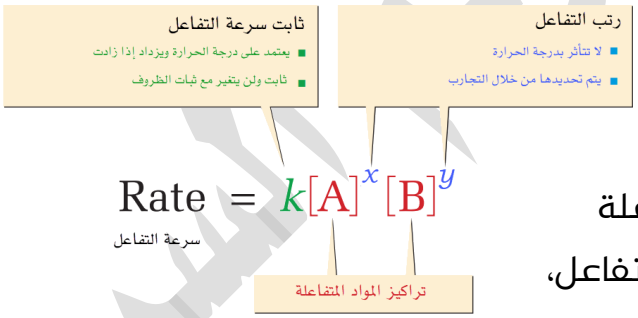
$$A + B + C \rightarrow \text{نواتج}$$
$$R \; \alpha \; [A]^x [B]^y [C]^z$$

نحول العلاقة السابقة إلى علاقة مساواة وذلك بإدخال ثابت التناسب الذي يُسمى ثابت سرعة التفاعل ورمزه k

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

هذا القانون هو قانون سرعة التفاعل العام، R سرعة التفاعل، والرموز: x, y, z هي رتبة تفاعل لكل مادة، ورتبة التفاعل الكلية هي مجموع تلك الرتب: $n = x + y + z$





ما المقصود برتبة التفاعل؟ الأس المرفوع إليه تركيز المادة المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل، ويبين أثر تغير تركيز مادة متفاعلة على سرعة التفاعل

ما المقصود برتبة التفاعل الكلية؟ الرتبة الكلية هي مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل

ماذا يصف هذا القانون؟

يصف العلاقة بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة وثابت سرعة التفاعل عند درجة حرارة ثابتة

خصائص ثابت سرعة التفاعل k [وأمور لا بد أن تثبِّتها كمفاهيم عن هذا الثابت]

1- لكل تفاعل ثابت سرعة k محدد تختلف قيمته عن الآخر، أي أنه يعتمد على طبيعة المواد المتفاعلة

2- يعتمد على درجة الحرارة، تعزيز خارجي: حيث يزداد مع ارتفاع درجة الحرارة

3- معلومة خارجية: قيمته كبيرة للتفاعلات السريعة، وصغيرة للتفاعلات البطيئة

4- وحدة ثابت سرعة التفاعل k تعتمد على قيمة رتبة التفاعل الكلية:

- إما نشتقها من قانون سرعة التفاعل عند تعويض التركيز مع رتبة (الطريقة الطويلة)
- وإما نحسبها (بالطريقة السريعة) باستخدام الرتبة الكلية n : $M^{1-n}.s^{-1}$

حيث الأشهر استخدامًا التركيز المولاري والزمن بالثواني وبالتالي:

الرتبة الكلية للتفاعل	وحدة $M^{1-n}.s^{-1}$ = k	طريقة أخرى لكتابتها
0	$M^{1-0}.s^{-1} = M.s^{-1}$	M/s
1	$M^{1-1}.s^{-1} = s^{-1}$	$1/s$
2	$M^{1-2}.s^{-1} = M^{-1}.s^{-1}$	$1/M.s$
3	$M^{1-3}.s^{-1} = M^{-2}.s^{-1}$	$1/M^2.s$
4	$M^{1-4}.s^{-1} = M^{-3}.s^{-1}$	$1/M^3.s$

ما هي خصائص رتب التفاعل (القوى الأسية في القانون)؟

1- تُبيِّن الرتبة أثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل

2- تكون إما عددًا صحيح أو كسريًّا، وسندرس فقط الأعداد الصحيحة: 0، 1، 2، 3 ، ....

3- يتم تحديد الرتبة من التجارب العملية لا من معادلة التفاعل الموزونة

4- يتم تحديد الرتبة باستخدام طريقتين هما:

- طريقة الرسم البياني
- طريقة السرعة الابتدائية

5- تأثير الرتب x, y, z على تركيز المادة المتفاعلة وسرعة التفاعل:

- إذا كانت x تساوي صفر فنقول التفاعل من الرتبة الصفرية للمادة A ومعنى ذلك أن المادة A لن يؤثر تغيّر تركيزها على سرعة التفاعل ولا نكتبها في القانون
- إذا كانت y تساوي 1 فنقول التفاعل من الرتبة الأولى للمادة B (أحادي الرتبة) ومعنى ذلك أن المادة B إذا ضاعفنا تركيزها فإن سرعة التفاعل تتضاعف بنفس المقدار
- إذا كانت z تساوي 2 فنقول التفاعل من الرتبة الثانية للمادة C (ثنائي الرتبة) ومعنى ذلك أن المادة C إذا ضاعفنا تركيزها مرتين فإن سرعة التفاعل تتضاعف 4 مرات

فنقول عن هذا التفاعل أنه من الرتبة الصفرية بالنسبة لـ A ومن الرتبة الأولى بالنسبة لـ B ومن الرتبة الثانية بالنسبة لـ C والرتبة الكلية للتفاعل = 3

وفي درس قانون سرعة التفاعل وتحديد الرتب لدينا أنماط وزارية متعددة تعتمد على حسابات هذا الدرس:

1- نمط مقالي وهو مذكور في التمهيد كشرح للرتبة وتأثيرها على التركيز وسرعة التفاعل، وعليه سؤال أتحقق ص32 وسأضيف في هذه الحصة (1) تدريبات محلولة مذكورة في المناهج القديمة

2- نمط تم ذكره بشكل غير مباشر في مثال 10 في هذه الحصة وهو سؤال وفيه ثابت سرعة التفاعل مع وحدته، ومن ذلك سنعرف الرتبة الكلية للتفاعل ومع معلومات إضافية نستطيع تحديد رتب المواد المتفاعلة، وأيضًا سأضيف في الحصة (1) هذا النمط من الأسئلة في التدريبات المحلولة

3- نمط الرسم البياني وهذا جديد في منهاج 2022 ولم يكن موجودًا سابقًا وليس عليه أسئلة وزارية سابقة، وسنتناوله في الحصة (2) وأدعمه بتدريبات خارجية إن شاء الله
4- نمط الجداول ومنه نحسب رتب المواد ونكتب قانون سرعة التفاعل والخ وهذا ندرسه في الحصة (3) إن شاء الله تعالى

مثال (9) ص24: يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين مع غاز الهيدروجين وفق معادلة التفاعل الآتية: $2NO + 2H_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$ 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؟ رتبة المادة NO = 2

2- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة H_2؟ رتبة المادة H_2=1

3- ما الرتبة الكلية للتفاعل؟ الرتبة الكلية مجموع رتب المواد = 3

مثال (10) ص25: يتحلل خامس أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O_5 عند درجة حرارة معينة وفق معادلة التفاعل الآتية: $2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$

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

الحل:

نعوض قيمة ثابت سرعة التفاعل والتركيز في قانون سرعة التفاعل فنحصل على قيمة R

$$R = k[N_2O_5]^1 = 5.9 \times 10^{-4} \times [8.4 \times 10^{-3}]^1 = 49.56 \times 10^{-7} = 5 \times 10^{-6} M/s$$

تعزيز: لاحظ في هذا المثال لو أعطانا قانون سرعة التفاعل بدون رتبة المادة بهذا الشكل $R = k[N_2O_5]^x$ وأعطانا معلومات عن ثابت سرعة التفاعل ونظرنا إلى الوحدة وهي s^{-1} ، فمنها نستطيع معرفة أن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 1 ولأن لدينا مادة واحدة متفاعلة فنقول $x = 1$

تذكر الجدول السابق لوحدات k أو العلاقة السريعة الخاصة بوحدته $M^{1-n}.s^{-1}$

أتحقق ص25: ما المقصود برتبة التفاعل للمادة المتفاعلة؟

هي الأس المرفوع تركيزها إليه في قانون سرعة التفاعل وتبين أثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل

تذكر علاقات سريعة:

علاقات تعلمناها سابقًا في أول ثانوي بخصوص التركيز والحجم وضغط الغازات حسب قوانين الغازات، والتركيز $M = \frac{n}{V}$ ، العلاقة طردية بين المولات والتركيز، عكسية بين الحجم والتركيز، عكسية بين الحجم والضغط، فإذا وردت عليك في السؤال الوزاري استطعت تحليلها بالتعويض مكان التركيز داخل قانون سرعة التفاعل:

زيادته أو مضاعفته مرتين فنعوض (2)، المضاعفة ثلاث مرات فنعوض (3) .... الخ

تقليله مرتين معناه إلى النصف فنعوض $(\frac{1}{2})$، تقليله ثلاث مرات يعني إلى الثلث يعني $(\frac{1}{3})$ .... الخ

- زيادة المولات معناه زيادة التركيز فنعوضها كما هي، وإذا قلّت نقسم عليها

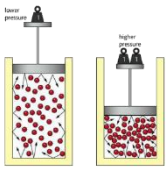
مثال: تضاعفت المولات مرتين فنعوض (2)، انخفضت المولات مرتين يعني إلى النصف فنعوض $(\frac{1}{2})$، تضاعف التركيز ثلاث مرات نعوض (3)، قل التركيز إلى الثلث فنعوض $(\frac{1}{3})$

- زيادة الحجم في وعاء التفاعل يكون للجميع خاصة أننا نتعامل مع غازات في أغلب التفاعلات وبالتالي تتأثر كل المتفاعلات، إلا إذا حدد وعاء مادة لوحدها،

زاد الحجم قل التركيز، فنقسم

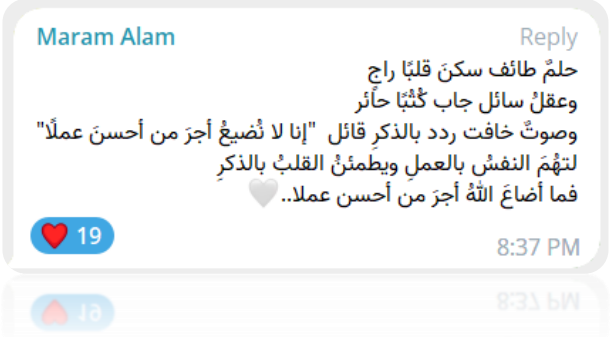
انخفض الحجم يعني زاد التركيز فنعوضها كما هي، مثال:

زاد حجم الوعاء مرتين، نعوض $(\frac{1}{2})$ انخفض حجم الوعاء إلى النصف فنعوض (2)



- زيادة الضغط معناه يقل الحجم، فالعلاقة بين الضغط والحجم عكسية ونطبق علاقات الحجم مع التركيز

- نعوض أحدها ونثبت الآخر إن لم يعطنا عنها أي معلومة، وتذكر أن كلمة مضاعفة الشيء بدون تحديد عدد هي نفسها زيادتها مرتين أو مضاعفتها مرتين
- إذا تضاعفت المادة أو قلت ولم تتغير السرعة فهذا معناه أن رتبة المادة صفر ولا تؤثر في السرعة



تدريبات محلولة "أسئلة خارجية وكيماشيك"

تدريب (1) منهاج 2007: إذا كان قانون السرعة للتفاعل: $2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$

$R = k[N_2O_5]^1$ فإن العبارة الصحيحة من العبارات التالية هي:

(a)	رتبة التفاعل بالنسبة لـ N_2O_5 تساوي 2
(b)	إذا تم قياس سرعة هذا التفاعل بوحدة $(mol/L.min)$ فإن وحدة ثابت السرعة هي (min^{-1})
(c)	سرعة تكوّن O_2 أكبر من سرعة اختفاء N_2O_5
(d)	سرعة اختفاء N_2O_5 ضعف سرعة تكوّن NO_2

الحل: (b) لأن الرتبة الكلية للتفاعل = 1 فوحدة k تعتمد على الزمن فقط

تدريب (2) منهاج 2007: إذا كانت رتبة التفاعل لإحدى المواد المتفاعلة هي 2 وازداد تركيز هذه المادة إلى الضعف مع بقاء العوامل الأخرى ثابتة، فإن سرعة التفاعل تتضاعف بمقدار:

(a)	1
(b)	2
(c)	3
(d)	4

الحل: (d)

نكتب قانون سرعة التفاعل على أساس المادة ولنقل أنها A التي سنغير تركيزها إلى الضعف يعني مرتين فنكتب في الأقواس 2 لأن التركيز تضاعف ونحسبه مرفوعًا إلى الرتبة في السؤال وبالتالي سنعرف التغير على سرعة التفاعل R ، ولن نضيف باقي المواد المتفاعلة لأننا لم نغير عليها شيئًا وبالتالي لن تؤثر على سرعة التفاعل، أيضا ثابت سرعة التفاعل لن نضيفه لأنه ثابت

$$R = [A]^2 = (2)^2 = 4$$

تتضاعف السرعة أربعة مرات لأن تركيز هذه المادة تضاعف مرتين (الضعف)

تدريب (3) منهاج 2017: ماذا يحدث لسرعة التفاعل $A + B + C \rightarrow Products$ إذا تضاعفت [C] ثلاث مرات مع ثبوت العوامل الأخرى علمًا أن $R = k[A]^1[B]^2$

الحل: نعوض فقط مكان [C] برقم 3 ونرفعه للقوة الأسية، لكنها غير موجودة في القانون وهذا معناه أن رتبتها صفرية وبالتالي سرعة التفاعل لن تتغير، ونقول تبقى ثابتة

تدريب (4) منهاج 2017: في التفاعل الافتراضي $E + 2B \rightarrow Products$ 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 رتبة E ؟

الحل:

$$36 = (3)^x(4)^1 \quad \Rightarrow \frac{36}{4} = (3)^x \quad \Rightarrow 9 = (3)^x \quad \Rightarrow (3)^2 = (3)^x$$
$$\therefore \quad x = 2$$

رتبة التفاعل E للمادة هي 2

تدريب (5) منهاج 2017: في التفاعل الآتي $A + 2B \rightarrow 3C + D$ إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة k التفاعل عند درجة حرارة معينة يساوي 2×10^{-3} /M. s

وأن قانون سرعة التفاعل هو: $R = k[A]^x$

1- ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من A و B ؟

ننظر إلى وحدة k بما أن M^{-1} فهذا معناه أن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 2 وبما أن قانون سرعة التفاعل لا يعتمد إلا على تركيز A إذا الرتبة x تساوي 2

فنقول رتبة التفاعل للمادة A = 2 ورتبة التفاعل للمادة B = 0

2- احسب سرعة التفاعل عندما يكون $[A] = 0.1\ M$ و $[B] = 0.5\ M$

نعوض الرتبة $x = 2$ ونعوض ثابت سرعة التفاعل $k = 2 \times 10^{-3}$ ونعوض تركيز $[A] = 0.1\ M$ أما المادة B فهي لا تؤثر على سرعة التفاعل

$$R = k[A]^2 = (2 \times 10^{-3})(0.1)^2 = 2 \times 10^{-5} M/s$$

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

سؤال تابع للدرس الأول: وللسرعة نحسب النسبة المولية بينهما

$$\frac{C}{B} = \frac{3}{2} \quad \Rightarrow \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{3}{2} \times 0.6 = 0.9\ M/s$$

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

$$R = (2)^2 = 4$$

تتضاعف سرعة التفاعل أربع مرات، والمادة B ليس لها تأثير على سرعة التفاعل

تدريب Chemistry 12 McGraw-Hill (6): إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو:

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

1- ما التغير الحاصل على سرعة التفاعل عند تقليل تركيز A إلى النصف وزيادة تركيز B أربع مرات؟

$$R = \left(\frac{1}{2}\right)^2 (4)^1 = 1$$

لن تتغير سرعة التفاعل

2- ما التغير الحاصل على سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز كل من A و B؟

$$R = (2)^2(2)^1 = 8$$

تتضاعف سرعة التفاعل 8 مرات

تدريب Chemistry 12 McGraw-Hill (7): إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو:

$$R = k[HCrO_4^-][HSO_3^-]^2[H^+]$$

1- ما هي رتبة التفاعل بالنسبة لكل مادة متفاعلة؟

رتبة التفاعل للمادة: $HCrO_4^- = 1$

رتبة التفاعل للمادة: $HSO_3^- = 2$

رتبة التفاعل للمادة: $H^+ = 1$

2- ما هي رتبة التفاعل الكلية؟

$$n = 1 + 2 + 1 = 4$$

3- ما هي وحدة ثابت سرعة التفاعل k ؟

$$M^{1-4}.s^{-1} = M^{-3}.s^{-1} = 1/M^3.s$$

وتذكر أن وحدة المولارية هي مول/لتر وكانت هي المعمول بها في المناهج القديمة، أما منهاجنا الجديد فقد ركز على وحدات ثابت سرعة التفاعل بالمولارية فقط وليس بالمول واللتر.

لا بد من التدرب على الأسئلة الوزارية في الملف الوزاري وستجده في الحقيبة "درايف" فإن لم تعرف طريقة الحل، فانظر إلى الملف المحلول أو مقاطع الفيديو الوزارية ثم تدرب عليها مرة أخرى لتتمكن من الطريقة

ورقة عمل (3): قانون سرعة التفاعل -1-

تدريب (1): يتفكك الأمونيا إلى مكوناته بواسطة عامل مساعد: $2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$

إذا علمت أن سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز الأمونيا فإن قانون سرعة هذا التفاعل:

-1	$R = k[NH_3]^1$	-2	$R = k[NH_3]^2$
-3	$R = k$	-4	$R = k[NH_3]^1[N_2]^1[H_2]^1$

تدريب (2): في التفاعل الآتي: $NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$

إذا علمت أن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي (2) وأن مضاعفة تركيز NO مرتين مع ثبات تركيز O_3 سيضاعف سرعة التفاعل مرتين، فإن قانون سرعة هذا التفاعل هو:

-1	$R = k[NO]^2$	-2	$R = k[NO]^1[O_3]^1$
-3	$R = k[NO]^2[O_3]^1$	-4	$R = k[NO]^1[O_3]^2$

تدريب (3): في التفاعل الافتراضي الآتي: $2A + B + 2C \rightarrow D + 2E$

إذا علمت أن قانون سرعة هذا التفاعل هو $R = k[A]^2[B]^1[C]^1$ فإن العبارة غير الصحيحة:

-1	المادة A ثنائية الرتبة	-2	رتبة المادة B = 1
-3	المادة C ثنائية الرتبة	-4	الرتبة الكلية للتفاعل = 4

تدريب (4): في التفاعل الآتي: $CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$

وقانون سرعة هذا التفاعل هو $R = k[CHCl_3]^1[Cl_2]^1$ أجب عما يأتي:

1- إذا زاد حجم وعاء التفاعل خمسة أضعاف فإن سرعة التفاعل:

-1	تزداد 5 مرات	-2	تقل 5 مرات
-3	تزداد 25 مرة	-4	تقل 25 مرة

2- إذا زاد تركيز $CHCl_3$ مرتين وقل تركيز Cl_2 مرتين فإن سرعة التفاعل:

-1	تزداد 4 مرات	-2	تقل 4 مرات
-3	تزداد 2 مرة	-4	تبقى ثابتة

3- إذا زاد الضغط في وعاء التفاعل 10 مرات فإن سرعة التفاعل:

-1	تزداد 10 مرات	-2	تقل 10 مرات
-3	تزداد 100 مرة	-4	تقل 100 مرة

4- إذا قل تركيز $CHCl_3$ إلى النصف وقل تركيز Cl_2 إلى الثلث فإن سرعة التفاعل:

-1	تزداد 6 مرات	-2	تقل 6 مرات
-3	تقل مرتين	-4	تقل 3 مرات

تدريب (5): في التفاعل الافتراضي الآتي: $A + B \rightarrow Products$

عند درجة حرارة معينة وُجد أن قيمة ثابت سرعة التفاعل $k = 2.5\ s^{-1}$، فإذا علمت أن سرعة التفاعل لم تتغير عندما تضاعف تركيز B، فأجب عما يأتي:

1- رتبة المادة A تساوي:

-1	صفر	-2	1
-3	2	-4	3

2- رتبة المادة B تساوي:

-1	صفر	-2	1
-3	2	-4	3

3- الرتبة الكلية للتفاعل تساوي:

-1	صفر	-2	1
-3	2	-4	3

4- سرعة التفاعل (M/s) إذا كان تركيز $[A] = [B] = 0.1\ M$ تساوي:

-1	0.25	-2	0.025
-3	0.01	-4	2.5

م. مريم السرطاوي

تحديد رتبة التفاعل بطريقة الرسم البياني

معرفة رتب المواد المتفاعلة تساعد في توقع كيفية حدوث التفاعل الكيميائي

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

يمكن تحديد رتبة التفاعل لمادة متفاعلة بأكثر من طريقة وسندرس طريقتين:

1- الرسم البياني (مطلوب منا الرتبة الصفرية والأولى) 2- السرعة الابتدائية

كيف نحدد رتبة مادة متفاعلة بطريقة الرسم البياني؟

1- نقيس تراكيز مادة متفاعلة بالنسبة إلى الزمن من خلال التجربة العملية: مع المحافظة على بقاء تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى ثابتة؛ وذلك باستعمال كميات كبيرة منها

2- نرسم بيانيًّا العلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة مقابل زمن التفاعل

3- نحسب على الرسم البياني سرعات لحظية عن طريق حساب ميل المماس

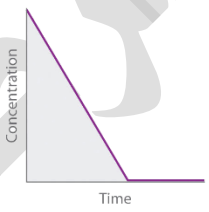
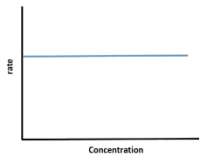
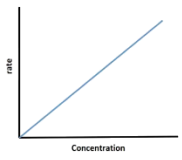
4- نرسم بيانيًّا سرعة التفاعل مقابل تركيز المادة المتفاعلة

5- نحدد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة المتفاعلة من الرسم مباشرة:

1) الرسم الخطي الثابت يعني سرعة ثابتة لا تتغير ⇦ (رتبة صفرية)

2) الرسم الخطي المتزايد يعني زيادة التركيز زيادة السرعة بنسبة ثابتة ⇦ (رتبة أولى)

تعزيز: انظر الجدول الملخص لتلك الرتب وقارن بينها:

	الرتبة الصفرية	الرتبة الأولى	الرتبة الثانية
التركيز مقابل الزمن			
السرعة مقابل التركيز			
مضاعفة السرعة مقابل مضاعفة التركيز	[A], *M* Rate, M/s 1 1 2 1 3 1	[A], *M* Rate, M/s 1 1 2 2 3 3	[A], *M* Rate, M/s 1 1 2 4 3 9
وحدة ثابت السرعة	M/s	1/s	$M^{-1}\cdot s^{-1}$

الرسم البياني للرتبة الصفرية

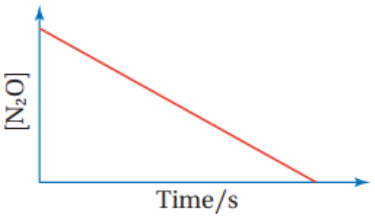
تركيز المادة المتفاعلة المرفوعة للأس صفر ستكون قيمته (1)، وهذا يعني أن تغير تركيز المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل

مثال ص26: عند قياس سرعة تحلل أحادي أكسيد ثنائي النيتروجين وفق المعادلة:

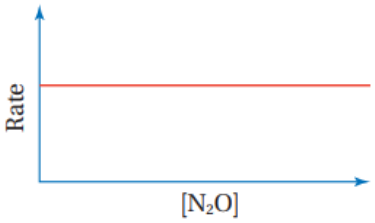
$$2N_2O \xrightarrow{\Delta Pt} 2N_2 + O_2$$

وُجد بالتجربة العملية أن:-

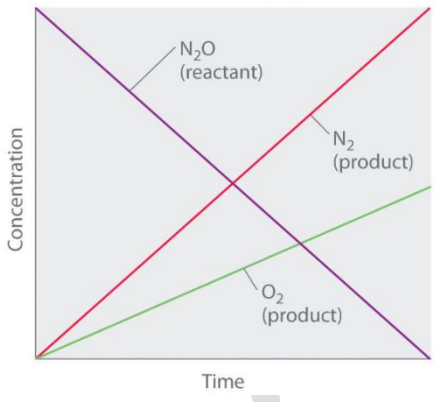
- سرعة التفاعل لا تعتمد ولا تتأثر بتركيز N_2O الموجود بداية التفاعل
- تركيز المادة المتفاعلة يتناقص بمقدار ثابت بمرور الزمن
- العلاقة بين التركيز والزمن علاقة خط مستقيم متناقص ميله مقدار ثابت $G = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$
- فتكون العلاقة عبارة عن خط مستقيم بين سرعة التفاعل R والتركيز
- تعزيز: وبما أن الميل مقدار ثابت لهذا التفاعل فالسرعة ثابتة، الابتدائية = النهائية أي أن تركيز هذه المادة لن يؤثر على سرعة التفاعل، ولو أردنا تسريع التفاعل فإننا نستخدم طرق أخرى مثل العوامل المساعدة أو درجة الحرارة
- تعزيز: الميل هو سرعة استهلاك N_2O وحتى نحسب R فإننا نجعلها بدلالة مول واحد حسب العلاقة التي تعلمناها سابقًا، ولو نظرنا إلى منحنيات السرعة الخاصة بمواد ذلك التفاعل سنجدها كلها خطية أي أن التركيز يتغير بمقدار ثابت بمرور الزمن



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



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



$$R = -\frac{1}{2}\frac{\Delta[N_2O]}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta[N_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

نرسم R مقابل تركيز N_2O وسنجده خطًا ثابتًا وهذا دليل على الرتبة الصفرية

$$R = k[N_2O]^0 \quad \Rightarrow R = k$$

الرسم البياني للرتبة الأولى

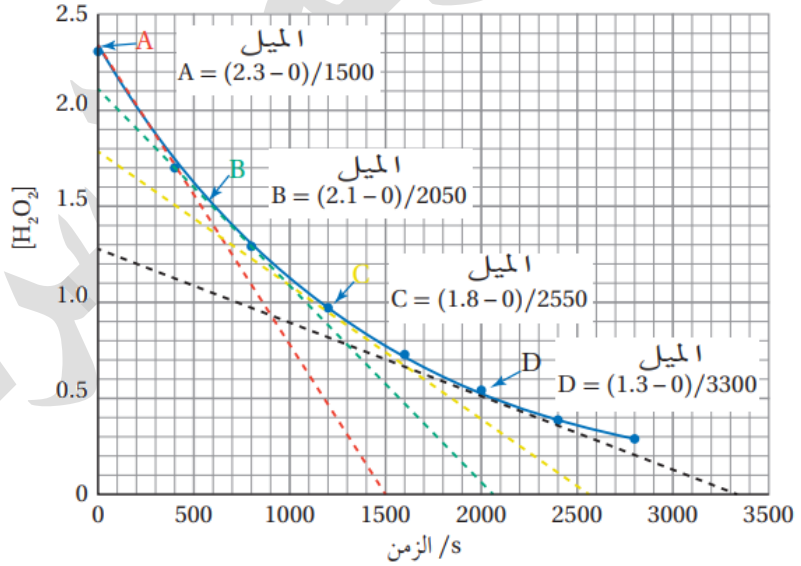
- تركيز المادة المتفاعلة المرفوعة للأس (1) ستكون سرعة التفاعل تتناسب طرديًّا مع تركيز المادة المتفاعلة، فالتغير في تركيز المادة يؤدي إلى التغير نفسه في سرعة التفاعل
- نقصان تركيز المادة إلى النصف يؤدي إلى نقصان سرعة التفاعل إلى النصف، ومضاعفة تركيزها يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل بالمقدار نفسه

مثال ص26: عند قياس سرعة تحلل فوق أكسيد الهيدروجين وفق المعادلة:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{\Delta} 2H_2O + O_2$$

وُجد بالتجربة العملية أن:-

- أن مضاعفة تركيز H_2O_2 يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل
- وأن تركيز المادة المتفاعلة H_2O_2 يتناقص بمقدار غير ثابت بمرور الزمن (منحنى)



- العلاقة بين التركيز والزمن على شكل منحنى: وهذا مؤشر عام لتفاعل الرتبة الأولى كافة
- نرسم مماسات من خلال النقاط (A , B, C , D) لحساب سرعة استهلاك تلك المادة عند نقاط زمنية محددة، سرعة لحظية $G = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$، ثم نحسب سرعة التفاعل من خلال العلاقة التي تعلمناها سابقًا أي نقسم سرعة المادة على معاملها فنحصل على سرعة التفاعل التي هي بدلالة مول واحد:

$$R = -\frac{1}{2}\frac{\Delta[H_2O_2]}{\Delta t}$$

- لكن الكتاب حسبها بدون علاقة المعامل، يعني اعتبر سرعة الاستهلاك نفس سرعة التفاعل R التي في قانون سرعة التفاعل، فالتزم معلومات الكتاب:

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

ملاحظة: القيم في الجدول خاصة بسرعة استهلاك المادة المتفاعلة وقد اعتبرها الكتاب سرعة التفاعل، فلعل السبب بيان الفكرة فقط من خلال الرسم البياني، ففي كلا الحالتين ستكون علاقة السرعة مع التركيز خطية لأن المادة أحادية الرتبة

- نرسم العلاقة بين سرعة التفاعل R وتركيز المادة المتفاعلة H_2O_2

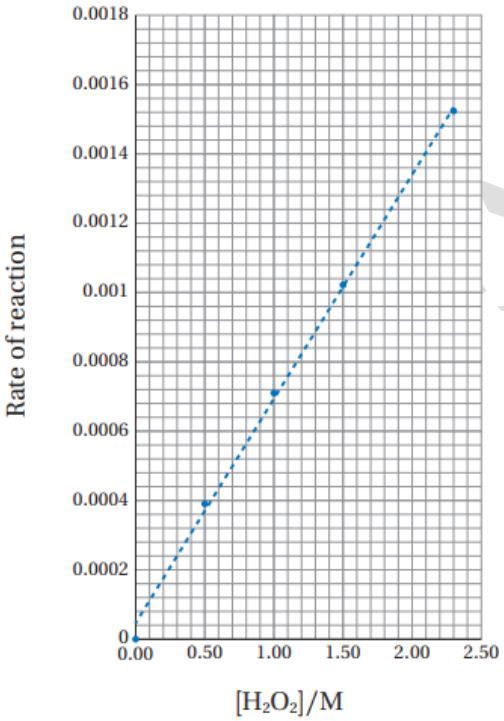
الجدول (2): قِيَم سرعة التفاعل عند تراكيز محددة من H_2O_2.

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

- نلاحظ من الرسم البياني أن العلاقة هي خط مستقيم متزايد، وهذا النمط ينطبق على تفاعلات الرتبة الأولى كافة

- لذلك يعد التفاعل من الرتبة الأولى بالنسبة إلى المادة H_2O_2

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



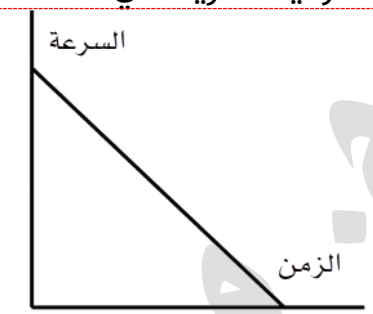
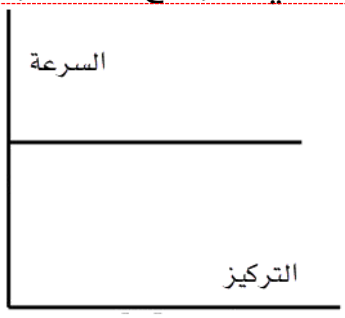
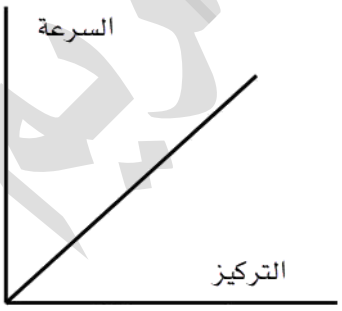
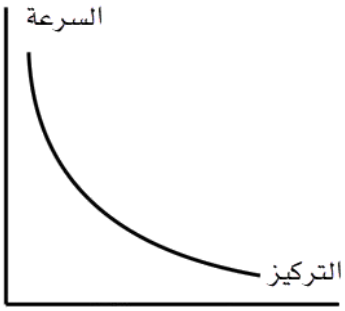
أفكر ص26: أستنتج وحدة ثابت السرعة **k** للتفاعل من الرتبة الصفرية

نفس وحدة سرعة التفاعل = M/s

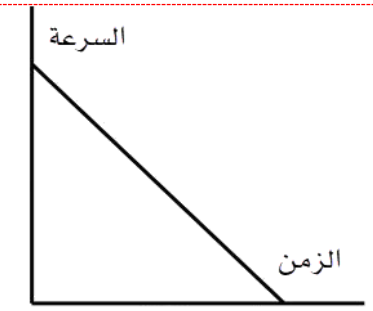
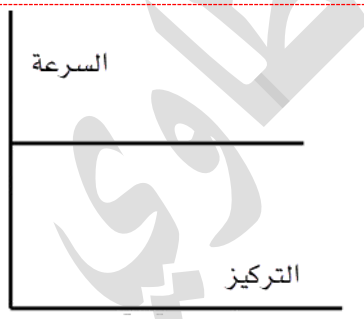
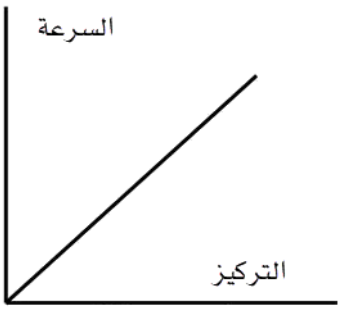
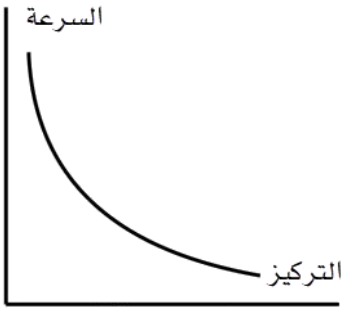
ورقة عمل (4): قانون سرعة التفاعل -2- "الرتبة من الرسم البياني"

تدريب (1): في تفاعل تفكك الأمونيا عند درجة حرارة عالية تم قياس تراكيز الأمونيا بمرور الزمن وبعدها تم رسم العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيزه: $2NH_3 \rightarrow N_2 + 3H_2$

فكانت رتبة الأمونيا صفرية في هذا التفاعل، فإن الرسم البياني الموضح لذلك هو:

-1		-2	
-3		-4	

تدريب (2): الرسم البياني الدال على الرتبة الأحادية للمادة المتفاعلة A في التفاعل الافتراضي $A + 2B \rightarrow C + D$

-1		-2	
-3		-4	

تحديد رتبة التفاعل بطريقة السرعة الابتدائية

تستعمل هذه الطريقة في تحديد رتبة التفاعل عن طريق مقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد المتفاعلة

من خلال المثال ص28: $aA + bB \rightarrow nC$

قانون سرعة التفاعل العام: $R = k[A]^x[B]^y$

كيف نحدد رتب المواد المتفاعلة A, B بطريقة السرعة الابتدائية؟

1- القيام بعدة تجارب عند درجة حرارة ثابتة، مثلاً: ثلاث تجارب بتراكيز ابتدائية مختلفة لكل من المواد المتفاعلة

2- تقاس سرعة التفاعل الابتدائية (ميل المماس لمنحنى التركيز-الزمن) في اللحظة التي تُخلط فيها المواد المتفاعلة A, B ذات التراكيز المعلومة (زمن صفر)، ونسجل تلك البيانات في جدول مع التراكيز الابتدائية لتلك المواد المتفاعلة

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	$4\times10-4$

3- لتحديد رتبة A، نقارن بين تركيز A وسرعة التفاعل في تجربتين يكون فيهما تركيز B ثابتًا حتى نتأكد من تأثير تركيز A لوحده على سرعة التفاعل

4- نختار التجربتين (1، 2) حيث تركيز B ثابت

5- هناك طريقتين:

1- الطريقة الطويلة: قسمة التجربتين على بعضهما ونقسم الأكبر على الأصغر لتسهيل الحساب، من خلال قانون سرعة التفاعل، نحذف الثوابت مثل k فهو لا يتغير إلا لو تغيرت درجة الحرارة ونحذف $[B]^y$ لأن تركيزها ثابت في التجربتين،

ملاحظة: نضطر لاستخدام هذه الطريقة الطويلة دائمًا عندما لا نحصل على تراكيز ثابتة للمادة الثانية، وسترى ذلك في الأمثلة

$$\frac{Exp2}{Exp1}: \quad \frac{R_2 = k[A]^x{}_2[B]^y{}_2}{R_1 = k[A]^x{}_1[B]^y{}_2}$$

$$\frac{Exp2}{Exp1}: \quad \frac{2\times10^{-4} = (2\times10^{-1})^x}{1\times10^{-4} = (1\times10^{-1})^x}$$

$$2 = (2)^x \quad \Rightarrow x = 1$$

2- الطريقة السريعة: ننظر إلى القيم في التجربتين المختارتين مع توحيد الأسس العشرية لاختصارها مباشرة فنقول: تضاعف تركيز A مرتين وتضاعفت سرعة التفاعل بنفس المقدار مرتين إذًا رتبة A تساوي 1 أي أن التفاعل أحادي الرتبة بالنسبة لـ A أو تضاعف التركيز مرتين والسرعة أربعة مرات وبالتالي الرتبة هي 2

6- نحدد رتبة B بنفس الطريقة إما الطويلة أو السريعة، نختار التجربتين (1، 3) لأن تركيز A فيهما ثابت

7- تركيز B تضاعف مرتين والسرعة تضاعفت أربع مرات، إذًا رتبة B هي 2 أي أن التفاعل ثنائي الرتبة بالنسبة لـ B

8- رتبة التفاعل الكلية = 3

9- قانون سرعة هذا التفاعل هو: $R = k[A]^1[B]^2$

تذكر هذه التريكات في بداية الحل:

1- توحيد الأسس العشرية

2- تحديد تجربتين لهما نفس السرعة الابتدائية ثم النظر إلى تراكيز المواد المتفاعلة، المواد الثابتة نتركها على ناحية أما المادة التي لها تراكيز مختلفة فهذا معناه أنها غير مؤثرة على سرعة التفاعل مهما تغير تركيزها لذا رتبتها صفرية [تم تطبيقه في سؤال 4 في مراجعة الدرس]

3- كتابة قانون سرعة التفاعل العام من البداية وتطبيق الحسابات عليه

مثال (11) ص29: يتفاعل ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 مع حمض الهيدروكلوريك HCl وفق معادلة التفاعل الآتية: $NO_2 + 2HCl \rightarrow NO + Cl_2 + 2H_2O$ أجريت 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}

نطبق تريكات الحل السريع: توحيد الأسس العشرية وكتابة القانون العام، أما إيجاد الرتبة 0 فإن التجربتين (2، 3) نفس قيم السرعة لكن كل التراكيز متغيرة فلن تنفع هذه التريك

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

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة NO_2

من التجربتين (1، 2) تراكيز HCl ثابتة فنقارن تأثير تركيز NO_2 على السرعة، نقسم التجربة (2) على التجربة (1) أو نستخدم المقارنة السريعة:

$$\frac{Exp2}{Exp1}: \frac{2.8\times10^{-3} = (6\times10^{-1})^x}{1.4\times10^{-3} = (3\times10^{-1})^x}$$

$$\frac{28}{14} = (\frac{6}{3})^x \quad \Rightarrow 2 = (2)^x \Rightarrow x = 1$$

3- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة HCl

من التجربتين (1، 3) تراكيز NO_2 ثابتة فنقارن تأثير تركيز HCl على السرعة، نقسم التجربة (3) على التجربة (1) أو نستخدم المقارنة السريعة:

$$\frac{Exp3}{Exp1}: \frac{2.8\times10^{-3} = (6\times10^{-1})^y}{1.4\times10^{-3} = (3\times10^{-1})^y}$$

$$\frac{28}{14} = (\frac{6}{3})^y \quad \Rightarrow 2 = (2)^y \Rightarrow y = 1$$

4- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل

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

5- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وأحدد وحدته

نختار أي تجربة لأن قيمة k نفسها في كل تجربة وأسهل تجربة للاختيار هي الأولى لأنها الأبسط في القيم غالبًا، نعوض التراكيز والسرعة ونجعل موضوع القانون

$$k = \frac{R}{[NO_2]^1[HCl]^1} = \frac{1.4\times10^{-3}}{(3\times10^{-1})(3\times10^{-1})} = \frac{14\times10^{-4}}{9\times10^{-2}} = 1.56\times10^{-2}\ M^{-1}.s^{-1}$$

أو نكتب الوحدة هكذا $1.56\times10^{-2}\ /M.s$

مثال (12) ص30: يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين NO مع غاز الأكسجين O_2 وفق معادلة التفاعل الآتية: $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ وبقياس سرعة التفاعل الابتدائية 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}

نطبق تريكات الحل السريع: توحيد الأسس العشرية، وتجارب بنفس قيم السرعة

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}	28×10^{-2}
3	1×10^{-1}	4×10^{-1}	14×10^{-2}

قانون سرعة التفاعل العام: $R = k[NO]^x[O_2]^y$

أستعين بنتائج هذه التجارب في تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لكل من أحادي أكسيد النيتروجين والأكسجين

رتبة المادة المتفاعلة NO

من التجربتين (1، 2) تراكيز O_2 ثابتة فنقارن تأثير تركيز NO على السرعة، نقسم التجربة (2) على التجربة (1) أو نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[NO]^x$ و R

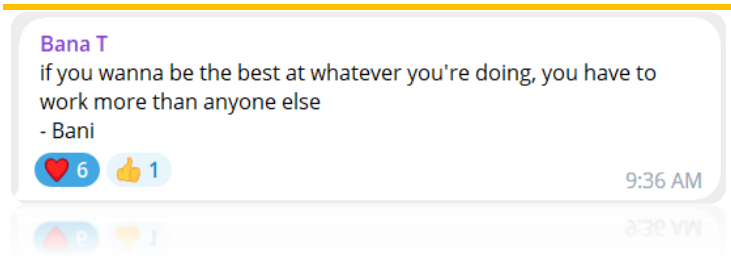
$$\frac{28}{7} = (\frac{2}{1})^x \quad \Rightarrow 4 = (2)^x \Rightarrow x = 2$$

رتبة المادة المتفاعلة O_2

من التجربتين (1، 3) تراكيز NO ثابتة فنقارن تأثير تركيز O_2 على السرعة، نقسم التجربة (3) على التجربة (1) أو نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[O_2]^y$ و R

$$\frac{14}{7} = (\frac{4}{2})^y \quad \Rightarrow 2 = (2)^y \Rightarrow y = 1$$

قانون السرعة لهذا التفاعل $R = k[O_2]^1[NO]^2$



مثال (13) ص31: جرى قياس السرعة الابتدائية لثلاثة تجارب عند تراكيز ابتدائية مختلفة من تفاعل كلوروإيثان CH_3CH_2Cl مع هيدروكسيد الصوديوم NaOH وفق معادلة التفاعل الآتية: $CH_3CH_2Cl + NaOH \rightarrow CH_3CH_2OH + NaCl$

وسجلت النتائج، فكانت كما يظهر 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 CH_3CH_2Cl و NaOH وأكتب قانون سرعة هذا التفاعل

نطبق تريكات الحل السريع: توحيد الأسس العشرية، والتجارب التي لها نفس السرعة

رقم التجربة	$[CH_3CH_2Cl]$ M	[NaOH] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	2×10^{-2}	25×10^{-3}	10×10^{-2}
2	3×10^{-2}	25×10^{-3}	15×10^{-2}
3	3×10^{-2}	50×10^{-3}	30×10^{-2}

قانون سرعة التفاعل العام: $R = k[CH_3CH_2Cl]^x[NaOH]^y$

رتبة المادة المتفاعلة CH_3CH_2Cl

من التجربتين (1، 2) نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[CH_3CH_2Cl]^x$ و R

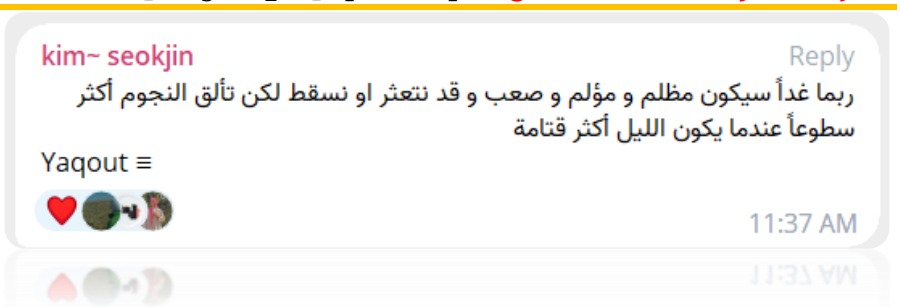
$$\frac{15}{10} = (\frac{3}{2})^x \quad \Rightarrow \frac{3}{2} = (\frac{3}{2})^x \Rightarrow x = 1$$

رتبة المادة المتفاعلة NaOH

من التجربتين (2، 3) نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[NaOH]^y$ و R

$$\frac{30}{15} = (\frac{50}{25})^y \quad \Rightarrow 2 = (2)^y \Rightarrow y = 1$$

قانون السرعة لهذا التفاعل $R = k[CH_3CH_2Cl]^1[NaOH]^1$



مثال (14) ص32: في معادلة التفاعل الافتراضي: نواتج $A + B \rightarrow$

سجلت 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}

قانون سرعة التفاعل العام: $R = k[A]^x[B]^y$

1- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة A

من التجربتين (1، 2) نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[A]^x$ و R

$$\frac{2}{1} = (\frac{4}{2})^x \quad \Rightarrow 2 = (2)^x \Rightarrow x = 1$$

رتبة المادة A تساوي 1

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة B

لا توجد تجربتين فيهما تراكيز ثابتة للمادة A ولذا سنضطر للطريقة الطويلة ونعوض تراكيز المادة A مع رتبتها التي عرفناها من الخطوة 1 ونختار تجربتين تراكيز B فيها مختلفة

$$\frac{Exp3}{Exp1}: \frac{3 = (6)^1(2)^y}{1 = (2)^1(1)^y}$$

$$3 = (3)^1(2)^y \quad \Rightarrow 1 = (2)^y \Rightarrow y = 0$$

رتبة المادة B تساوي 0؛ فأي عدد نرفعه للأس 0 فإن قيمته تساوي 1

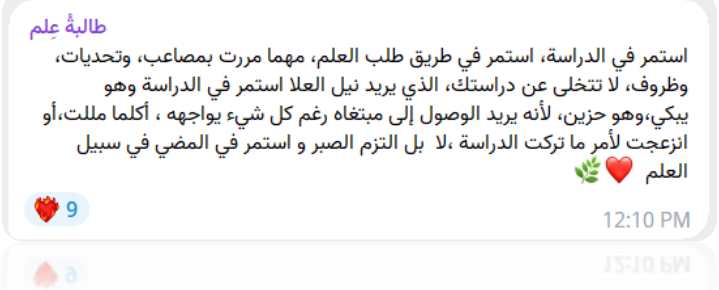
3- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل

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

الرتبة الكلية للتفاعلة تساوي 1

4- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وأحدد وحدته

$$k = \frac{R}{[A]^1} = \frac{1 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-1}} = 5 \times 10^{-3} s^{-1}$$



تدريبات محلولة وكيماشيك

تعزيز خارجي بخصوص نمط أسئلة على الجداول عوضًا عن السرعة الابتدائية تتوفر سرعة استهلاك مادة متفاعلة أو سرعة إنتاج مادة ناتجة مع معادلة كيميائية وقد تكون المعاملات غير الواحد وهذا النمط "غير مطلوب في منهاجنا لأنه لم يتوفر في الكتاب لا الأمثلة ولا أسئلة المراجعة" لكن أنبه عليها طلابي للاحتياط فهي متوفرة في دورات الوزارة وقد تمر عليك فحتى تعرف طريقة الحل:

1- لإيجاد الرتب أو ثابت سرعة التفاعل: اعتمد سرعة الاستهلاك أو الإنتاج للمادة التي في الجدول بغض النظر عن مولاتها في المعادلة وكأنها نفس R المستخدمة في قانون سرعة التفاعل، هذا المعتمد في أجوبة الوزارة النموذجية وليس المعتمد في كتب الكيمياء العامة

2- لإيجاد سرعة إنتاج مادة أخرى في التفاعل بالنسبة لسرعة تلك في الجدول، وقتها نعود إلى المعادلة الكيميائية الموزونة ونطبق العلاقة الرياضية التي تعلمناها في الدرس الأول، انظر المثال التالي لتفهم تلك الحكاية!

تدريب (1) وزارة 2016 شتوية: اعتمادًا على البيانات الواردة في الجدول الآتي للتفاعل الافتراضي أجب عما يأتي: $2A + B \rightarrow 3C$

رقم التجربة	[A]	[B]	سرعة استهلاك A M/s
1	0.1	0.1	2×10^{-2}
2	0.2	0.2	4×10^{-2}
3	0.2	0.4	8×10^{-2}

1- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B؟ الرتبة الأولى

2- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A؟ الرتبة الصفرية

3- ما قيمة ثابت السرعة k؟ تجربة (1): $k = \frac{R}{[B]^1} = \frac{2\times10^{-2}}{0.1} = 0.2\ s^{-1}$

4- ما سرعة انتاج المادة C في التجربة رقم 3؟

$$\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{3}{2} \times 8 \times 10^{-2} = 12 \times 10^{-2} M/s$$

ورقة عمل (5): قانون سرعة التفاعل -3- "حسابات الجداول"

تدريب (1) General Chemistry "Jasperse": اعتمادًا على البيانات الواردة في الجدول الآتي للتفاعل الآتي أجب عما يأتي: $2NO + Cl_2 \rightarrow 2NOCl$

رقم التجربة	[NO] M	$[Cl_2]$ M	السرعة الابتدائية M/s
1	0.030	0.01	3.4×10^{-4}
2	0.015	0.01	8.5×10^{-5}
3	0.015	0.04	3.4×10^{-4}

1- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NO؟

2- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة Cl_2؟

3- اكتب قانون سرعة التفاعل

4- ما قيمة ثابت السرعة k وحدد وحدته؟

تدريب (2) ورقة عمل في دليل المعلم 2017: يوضح التفاعل الآتي السرعة الابتدائية لتراكيز مختلفة من المواد المتفاعلة في تجارب عدة عند درجة حرارة معينة:

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$$

رقم التجربة	[NO] M	$[O_2]$ M	السرعة الابتدائية M/s
1	20	10	28
2	20	20	57
3	20	40	114
4	40	20	228

1- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NO؟

2- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة O_2؟

3- اكتب قانون سرعة التفاعل وحدد الرتبة الكلية لهذا التفاعل

تدريب (3) منهاج 2017: في التفاعل الافتراضي الآتي: نواتج $\rightarrow 2A + B + C$

تم الحصول على البيانات الآتية عمليًّا من خلال التجربة:

رقم التجربة	[A] M	[B] M	[C] M	السرعة الابتدائية M/s
1	0.1	0.1	0.2	0.02
2	0.2	0.1	0.3	0.09
3	0.2	0.2	0.4	0.16
4	0.2	0.3	0.4	0.16

1- اكتب قانون سرعة التفاعل

2- احسب تركيز عندما تكون السرعة الابتدائية تساوي 0.01 M/s و تركيز كل من A و B يساوي 0.05 M

تدريب (4) منهاج 2017: ادرس الجدول ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

رقم التفاعل	معادلة التفاعل	قانون السرعة	المعلومات
1	$A + B + C \rightarrow$ نواتج	$R = k[A]^1[B]^2$	
2	$R + M \rightarrow$ نواتج		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	$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$	$R = k[N_2O_5]^1$	
4	$CH_3CHO \rightarrow CH_4 + CO$		$k = 2.5 \times 10^{-4} M^{-1}.s^{-1}$

1- ماذا يحدث لسرعة التفاعل رقم (1) إذا تضاعف [C] ثلاث مرات مع ثبوت العوامل الأخرى؟

2- اكتب قانون سرعة التفاعل رقم (2) علمًا بأن الرتبة الكلية للتفاعل 2

3- حدد العلاقة بين سرعة استهلاك N_2O_5 وسرعة إنتاج NO_2 في التفاعل رقم (3) بدلالة التغير في التركيز والزمن

4- احسب سرعة التفاعل رقم (4) عندما يكون $[CH_3CHO] = 0.2\ M$ مع ثبوت العوامل الأخرى

مراجعة الدرس الثاني: قوانين سرعة التفاعلات

السؤال الأول: أوضح كيفية التوصل إلى رتبة مادة متفاعلة من الرسم البياني

1) الرسم البياني لعلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة مقابل زمن التفاعل
2) ميل المماس عند أي نقطة زمنية يساوي سرعة التفاعل عند تلك النقطة
3) الرسم البياني لعلاقة بين سرعة التفاعل مقابل تركيز المادة المتفاعلة
4) من الرسم نحدد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة، فإن كان خطي ثابت فالرتبة صفر وإن كان خطي متزايد فهي رتبة أولى

السؤال الثاني: أوضح المقصود بالرتبة الكلية للتفاعل

مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل

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 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

نضبط القيم لتسريع الحسابات

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الإبتدائية $M.s^{-1}$
1	250×10^{-4}	25×10^{-3}	10×10^{-2}
2	375×10^{-4}	25×10^{-3}	15×10^{-2}
3	375×10^{-4}	50×10^{-3}	60×10^{-2}

قانون سرعة التفاعل العام: $R = k[A]^x[B]^y$

1- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة A

من التجربتين (1، 2) نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[A]^x$ و R

$$\frac{15}{10} = (\frac{375}{250})^x \quad \Rightarrow \frac{3}{2} = (\frac{3}{2})^x \Rightarrow x = 1$$

رتبة المادة A تساوي 1

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة B

من التجربتين (2، 3) نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[B]^y$ و R

$$\frac{60}{15} = (\frac{50}{25})^y \quad \Rightarrow 4 = (2)^y \Rightarrow y = 2$$

رتبة المادة B تساوي 2

3- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل

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

الرتبة الكلية للتفاعلة تساوي 3

4- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وأحدد وحدته

من التجربة الأولى:-

$$k = \frac{R}{[A]^1[B]^2} = \frac{10 \times 10^{-2}}{25 \times 10^{-3} \times (25 \times 10^{-3})^2} = \frac{100000 \times 10^{-6}}{15625 \times 10^{-9}} = 6.4 \times 10^3 / M^2.s$$

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

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

تركيزهما متساو $1 \times 10^{-2} M$

$$R = k[A]^1[B]^2 = 6.4 \times 10^3 \times (1 \times 10^{-2})^3 = 6.4 \times 10^{-3} M.s^{-1}$$

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

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}

تريكات الحل السريع: نضبط القيم أولاً بتوحيد الأسس العشرية، ننظر إلى سرعات متساوية ونحدد مادة رتبتها صفر فنلغيها من الجدول

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	13.2×10^{-6}
5	0.1	0.1	X	8.8×10^{-6}

من هذا التحديد السريع عرفنا أن المادة E رتبتها صفر لأنها تغيرت ولم تتغير سرعة التفاعل

قانون سرعة التفاعل العام: $R = k[T]^x[E]^y[D]^z$

1- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة T

E كأنها غير موجودة في الجدول لأن رتبتها صفر، لذا نبحث عن تجربتين فيهما D ثابتة

التجربتان (1، 2) نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[T]^x$ و R

$$\frac{88}{44} = (\frac{4}{2})^x \quad \Rightarrow 2 = (2)^x \Rightarrow x = 1$$

رتبة المادة T تساوي 1

2- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة E

رتبة المادة E تساوي صفر

3- أستنتج رتبة المادة المتفاعلة D

E كأنها غير موجودة في الجدول لأن رتبتها صفر، لذا نبحث عن تجربتين فيهما T ثابتة

التجربتان (3، 4) نستخدم المقارنة السريعة من خلال $[D]^z$ و R

$$\frac{132}{44} = (\frac{3}{1})^z \quad \Rightarrow 3 = (3)^z \Rightarrow z = 1$$

رتبة المادة D تساوي 1

4- أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل

$$R = k[T]^1[D]^1$$

الرتبة الكلية للتفاعلة تساوي 2

5- أحسب تركيز المادة D في التجربة الأخيرة

بما أننا عرفنا الرتب فهناك طريقتان للحساب: إما نقسم تجربتين على بعضهما، أو نستخرج k ثم نحسب X في تجربة 5

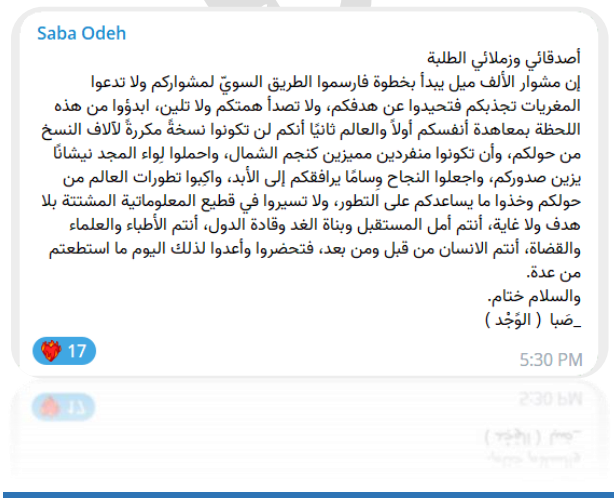
والأسرع هو قسمة تجربتين أعدادهما سهلة للحساب، فنختار (5، 2)

$$\frac{Exp5}{Exp1}: \quad \frac{8.8 \times 10^{-6}}{8.8 \times 10^{-6}} = \frac{k(0.1)(X)}{k(0.4)(0.1)}$$

$$0.4 = X$$

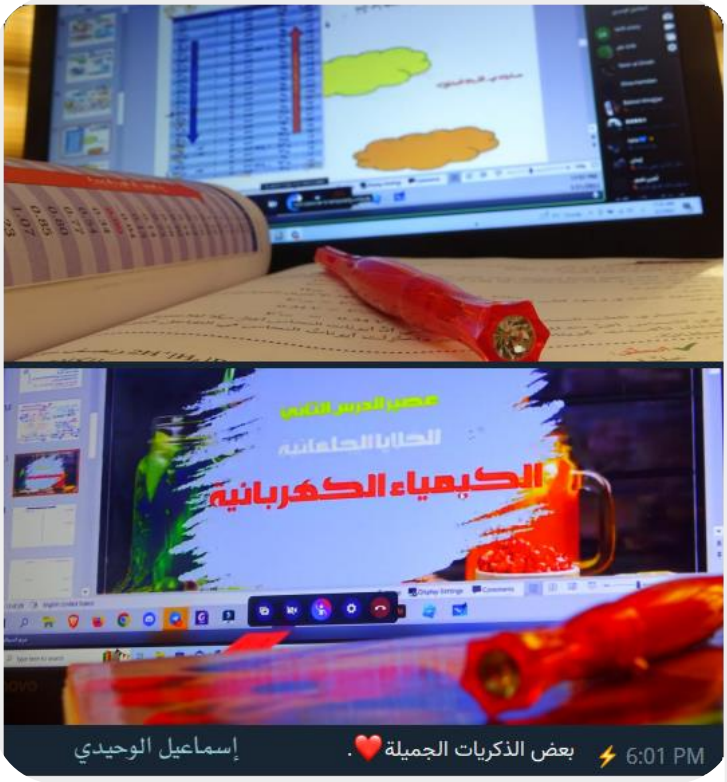
تركيز المادة في التجربة رقم 5 يساوي 0.4M

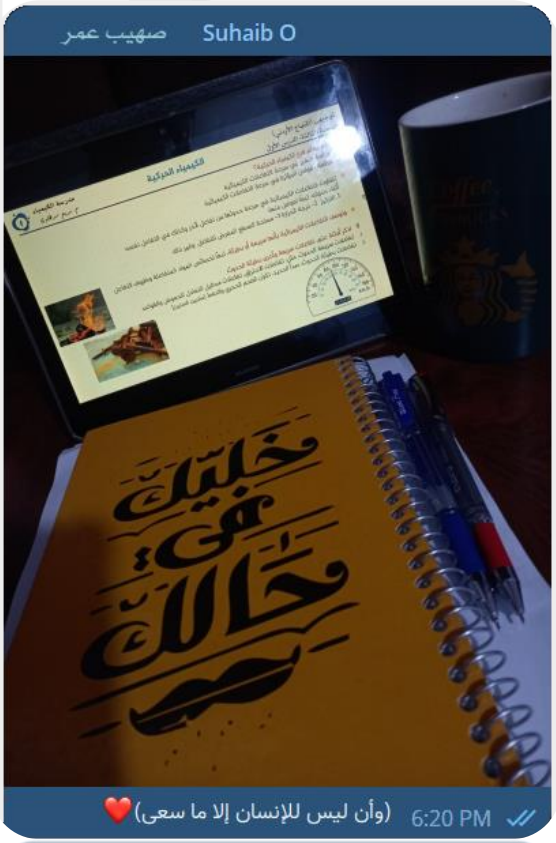
تنبيه: دائمًا التجربة التي فيها مجهول نتركها إلى حين حساب الرتب

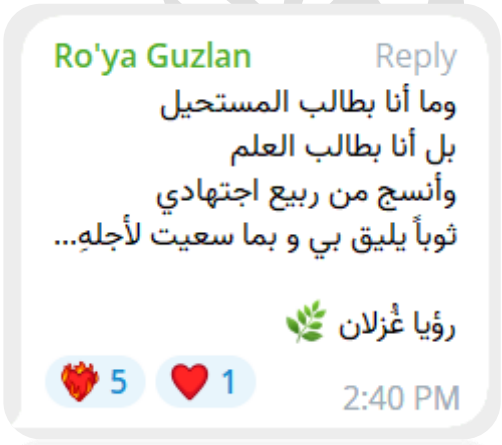


إلى الدرس الثالث وهمة جديدة .....

إن تأخرت بسعيٍ نحو مجدٍ ..
قد ينالُ المجدَ بالسعي سواكَ ..





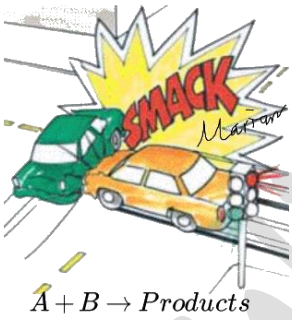


الدرس الثالث: نظرية التصادم Collision Theory والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

تعريفات الدرس الثالث:

- نظرية التصادم: يجب اصطدام جسيمات المواد المتفاعلة بعضها ببعض، وامتلاكها طاقة تصادم كافية لتكسير الروابط بينها وتكوين روابط جديدة
- التصادم الفعال: التصادم الذي يمتلك طاقة كافية ويكون بالاتجاه الصحيح "المناسب" فيؤدي إلى حدوث التفاعل وتكوين النواتج
- المعقّد المنشَّط: حالة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات، تمتلك أعلى طاقة، ويحدث فيها تكسير الروابط وتكوينها، وقد يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة
- طاقة التنشيط: الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي تمتلكها الجسيمات المتفاعلة لتكسير الروابط بين الذرات؛ كي تبدأ التفاعل وتكوّن روابط جديدة
- العامل المساعد (الحفاز) Catalyst: مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك أثناء التفاعل

نظرية التصادم – اتجاه التصادم – المعقد المنشط



$A + B \rightarrow Products$

ما المقصود بنظرية التصادم؟

هي نظرية تفترض أنه لحدوث تفاعل كيميائي: يجب تصادم جسيمات المواد المتفاعلة بعضها ببعض سواء كانت ذرات أو أيونات أو جزيئات، وامتلاكها طاقة تصادم كافية لتكسير الروابط بينها وتكوين روابط جديدة، وأن يكون اتجاه التصادم صحيحًا

من واضع نظرية التصادم؟ وسبب ذلك وماذا أفادت؟

وُضعت النظرية من قبل العالمين ماكس تراوتز ووليام لويس

والسبب: لتفسير حدوث التفاعلات الكيميائية وتفاوت سرعاتها

فائدة النظرية: قدمت النظرية اقتراحات حول كيفية تغيير سرعة التفاعل الكيميائي

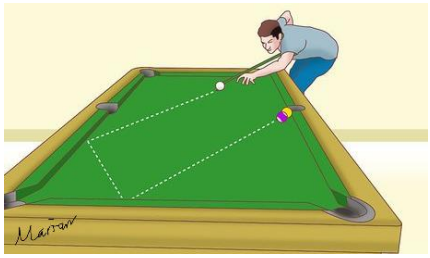
ما هي فرضيات تلك النظرية لحدوث التفاعل الكيميائي؟

1- حدوث تصادم بين جسيمات المواد المتفاعلة

2- أن يكون التصادم فعّالاً، وشرطي حدوث التصادم الفعال:

أ- امتلاك جسيمات المواد المتفاعلة الحد الأدنى من الطاقة لتكسير وتكوين روابط

ب-التصادم في الاتجاه الصحيح "المناسب"



تعزيز: تخيل كرات البولياردو على الطاولة:

كانت ضربتك ضعيفة لكنها صحيحة حيث تصادمت الكرة البيضاء مع الهدف "الوردية" فلن تسقط الكرة المطلوبة "الصفراء" في الجيب

كانت ضربتك قوية وكافية حتى اتجهت الكرة البيضاء نحو "الوردية" لكن زاوية الضربة خاطئة، وقتها تتجه الوردية باتجاه آخر ولن تدفع "الصفراء" نحو الجيب

يلزم نفس الشيء لحدوث التفاعل الكيميائي: لا بد من طاقة كافية "تُسمى طاقة التنشيط" للتصادم بين المواد المتفاعلة وفي نفس الوقت اتجاه تصادم صحيح.

طاقة التنشيط ندرس تفاصيلها في الحصة الثانية إن شاء الله

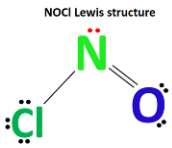
أفكر ص35: هل يمكن حدوث تفاعل إذا امتلكت الجسيمات الطاقة الكافية وكان اتجاه تصادمها غير صحيح؟

إذا لم يتوفر شرطي حدوث التفاعل "التصادم الفعال": الاتجاه الصحيح والطاقة الكافية، فإنه لا يحدث تفاعل حتى ولو توفر أحد الشرطين

اتجاه التصادم الصحيح:

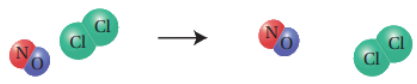
مثال ص34: تتفاعل جزيئات أحادي أكسيد النيتروجين مع جزيئات الكلور وفق المعادلة الآتية: $NO + Cl_2 \rightarrow NOCl + Cl$

ليس كل تصادم يؤدي إلى تكوين نواتج، بل عندما يكون اتجاه تصادم الجسيمات صحيحًا



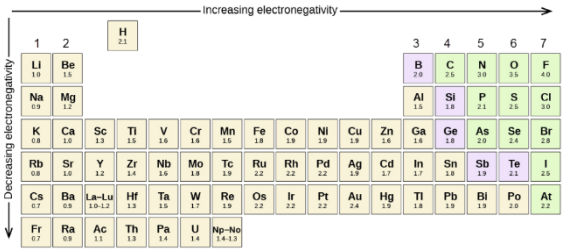
(a) اتجاه التصادم صحيح "مناسب" تعزيز: اصطدمت ذرة الكلور في جزيء Cl_2 بذرة النيتروجين N في جزيء NO حيث N الذرة المركزية في المركب NOCl لأن N الأكثر تكوينًا للروابط في هذا المركب بخلاف الأكسجين والكلور وبالتالي انكسرت الرابطة بين ذرتي Cl_2 وتكونت رابطة جديدة بين الكلور والنيتروجين

(b) اتجاه التصادم غير صحيح "غير مناسب" تعزيز: اصطدمت ذرة الكلور في جزيء Cl_2 بذرة الأكسجين في جزيء NO فلن يتكون المركب NOCl لأن الرابطة تتكون بين النيتروجين والكلور



ونميز ذلك من خلال النظر إلى النواتج، لم يتغير ترتيب الذرات وبالتالي لم يحدث تصادم فعال

هذا المثال ورد في دورة وزارة 2011 شتوية، وسوف نحلّه في ملف الأسئلة الوزارية



ضو اللمبة وتعزيز خارجي: تعلمنا في الصف الأول ثانوي: أن الذرة المركزية هي التي تكوّن أكبر عدد من الروابط ونميزها فورًا فلها أقل عدد من الذرات في المركب مثال CH_4 فالكربون هي المركزية حيث هي ذرة واحدة وتكوّن أربع روابط حولها حتى تستقر، إذًا القاعدة المشهورة أن المركزية هي التي لها أقل عدد ذرات أو تكوّن أكثر عدد من الروابط: الكربون (**4** روابط) النيتروجين والفسفور (**3** روابط) الأكسجين والكبريت (**2** رابطة)، الهالوجينات والهيدروجين (**1** رابطة)

وقد تُخالَف القاعدة فمثلا في مركب: $HClO$ الأكسجين هو المركزية لأنه يكون رابطتين بينما في هذا المركب $HClO_2$ ستكون المركزية هي الكلور مخالفةً للقاعدة العامة، لأن الأكسجين أكثر في عدد ذراته، وبالتالي ستصبح الذرة الأقل كهروسالبية هي الذرة المركزية، أما الهيدروجين فيستحيل أن يتمركز

تحدث تصادمات كثيرة بين جسيمات المواد المتفاعلة، لكن عدد التصادمات التي تؤدي إلى تكوين النواتج تكون قليلة مقارنة بعدد التصادمات الكلية ونسمى التصادمات التي أدت إلى تكوين نواتج بالتصادمات الفعّالة

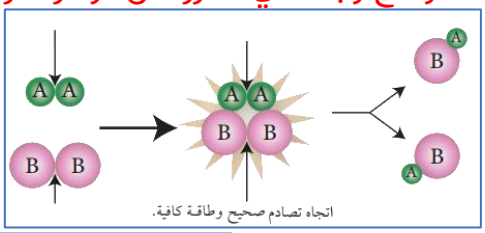
ما المقصود بالتصادم الفعال؟

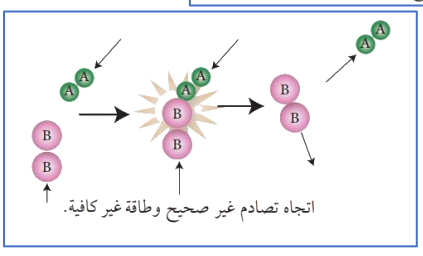
التصادم الذي يمتلك طاقة كافية ويكون بالاتجاه الصحيح "المناسب" فيؤدي إلى حدوث التفاعل وتكوين النواتج

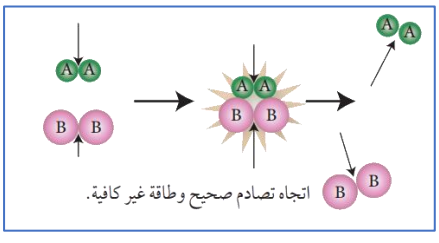
مثال ص35: $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$

لحدوث الناتج AB لا بد من تصادم فعال: (1) اتجاه صحيح لتصادم الجسيمات يعني تصدم B في جزيء B_2 بـ A في جزيء A_2، (2) مع توفر طاقة كافية عند التصادم وإلا ترتد الجسيمات عن بعضها ولا يحدث التفاعل وبالتالي لا تتكون النواتج

انظر الصور لتميز هل تكوّنت نواتج وبالتالي نقرر هل توفر شرطي التصادم الفعّال أم لا





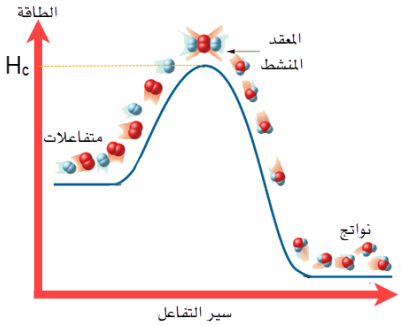


عند حدوث التصادم الفعال تتكون جسيمات تسمى المُعَقَّد المُنَشَّط Activated Complex

ما المقصود بالمعقد المنشط ؟ [وزارة 2019 تكميلي]

حالة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات، تمتلك أعلى طاقة، ويحدث فيها تكسير الروابط وتكوينها، وقد يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة

تلك الطاقة العالية التي يمتلكها المعقد المنشط تُسمى بطاقة المعقد المنشط H_C

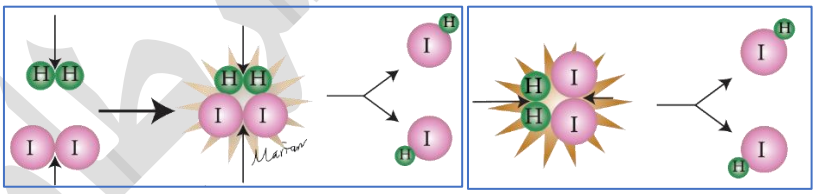


المعقد المنشط حالة غير مستقرة وبالتالي سرعان ما يتفكك مكوّنًا النواتج (التفاعل غير المنعكس) أو المتفاعلة مرة أخرى (في التفاعل المنعكس) سنفهم هذه الجزئية في الحصة القادمة من خلال منحنى طاقة الوضع وسير التفاعل كما في الشكل المجاور

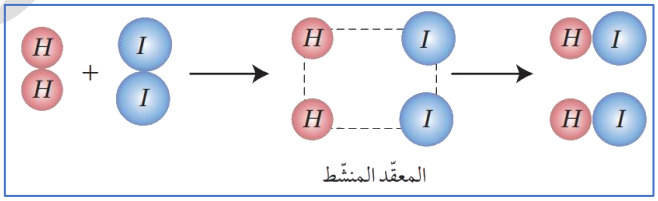
مثال ص35: $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$

حتى نرسم اتجاه التصادم الفعال ثم نرسم المعقد المنشط فلا بد من تصادم كل ذرة هيدروجين مع كل ذرة يود لتكوين يوديد الهيدروجين

رسمة الاتجاه الصحيح للتصادم الفعال سواء كانت بالشكل الأفقي أو العمودي لتصادم الجسيمات:



رسمة أو شكل المعقد المنشط (بناء المعقد المنشط في المناهج القديمة وأيضًا نقول عنه (التصادم الفعال):



حيث نرسم خطوطًا متقطعة للتصادم الفعال، وهي دلالة تكسير روابط المتفاعلات وتكوين روابط النواتج أما الروابط التي لن تنكسر فنتركها كما هي، وستجد مثالاً على ذلك في التدريبات المحلولة والأسئلة الوزارية

هذا المثال وكل تفاعل على نمطه $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$ أنت مُطالب بمعرفة رسمة تصادمه الفعال

تنبيه: يجب أن تفرق في صيغة السؤال: عند طلب رسمة الاتجاه الصحيح للتصادم الفعال سترسم الجسيمات في حالة تصادم صحيح الاتجاه مع الأسهم
وعند طلب رسمة التصادم الفعال أو رسمة المعقد المنشط فلا بد من الخطوط المتقطعة

مثال (15) ص36: أستنتج من الشكل الآتي أي الاحتمالين يعدّ اتجاهًا صحيحًا للتصادم الفعال بين جزيئات أحادي أكسيد النيتروجين وجزيئات الأوزون وفق المعادلة الآتية:

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

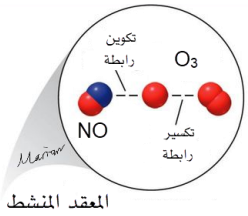
الحل باختصار: النيتروجين في جزيء NO اتحد مع أكسجين فهو ذرة مركزية في NO_2

فرسمة الاتجاه الصحيح للتصادم الفعال

$$ON \rightarrow O - O = O$$

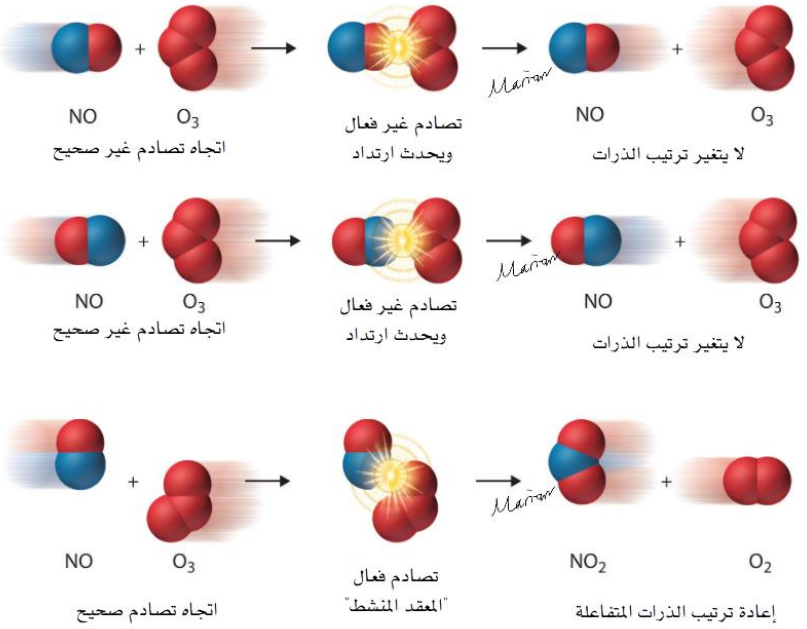
وحتى نرسم التصادم الفعال أو المعقد المنشط

$$ON \ldots . O \ldots . O = O$$



المعقد المنشط

انظر الأشكال الآتية لتميز الاتجاه الصحيح للتصادم الفعال



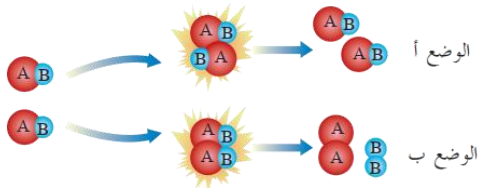
مثال (16) ص36: أرسم المعقد المنشط المتكون عن التفاعل العام الآتي:

$$2AB \rightarrow A_2 + B_2$$

الحل: 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 المعقد المنشط كما يأتي:

تنويه: ورد هذا السؤال في الدورات الوزارية 2018 و2021

كتعزيز: انظر التصادمات المحتملة لنفس مثال **16**، وقرر أيهما كان اتجاه التصادم هو المناسب، وبالتالي هو التصادم الفعال الذي يكوِّن المعقد المنشط



أتحقق ص36:

1- ما الشرطان اللازم توافرهما حتى يكون التصادم فعّالاً؟ [وزارة 2017]

1- اتجاه التصادم الصحيح "المناسب

2- تمتلك الجسيمات المتصادمة أدنى حد من الطاقة، أو نقول طاقة كافية لتكسير الروابط في المتفاعلات وتكوين روابط النواتج، أو نقول تمتلك طاقة تنشيط مناسبة (وسنثبت هذا المصطلح "طاقة التنشيط" في الحصة القادمة)

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

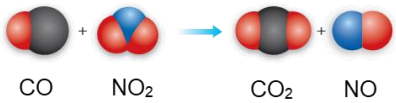
تصادم غير فعال حيث لم يتغير ترتيب الذرات الناتجة عن المتفاعلة

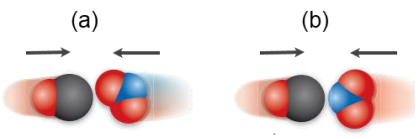
تصادم فعال حيث أدى إلى إعادة ترتيب ذرات المواد المتفاعلة

تدريبات خارجية محلولة + كيماشيك

تدريب (1): من خلال التفاعل الآتي: $CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$

حدد الشكل الذي يكون فيه اتجاه التصادم الفعال مناسبًا لتتكون النواتج





الحل: الشكل (a) لأن الأكسجين في NO_2 تتصادم مع الكربون في CO ليتكون CO_2

ورقة عمل (6): نظرية التصادم – المعقد المنشط

تدريب (1): وفقًا لنظرية التصادم فإنَّ:

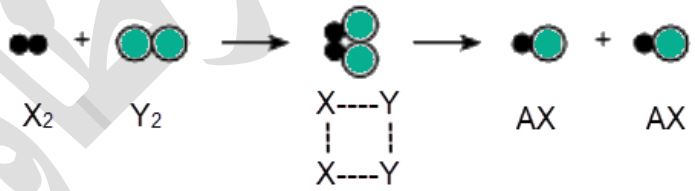
1-	كل التصادمات تملك الطاقة الكافية لحدوث التفاعل
2-	كل التصادمات فعالة
3-	كل التصادمات تتكوّن منها النواتج
4-	تصادمات قليلة تملك الطاقة والاتجاه المناسبان هي تصادمات فعالة

تدريب (2): لأي نظرية أو قانون تتبع هذه المقولة: حتى يحدث أي تفاعل كيميائي فلا بد من تصادم الجسيمات المتفاعلة باتجاه صحيح وبالحد الأدنى من الطاقة؟

1-	النظرية الذرية
2-	نظرية التصادم
3-	نظرية الحركة الجزيئية
4-	قانون حفظ المادة

تدريب (3): في التفاعل الآتي: $X_2 + Y_2 \rightarrow 2XY$

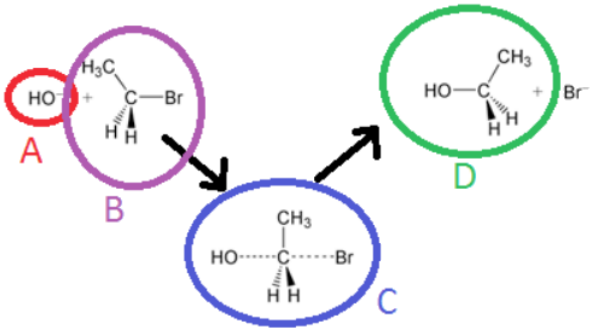
تكوّن المعقد المنشط كما في الشكل



فأي شكل من الأشكال الآتية هو الاتجاه الصحيح للتصادم؟

1-		2-	
3-		4-	

تدريب (4): أي من المواد الآتية: المعقد المنشط في التفاعل الآتي؟



1-	A
2-	B
3-	C
4-	D

تدريب (5): يحدث التفاعل لجسيمات متصادمة إذا توفرت الظروف المناسبة من:

1-	الذائبية والكثافة	2-	قطر الأيون والكتلة
3-	الطاقة وحجم الأيون	4-	الطاقة والاتجاه

تدريب (6): حتى يحدث التفاعل الكيميائي بين الجسيمات المتفاعلة فلا بد مِن:

1-	تقارب تلك الجسيمات لأقرب مسافة
2-	انعدام قوة التجاذب بين الجسيمات
3-	تصادم الجسيمات باتجاه مناسب وطاقة مناسبة
4-	تحويل الطاقة الكيميائية إلى نووية

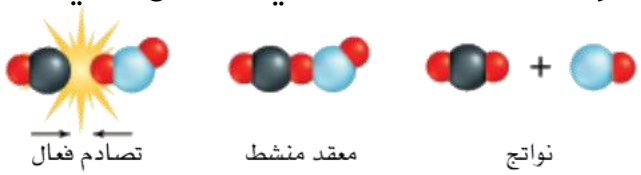
تدريب (7): التصادم الفعال يشترط:

1-	أيونات متفاعلة	2-	كثافة كهربائية عالية للجسيمات
3-	اتجاه تصادم صحيح	4-	أعلى طاقة للتصادم

تدريب (8): المعقد المنشط:

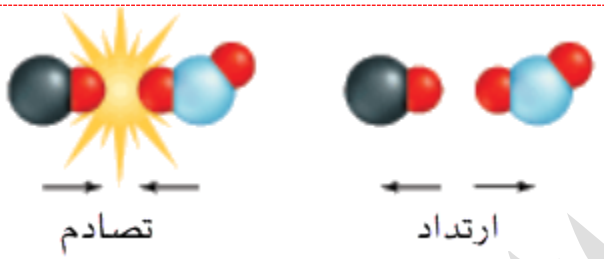
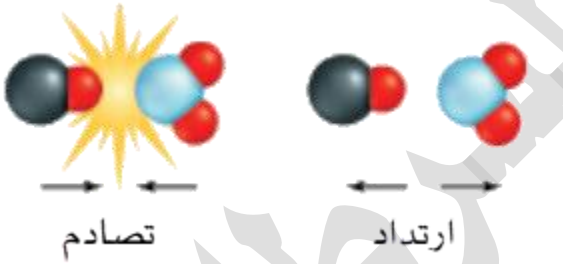
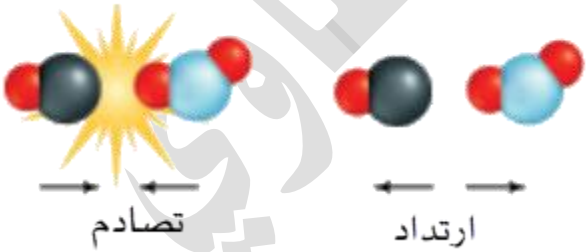
1-	هو ناتج التفاعل الكيميائي	2-	يمتلك أقل طاقة خلال التفاعل
3-	هو حالة انتقالية غير مستقرة	4-	هو المتفاعلات في حالة الارتداد

تدريب (9): من أسباب تكوّن المعقد المنشط في التفاعل الآتي:



-1	طاقة منخفضة عند التصادم	-2	طاقة كافية عند التصادم
-3	اتجاه تصادم غير صحيح	-4	خفض درجة حرارة المتفاعلات

تدريب (10): من خلال حالات التصادم الآتية للتفاعل السابق، بيِّن سبب عدم تكوّن المعقد المنشط لكل حالة

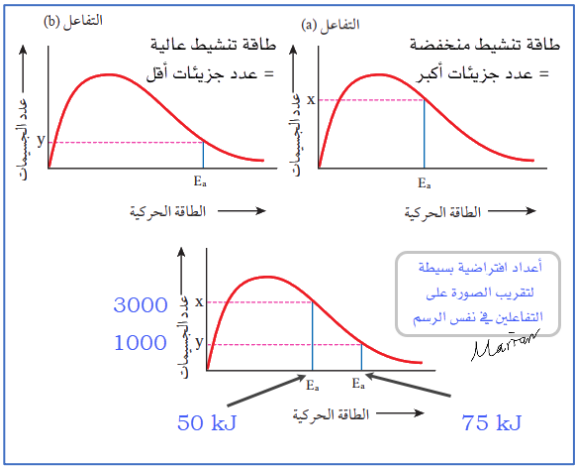
-1		
-2		
-2		

تدريب (11): ارسم المعقد المنشط للتفاعل الآتي: $H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$

طاقة التنشيط Activation Energy

ما المقصود بطاقة التنشيط؟ Ea

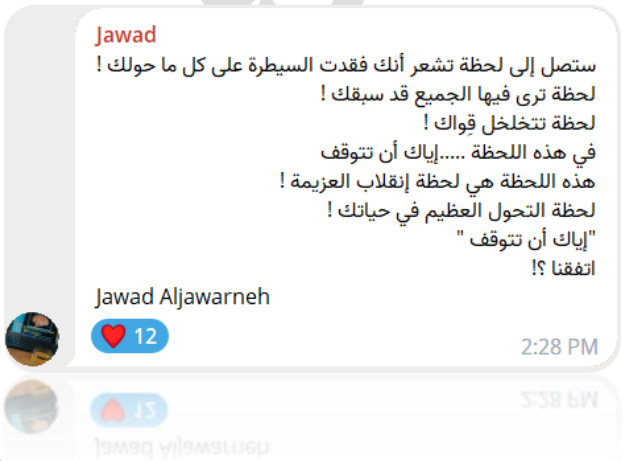
الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي تمتلكها الجسيمات المتفاعلة؛ كي تبدأ التفاعل وتكوّن المعقد المنشط ثم تتكسر الروابط بين الذرات في المواد المتفاعلة وتتكون روابط جديدة فنحصل على النواتج



طاقة التنشيط وعلاقتها بعدد الجزيئات التي تمتلك تلك الطاقة: نتعرف على ذلك من خلال منحنى أو توزيع ماكسويل بولتزمان (عدد الجسيمات في التفاعل مقابل الطاقة الحركية للجسيمات)

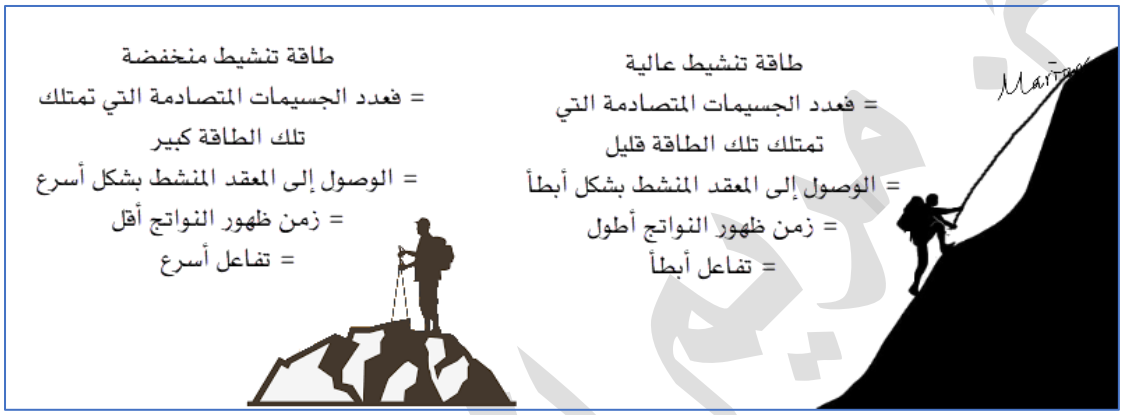
تعزيز بخصوص الشكلين: المساحة تحت المنحنى تبيِّن عدد الجسيمات الكلية في التفاعل وهي متساوية لكل تفاعل، لكن تفاعل أسرع من الآخر بسبب طبيعة تلك المواد المتفاعلة التي تمتلك طاقة تنشيط مختلفة، فلنقارن بين طاقتي التنشيط لتفاعلات مختلفة

- التفاعل (**a**): طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل منخفضة وهذا يعني أن هناك عددًا كبيرًا من الجسيمات تمتلك طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقد المنشط عند تصادمها في الاتجاه الصحيح وبالتالي تزداد سرعة التفاعل ويقل زمن تكوّن النواتج
- التفاعل (**b**): طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل عالية وهذا يعني أن هناك عددًا قليلاً من الجسيمات تمتلك طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقد المنشط عند تصادمها في الاتجاه الصحيح وبالتالي تقل سرعة التفاعل ويطول زمن تكوّن النواتج



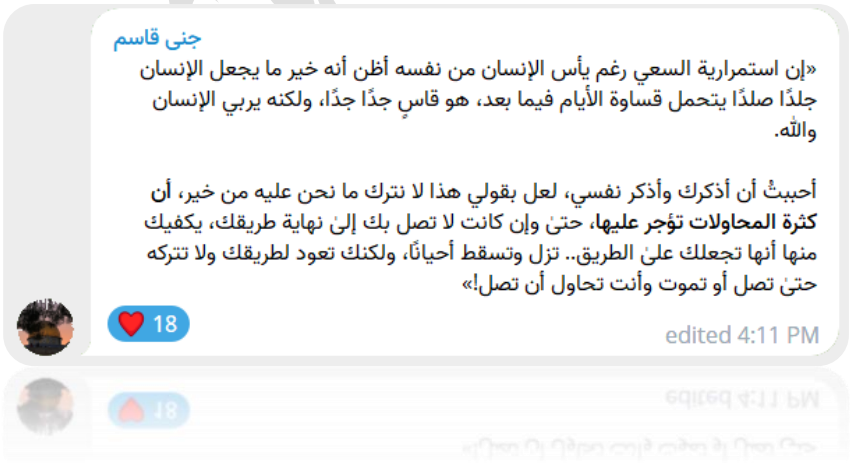
⭐ طاقة التنشيط وعلاقتها بسرعة التفاعل وزمن ظهور النواتج: فلنتخيل على أن التفاعل شخص يقوم بدفع عربة ثقيلة (المتفاعلات) إلى قمة تل، أو يصعد التل، فإذا كان التل مرتفعًا (طاقة التنشيط العالية) سيحتاج الشخص إلى طاقة كبيرة لدفع العربة نحو القمة، وسيستغرق وقتًا طويلاً للوصول

أما إذا كان التل منخفضًا (طاقة التنشيط المنخفضة) فسيحتاج طاقة أقل لدفع العربة إلى القمة وسيوصلها في وقت أسرع



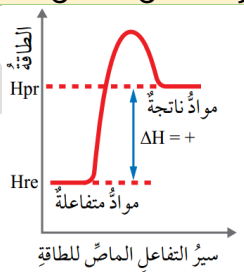
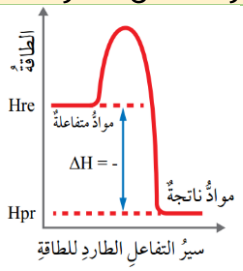
💡 ما العلاقة بين طاقة التنشيط و كل مما يلي:

- طاقة التنشيط وعدد الجسيمات التي تمتلكها: عكسية
- طاقة التنشيط وسرعة التفاعل: عكسية
- طاقة التنشيط وسرعة تكوّن المعقد المنشط: عكسية
- طاقة التنشيط وزمن ظهور النواتج: طردية



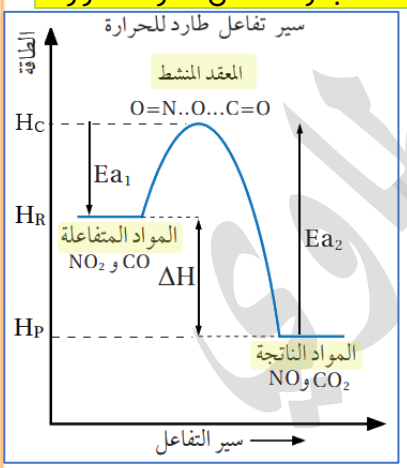
ضو اللمبة وتعزيز مهم متصل بمادتنا الحالية: تعلمنا في الصف العاشر أنواع التفاعلات الحرارية، منها الماص للطاقة والطارد للطاقة، وتعلمنا منحنى الطاقة لكل منهما، وحان الوقت لنتذكر ذلك في وحدة الكيمياء الحركية

- عند حدوث التفاعلات الكيميائية يحدث تغير على مخزون الطاقة [المحتوى الحراري] في المواد المتفاعلة والناتجة فتنبعث أو تُمتص طاقة في ذلك التفاعل
- المحتوى الحراري لمادة متفاعلة أو ناتجة: هو كمية الطاقة المخزونة في مول واحد من المادة، ورمزه H ونستطيع تسمية المحتوى الحراري بطاقة الوضع أو الطاقة، لأنه بالأصل كمية طاقة كيميائية مخزّنة
- وخلال حدوث التفاعل يحدث تغير على الطاقة الحرارية فإما تُمتص طاقة أو تنبعث ونسميها: التغير في المحتوى الحراري أو حرارة التفاعل أو الطاقة ورمزها ΔH وتُكتب في التفاعلات أيضًا Heat أو Energy

أنواع الطاقة المرافقة أو المصاحبة للتفاعلات الكيميائية	
طاقة ممتصة	طاقة منبعثة
سير التفاعل الماص للحرارة	سير التفاعل الطارد للحرارة
	
طاقة المواد الناتجة أعلى من طاقة المواد المتفاعلة فيكون ΔH موجب والتفاعل ماص للحرارة	طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة فيكون ΔH سالب والتفاعل طارد للحرارة

مثال ص37-38: في الشكل سير تفاعل أول أكسيد الكربون مع ثاني أكسيد النيتروجين لإنتاج ثاني أكسيد الكربون وأحادي أكسيد النيتروجين وفق المعادلة الآتية:

$$CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$$



- تمتلك المواد المتفاعلة طاقة أو محتوى حراري رمزه H_R
- تمتلك المواد الناتجة طاقة أو محتوى حراري رمزه H_P
- طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة وهذا معناه أن التفاعل يصاحبه فقدان طاقة
- فرق الطاقة بينهما يسمى التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ورمزه ΔH ونحسبه من خلال العلاقة الرياضية: $\Delta H = H_P - H_R$

ستكون إشارة ΔH لهذا التفاعل سالبة (-) فهو طارد للطاقة

وتُكتب معادلته الحرارية بهذا الشكل: $CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO + \Delta H$

فالحرارة ناتجة من التفاعل ولذا نكتبها مع النواتج، وبدون إشارة السالب داخل المعادلة

بينما لو كان التفاعل ماصًّا للطاقة فإن ΔH تُكتب مع المتفاعلات في المعادلة الحرارية، مثال: $CaCO_3 + \Delta H \rightarrow CaO + CO_2$

- مهم: لا يعتمد التغير في المحتوى الحراري [ΔH] على الطريقة التي يحدث بها التفاعل بل يعتمد على المحتوى الحراري للمتفاعلات والنواتج، أي أن ΔH أو المحتوى الحراري للمتفاعلات أو النواتج، لن يتأثر ولو تأثرت طاقة التنشيط بأي عامل مؤثر في التفاعل

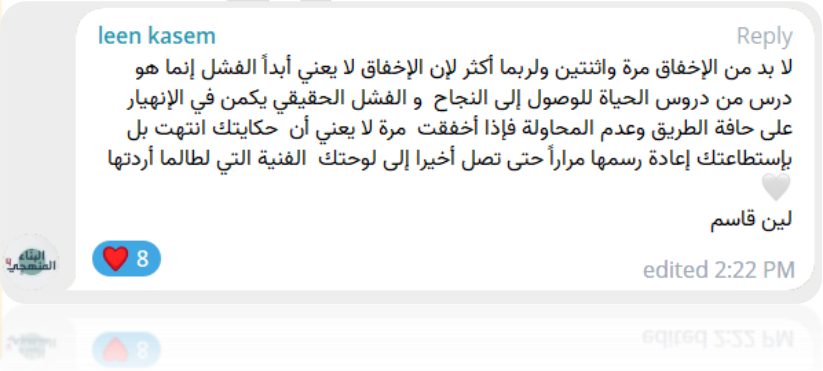
سير التفاعل من خلال منحنى الطاقة مع علاقات رياضية مهمة [انظر الشكل السابق]

- المواد المتفاعلة طاقتها H_R تكتسب الطاقة أثناء تصادمها لتكوين المعقد المنشط وهذه هي طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1 وتعريفها: الطاقة التي يجب أن تمتلكها المواد المتفاعلة عند تصادمها لتكوين المواد الناتجة، وممكن حسابها بالفرق بين طاقة المعقد المنشط وطاقة المتفاعلات $Ea_1 = H_C - H_R$
- عند وصول الجسيمات إلى تلك الطاقة الكافية Ea_1 لبدء التفاعل يتكون المعقد المنشط وطاقته H_C
- تنكسر الروابط وتتكون روابط جديدة مكونة المواد الناتجة
- تنخفض الطاقة خلال تكوين المواد الناتجة فتكون طاقتها H_P، فإذا انخفضت بشكل كبير وصارت أقل من طاقة المتفاعلات H_R فهذا معناه فقدان طاقة خلال تكوين النواتج ونوع التفاعل طارد، أما لو كان انخفاضها قليل حيث تبقى أعلى من طاقة المتفاعلات فسيكون التفاعل ماص للطاقة
- الفرق بين طاقة المواد الناتجة وطاقة المعقد المنشط تساوي طاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2 ونحسبها من خلال العلاقة: $Ea_2 = H_C - H_P$
- ممكن حساب ΔH من خلال طاقات التنشيط الأمامي والعكسي:

$$\Delta H = Ea_1 - Ea_2$$

كتعزيز حاول اشتقاقها من القوانين السابقة وتعويضها في: $\Delta H = H_P - H_R$

$$\Delta H = (H_C - Ea_2) - (H_C - Ea_1)$$



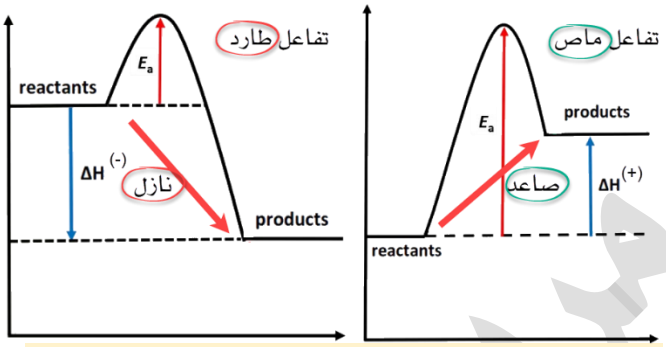
الخلاصة إذا كانت:

$H_P < H_R$ أو $Ea_1 < Ea_2$ فإن التفاعل الأمامي طارد للطاقة والتفاعل العكسي ماص للطاقة

$H_P > H_R$ أو $Ea_1 > Ea_2$ فإن التفاعل الأمامي ماص للطاقة والتفاعل العكسي طارد للطاقة

وتذكر كلما كانت طاقة التنشيط منخفضة لتفاعل ما مقارنة بآخر، كان التفاعل أسرع

وأن المحتوى الحراري ΔH لتفاعل تتغير إشارته فقط دون قيمته إذا عكسنا اتجاه التفاعل



احفظ الرابط الذهني: صاعد ماص -نازل طارد

تذكر القوانين والعلاقات السريعة:

طاقة التنشيط وعدد الجسيمات التي تمتلكها: عكسية

طاقة التنشيط وسرعة التفاعل: عكسية

طاقة التنشيط وسرعة تكوّن المعقد المنشط: عكسية

طاقة التنشيط وزمن ظهور النواتج: طردية

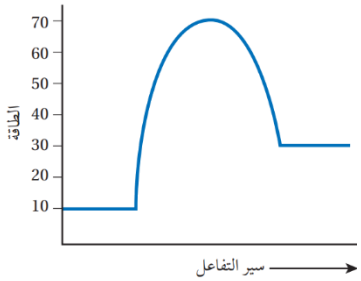
$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H = Ea_1 - Ea_2$$

$$Ea_1 = H_C - H_R$$

$$Ea_2 = H_C - H_P$$

مثال (17) ص39: بدراسة منحنى التفاعل الماص للطاقة المجاور، أجد قيم كل مما يأتي بوحدة (kJ):



1- طاقة المواد المتفاعلة

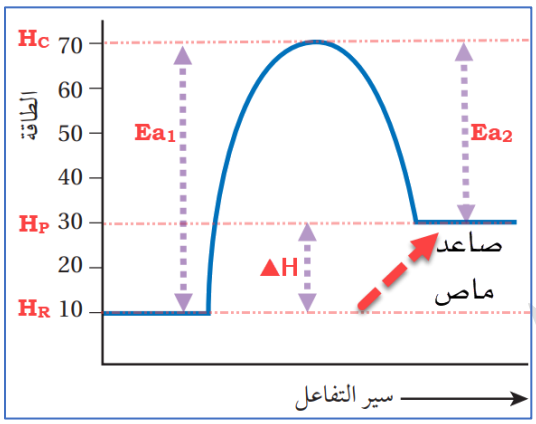
2- طاقة المواد الناتجة

3- طاقة المعقد المنشط

4- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي

5- طاقة تنشيط التفاعل العكسي

6-التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ΔH



الحل:

نطبق القوانين الأربعة أو نستخدم الأسلوب الرياضي على الرسم

1- طاقة المواد المتفاعلة $H_R = 10\ kJ$

2- طاقة المواد الناتجة $H_P = 30\ kJ$

3- طاقة المعقد المنشط $H_C = 70\ kJ$

4- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي $Ea_1 = 70 - 10 = 60\ kJ$

5- طاقة تنشيط التفاعل العكسي $Ea_1 = 70 - 30 = 40\ kJ$

6- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ΔH

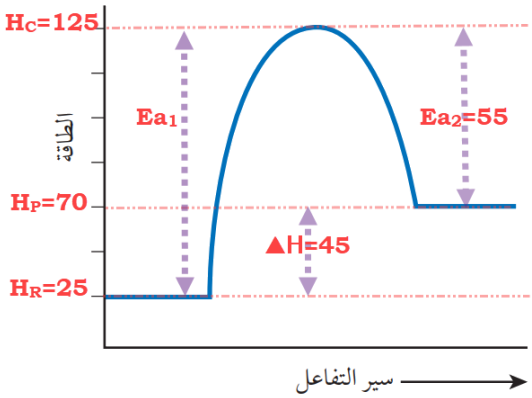
$$\Delta H = H_P - H_R$$

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

مثال (18) ص40: في تفاعل ما كانت طاقة المواد المتفاعلة 25 kJ وكان التغير في المحتوى الحراري للتفاعل 45 kJ وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي 55 kJ أجد قيم 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 لها؟



الحل:

نستخدم القوانين أو نرسم المنحنى، ولأن التغير في المحتوى الحراري كان موجبًا فالتفاعل ماص للطاقة وهذا جواب الفرع 4

1- طاقة المواد الناتجة من قانون: $\Delta H = H_P - H_R$

$$H_P = 45 + 25 = 70\ kJ$$

2- طاقة المعقد المنشط من قانون: $Ea_2 = H_C - H_P$

$$H_C = Ea_2 + H_P = 55 + 70 = 125\ kJ$$

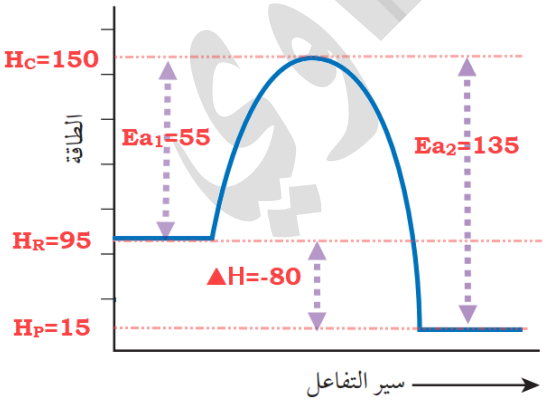
3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من قانون: $Ea_1 = H_C - H_R$

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

أتحقق ص40: في تفاعل $A + B \rightleftharpoons C$ كانت قيمة التغير في المحتوى الحراري للتفاعل $-80\ kJ$ وطاقة المواد الناتجة $15\ kJ$ وطاقة المعقد المنشط $150\ kJ$ أحسب:

1- طاقة المواد المتفاعلة 2- طاقة تنشيط التفاعل العكسي

3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي



الحل:

نرسم المنحنى، ولأن التغير في المحتوى الحراري كان سالبًا فنرسم منحنى طاقة لتفاعل طارد للحرارة أو استخدم القوانين إن لم تحب الرسم:

$$\Delta H = H_P - H_R \quad \Rightarrow H_R = 15 + 80 = 95\ kJ$$

$$Ea_1 = H_C - H_R = 150 - 95 = 55\ kJ$$

$$Ea_2 = H_C - H_P = 150 - 15 = 135\ kJ$$

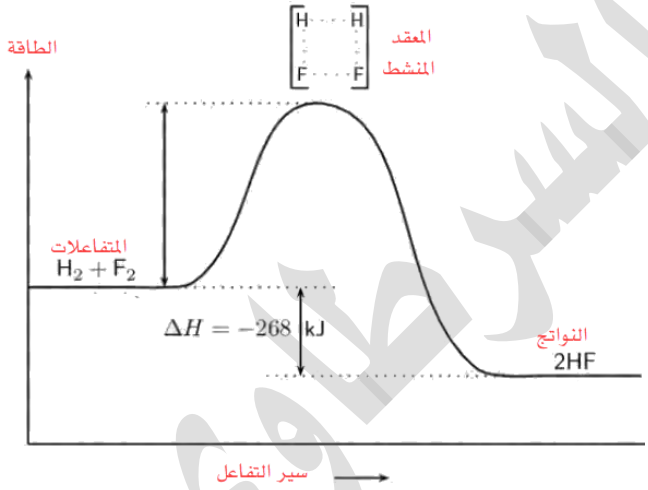
تعزيز مهم مرتبط بمادتنا: تعلمنا أن طاقة التنشيط في التفاعل كلما كانت منخفضة زاد عدد الجزيئات التي تمتلك تلك الطاقة فزدات سرعة التفاعل، لنربط هذه المعلومة بنوعي التفاعلات الطارد والماص

- التفاعل السابق نوعه طارد للحرارة: طاقة تنشيط التفاعل الأمامي أقل من طاقة تنشيط التفاعل العكسي كما هو واضح من المنحنى، وبالتالي هذا التفاعل أسرع بالاتجاه الأمامي
- أما إذا نظرنا إلى التفاعل بالاتجاه العكسي سيكون ماصًّا للطاقة وبما أن طاقة تنشيط التفاعل العكسي أكبر من طاقة تنشيط التفاعل الأمامي فإن التفاعل أبطأ بالاتجاه العكسي
- فالخلاصة أن التفاعلات الطاردة $A \rightleftharpoons B + \Delta H$ أسرع بالاتجاه الأمامي وأبطأ بالاتجاه العكسي والتفاعلات الماصة $C + \Delta H \rightleftharpoons D$ أبطأ بالاتجاه الأمامي وأسرع بالاتجاه العكسي

تدريبات خارجية محلولة + كيماشيك

تدريب (1): من خلال التفاعل الآتي: $H_2 + F_2 \rightarrow 2HF + 268\ kJ$

حدد شكل منحنى الطاقة لهذا التفاعل، هل هو طارد أم ماص؟ وحدد موضع كل من المتفاعلات والنواتج، ثم ارسم المعقد المنشط على المنحنى



الحل:

بما أن ΔH مع النواتج فهذا تفاعل طارد للحرارة وإشارته سالبة

تدريب (2): من خلال تفاعل الاتحاد أو التكوين الآتي: $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI \quad \Delta H = +28\ kJ$

كانت طاقة تنشيط التفاعل الأمامي 167 kJ فأجب عما يأتي:

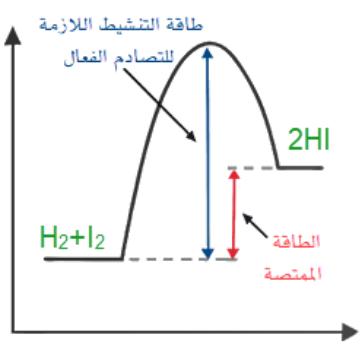
1- ما هي طاقة تنشيط التفاعل العكسي؟

نطبق هذا القانون: $\Delta H = Ea_1 - Ea_2$

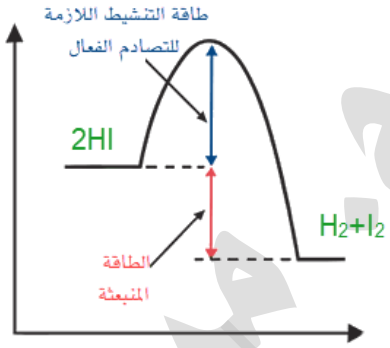
$Ea_2 = 167 - 28 = 139\ kJ$

2- هل تكوّن HI أسرع أم تفككه HI؟ قريب من هذا النمط سؤال وزارة 1999

بما أن تفاعل التكوين ماص وتفاعل التفكك طارد فالأسرع هو التفكك، وكل ذلك يعتمد على من طاقة تنشيطه هي الأقل للوصول إلى المعقد المنشط وبدء التفاعل، انظر منحنى الطاقة لكل تفاعل



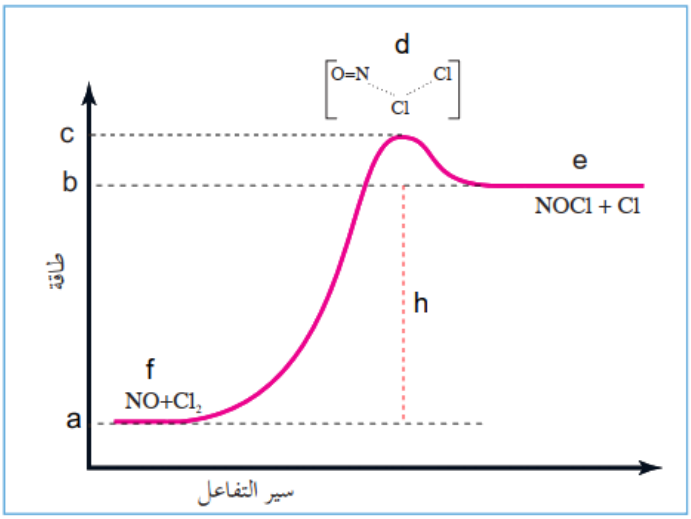
تفاعل ماص



تفاعل طارد

ورقة عمل (7): طاقة التنشيط ومنحنى الطاقة

تدريب (1) من منهاج 2007 مع تعديل: بالنظر إلى الشكل المجاور أجب عما يأتي:



1- ماذا تمثل النقاط الآتية:

(a)
(b)
(c)
(d)
(e)
(f)
(h)

2- ماذا يمثل الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة والنقطة c؟

3- ماذا يمثل الفرق بين طاقة المواد الناتجة والنقطة c؟

4- هل التغير في المحتوى الحراري لهذا التفاعل موجب أم سالب الإشارة؟ فسِّر

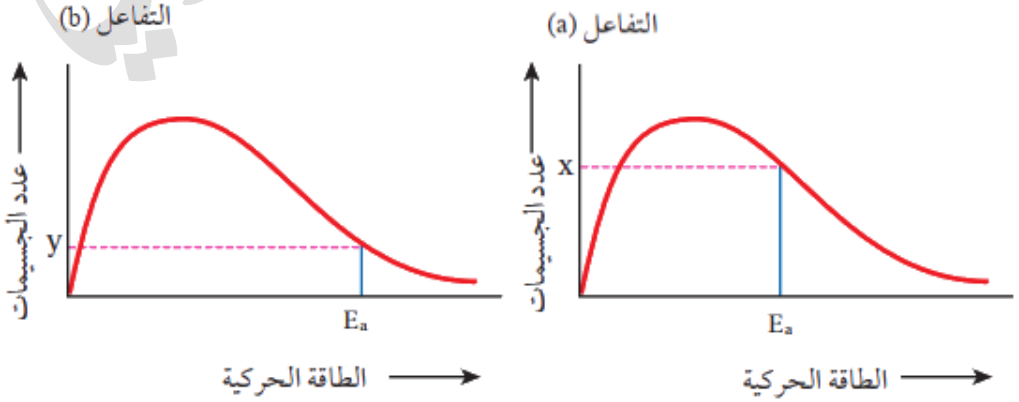
تدريب (2): بالنظر إلى الشكل الآتي لتفاعلين (a) و (b) عند درجة حرارة معينة، أجب عما يأتي:

1- ماذا يمثل الرمز Ea؟

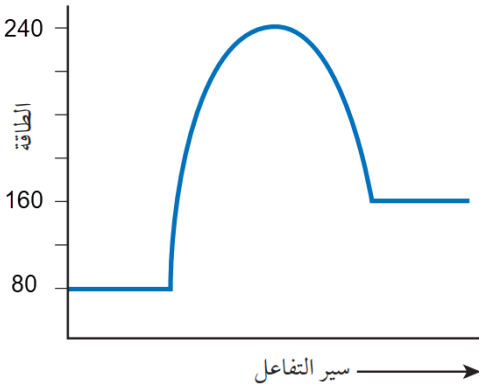
2- أي تفاعل سيكون فيه زمن ظهور النواتج أقل؟

3- أي تفاعل هو الأسرع؟

4- أي تفاعل فيه عدد أقل من جسيمات المواد المتفاعلة التي تمتلك طاقة كافية؟



تدريب (3): ادرس الشكل المجاور لتفاعل ما، ثم املأ الفراغ بما يناسبه:



1- المحتوى الحراري للمتفاعلات:.....

2- المحتوى الحراري للنواتج: .....

3- طاقة المعقد المنشط: .....

4- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي: .....

5- طاقة تنشيط التفاعل العكسي: .....

6- نوع هذا التفاعل ..... للطاقة لأن طاقة النواتج ..... من طاقة المتفاعلات، وإشارة التغير في المحتوى الحراري ستكون ..... وقيمة ΔH تساوي .....

تدريب (4): في تفاعل $A + 2B + 150 \rightarrow 3D$ كانت طاقة المواد المتفاعلة 200 kJ وطاقة المعقد المنشط 400 kJ احسب ما يلي بوحدة (kJ):

1- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي

2- طاقة تنشيط التفاعل العكسي

3- طاقة النواتج

تدريب (5): في تفاعل ما كانت طاقة المواد المتفاعلة 350 kJ وطاقة المواد الناتجة 250 kJ وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي 100 kJ احسب ما يلي بوحدة (kJ):

1- التغير في المحتوى الحراري ΔH قيمة وإشارة

2- طاقة تنشيط التفاعل العكسي

3- طاقة المعقد المنشط

4- هل التفاعل ماص أم طارد؟

5- هل هو أسرع في الاتجاه الأمامي أم العكسي؟

مريم السرطاوي

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

ما العوامل المؤثرة التي يمكن التحكم بها لزيادة سرعة التفاعل أو إبطائها؟

1- طبيعة المواد المتفاعلة
2- تركيز المواد المتفاعلة
3- مساحة سطح المواد المتفاعلة
4- درجة الحرارة
5- العامل المساعد (الحفاز)

(1) طبيعة المواد المتفاعلة

لماذا تختلف الفلزات في سرعة تفاعلها مع المواد الأخرى؟

تبعًا لنشاطها الكيميائي، مثال:

1- الصوديوم أسرع تفاعلاً مع الماء مقارنة بالمغنيسيوم؛ لأن الصوديوم أكثر نشاطًا منه
2- يتفاعل الخارصين مع محلول نترات الفضة أسرع من تفاعل النحاس؛ لأن الخارصين أنشط كيميائيًّا من النحاس

ضو اللمبة: درسنا سابقًا في الكيمياء الكهربائية من خلال جدول جهود الاختزال المعيارية أن الفلزات واللافلزات وغيرها من المواد تتفاوت في نشاطها الكيميائي، أيضًا نعلم أن تفاعل المادة في الحالة السائلة يختلف عنها في حالتها الغازية، كل هذا من نوع طبيعة المادة المتفاعلة

وقد تعلمنا في وحدة الكيمياء الكهربائية أن الفلز الأنشط إذا تفاعل مع الحمض فإن غاز الهيدروجين يتصاعد بكثرة وسرعة، بينما هناك فلزات ليست نشيطة ولا تتفاعل بسرعة

(2) تركيز المواد المتفاعلة

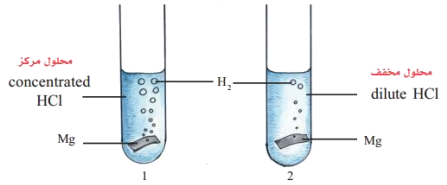
فسر: أثر تركيز المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل وفق نظرية التصادم

احفظ التفسير وافهمه على هذا الترتيب المتسلسل:

1- زيادة تركيز المادة المتفاعلة يؤدي إلى
2- زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم
3- فيزداد عدد التصادمات الكلية بينها
4- فتزداد فرصة اصطدام الجسيمات بعضها ببعض في الاتجاه الصحيح
5- وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة بينها
6- فتزداد سرعة التفاعل

من هذه التفاعلات مع أمثلة توضيحية:

- تفاعل نفس الفلز مع محاليل حمض بتراكيز مختلفة
- تفاعل المواد مع الهواء مقارنة بالأكسجين النقي



1- التجربة الاستهلالية ص9: شريط المغنيسيوم Mg، نفس الكمية وضعت في محلولين من HCl تركيز كل منهما على الترتيب 1 M و 0.01 M فتصاعد غاز H_2 بشكل أكبر (زمن أقل) في المحلول الذي تركيزه أكبر

ضو اللمبة: درسنا سابقًا في الكيمياء الكهربائية أن الفلزات تتفاعل مع محلول الحمض فيتصاعد غاز الهيدروجين

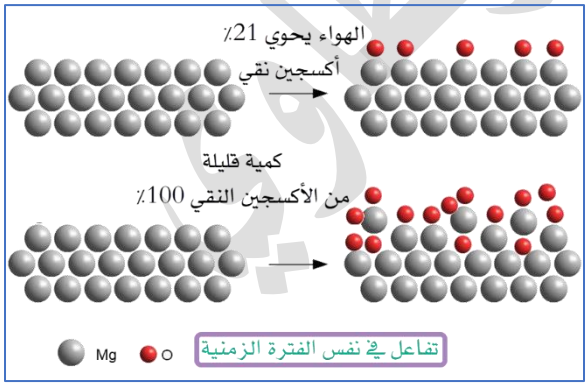
$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

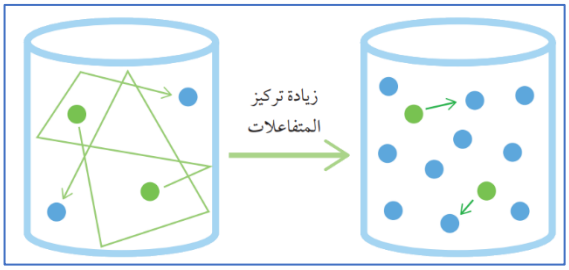
2- مثال الكتاب ص 41: كتلة محددة من الخارصين Zn تتفاعل مع حجم محدد من محلول الحمض HCl مثلا 20 mL وتركيزه 1 M، وتتفاعل نفس الكتلة من Zn مع نفس الحجم من محلول الحمض HCl لكن تركيزه 0.1 M

نلاحظ أن: التركيز الأكبر لمحلول الحمض يؤدي إلى انطلاق كمية من غاز الهيدروجين أكبر في الفترة الزمنية ذاتها، والسبب أن تركيز المتفاعلات زاد وبالتالي زاد عدد الجسيمات فزادت التصادمات الكلية، فتزيد فرصة التصادمات بالاتجاه الصحيح، وتزداد التصادمات الفعالة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل

3- مثال الكتاب ص41: تفاعل المادة مع الأكسجين النقي O_2 أسرع من تفاعلها مع الهواء؛ لأن تركيز الأكسجين النقي أكبر من تركيزه في الهواء

تعزيز توضيحي للمثال (3): إذا تفاعل المغنيسيوم مع الهواء فإن سطحه يتأكسد لأنه تفاعل مع أكسجين الهواء، ويتغير لونه مكونًا طبقة من أكسيد المغنيسيوم، بينما إذا تفاعل مع كمية ولو بسيطة من الأكسجين النقي فإنه يتعرض إلى تركيز أعلى من الأكسجين في نفس الفترة الزمنية وبالتالي يحدث التأكسد بشكل أسرع ويتغير لون السطح





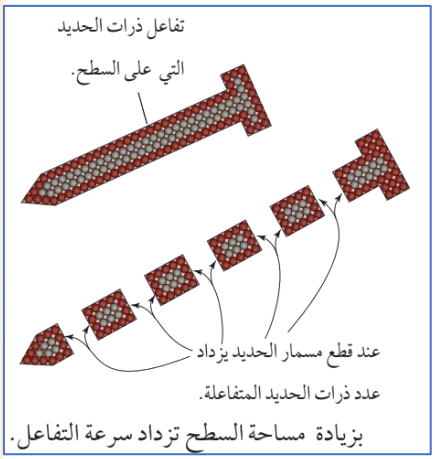
⇦انظر الرسم المجاور: زيادة عدد التصادمات بزيادة تزكيز الجسيمات المتفاعلة

أيضًا تذكر أن زيادة الضغط على الغاز المتفاعل في الوعاء يعني زيادة تركيزه فتزداد التصادمات

(3) مساحة سطح المواد المتفاعلة

وضِّح أثر زيادة مساحة سطح المادة الصلبة المتفاعلة في زيادة سرعة التفاعل وفق نظرية التصادم

يؤدي زيادة مساحة سطح المادة الصلبة المعرضة للتفاعل إلى زيادة عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل



توضيح: الكتلة الكبيرة من المادة الصلبة مساحة سطحها المعرض للتفاعل صغير، عند تجزئتها إلى قطع أصغر أو طحنها على شكل مسحوق فمساحة السطح المعرض للتفاعل تزداد وبالتالي تزداد سرعة التفاعل، أمثلة:

1- نشارة الخشب تحترق أسرع من قطعة الخشب

2- تتفاعل برادة الحديد مع حمض الهيدروكلوريك أسرع من تفاعل قطعة الحديد التي لها الكتلة ذاتها

علل تحترق نشارة الخشب بسرعة أكبر من احتراق قطعة الخشب ذات الكتلة نفسها (نمط سؤال وزاري)

لأن مساحة سطحها المعرض للتفاعل سيكون أكبر وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل

تعزيز خارجي: حتى ينضج اللحم بسرعة فإننا نقطعه إلى قطع أصغر، وحتى تنضج قطع البطاطا المقلية بسرعة فإننا نقطعها بشكل رفيع، وهذه أمثلة من حياتنا على زيادة مساحة سطح المواد المتفاعلة فتزداد سرعة التفاعل

الربط بالهندسة تابع لتأثير درجة الحرارة على 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.

(4) درجة الحرارة

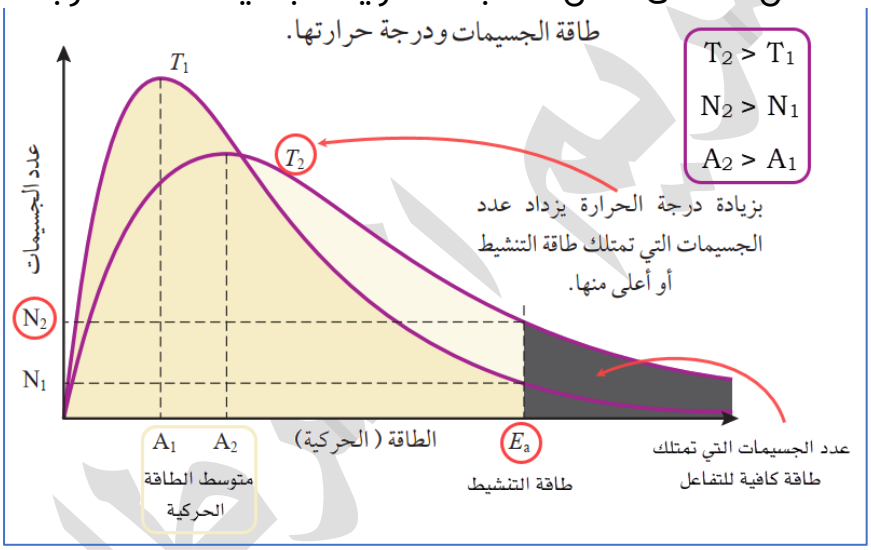
وضِّح أثر زيادة درجة الحرارة في زيادة سرعة التفاعل وفق نظرية التصادم

1- تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى رفع الطاقة الحركية لجسيمات المواد المتفاعلة
2- وبالتالي يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها
3- فيزداد عدد التصادمات الفعالة، فتزداد سرعة التفاعل

في التجربة (2) ص46: يتغير لون محلول النشا بسرعة أكبر إلى لون أزرق إذا كان ساخنًا عند إضافة محلول اليود I_2 للكشف عن وجود النشا في الماء، بينما إذا كان باردًا فتغير اللون بطئ

توضيح ذلك من خلال منحنى أو توزيع ماكسويل بولتزمان (الرسمة مهمة):

- يبين المنحنى: طاقة الجسيمات ودرجة حرارتها لتفاعل ما
- المساحة تحت كل منحنى تمثل النسبة المئوية للجسيمات عند درجة حرارة معينة



أهم العلاقات المستنتجة من منحنى الطاقة وعدد الجزيئات عند زيادة درجة الحرارة لتفاعل ما من T_1 إلى T_2:

1- طاقة التنشيط لا تتأثر بدرجة الحرارة، فهي لا تتغير بتغير درجة الحرارة
2- يزداد متوسط الطاقة الحركية للجسيمات، أصبحت قيمته A_2
3- يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية للتفاعل "طاقة التنشيط وأعلى منها" (المنطقة المظللة)
4- يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط، أصبحت قيمتها N_2

فتزداد سرعة تصادم بعضها ببعض وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل

تعزيز: المساحة تحت المنحنى متساوية لنفس التفاعل، وحتى تبقى المساحة متساوية مع ارتفاع درجة الحرارة وارتفاع متوسط الطاقة الحركية فإن المنحنى ينخفض

ورقة عمل (8): العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل -1-

تدريب (1): يتفاعل مسحوق المغنيسيوم مع محلول الحمض بسرعة أكبر من تفاعل شريط المغنيسيوم مع محلول الحمض نفسه، فإن العامل المؤثر على سرعة التفاعل هو:

-1	طبيعة المواد المتفاعلة	-2	تركيز المواد المتفاعلة
-3	مساحة سطح المواد المتفاعلة	-4	النشاط الكيميائي للمواد

تدريب (2): يتفاعل 1 g من النيكل مع محلول الحمض HCl فإن السرعة الأبطأ ستكون لتفاعل النيكل مع محلول الحمض الذي تركيزه بوحدة M:

-1	1	-2	0.1
-3	10	-4	0.001

تدريب (3): عند خفض درجة حرارة التفاعل فإن:

-1	زمن ظهور النواتج يزداد	-2	طاقة التنشيط تقل
-3	طاقة التنشيط تزداد	-4	زمن ظهور النواتج يقل

تدريب (4): تتم عملية طهي الطعام بسرعة أكبر في أواني الضغط منها في الأواني العادية فإن العامل المؤثر في سرعة التفاعل هو:

-1	تركيز المواد المتفاعلة	-2	طبيعة المواد المتفاعلة
-3	درجة الحرارة	-4	مساحة سطح المواد المتفاعلة

تدريب (5) وزارة 2022 تكميلي: كل مما يأتي تؤثر فيها درجة حرارة التفاعل ما عدا:

-1	عدد التصادمات الفعالة	-2	سرعة التفاعل الكيميائي
-3	طاقة التنشيط للتفاعل	-4	متوسط الطاقة الحركية للجزيئات

تدريب (6) منهاج 2017: أي التفاعلات الآتية ينتج كمية أكبر من غاز الهيدروجين؟

1-	تفاعل قطعة من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه 1 M
2-	تفاعل مسحوق من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه 1 M
3-	تفاعل مسحوق من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه 0.1 M
4-	تفاعل قطعة من الخارصين مع حمض HCl الذي تركيزه 0.5 M

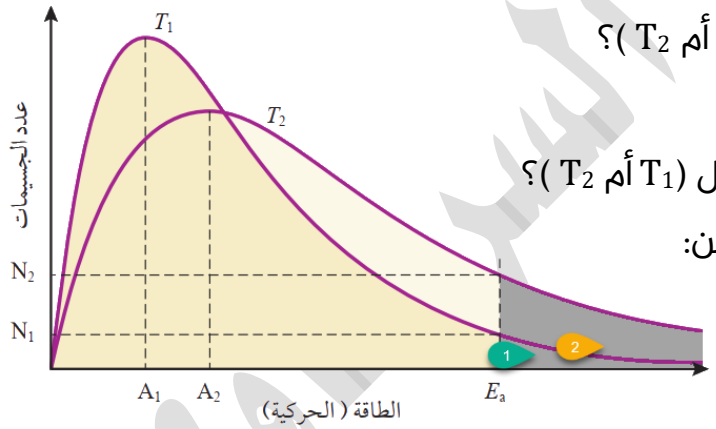
تدريب (7): ما أثر كل من الآتية في زمن ظهور النواتج لتفاعل ما؟ (يزيد، يقل، يبقى ثابتًا)

1- نشر الخشب إلى قطع أصغر من أجل عملية الشواء:

2- خفض درجة حرارة محلول نترات الفضة وفيه قطعة الحديد:

3- استخدام الخارصين في تفاعل ما عوضًا عن الألمنيوم الأنشط منه:

تدريب (8): ادرس الشكل التالي الذي يمثل منحنى ماكسويل بولتزمان لتوزيع الطاقة الحركية على الجزيئات عند درجتي حرارة مختلفتين (T_1, T_2)



1- أي منحنى له درجة حرارة أكبر (T_1 أم T_2)؟

2- أي منحنى له أقل عدد جسيمات تمتلك طاقة كافية للتصادم الفعال (T_1 أم T_2)؟

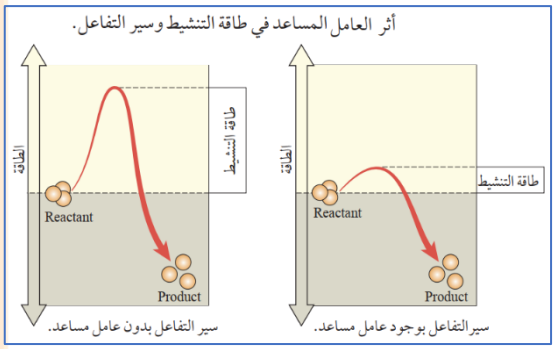
3- ما أثر زيادة درجة الحرارة في كل من:

- طاقة التنشيط:
- سرعة التفاعل:
- متوسط الطاقة الحركية:
- عدد الجسيمات أثناء التصادم الفعال:

4- المنطقة المظللة 1 تعني:

1-	جسيمات تمتلك طاقة تنشيط عند درجة الحرارة الأعلى
2-	جسيمات تمتلك متوسط الطاقة الحركية
3-	طاقة التنشيط اللازمة لبدء التفاعل
4-	جسيمات تمتلك طاقة تنشيط عند درجة الحرارة الأقل

(5) العامل المساعد (الحفاز) Catalyst



ما المقصود بالعامل المساعد؟

مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تُستهلك أثناء التفاعل

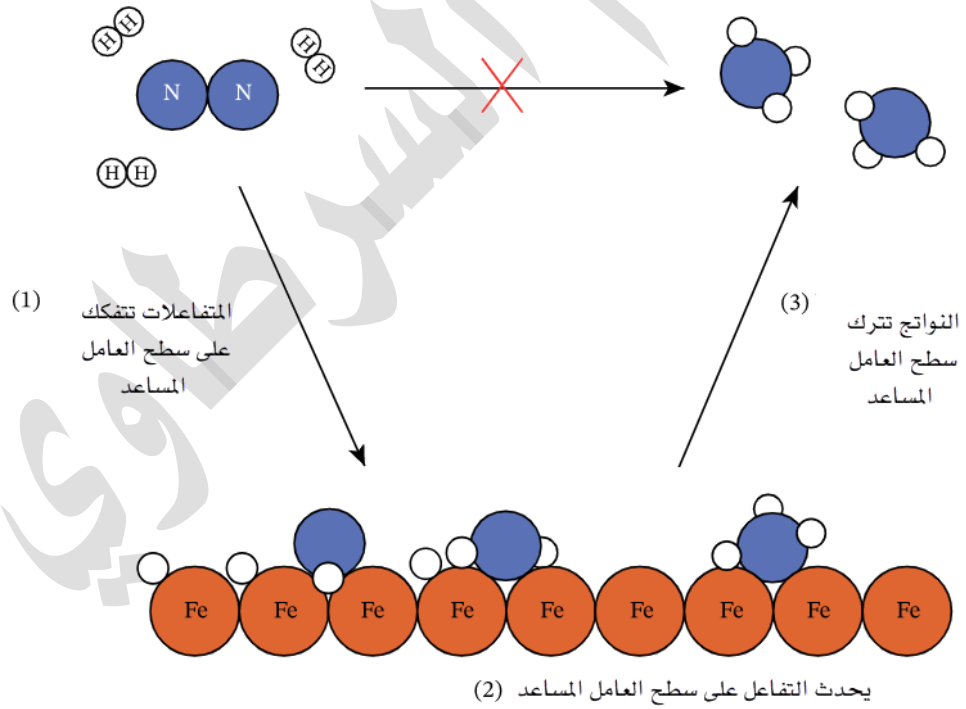
ورد في أسئلة الوزارة: كتلة العامل المساعد كذا غرام فكم أصبحت في نهاية التفاعل، الجواب: لا تتغير

وضِّح أثر إضافة العامل المساعد في زيادة سرعة التفاعل وفق نظرية التصادم

بينت التجارب أن العامل المساعد يمهد مسارًا بديلاً للتفاعل، بحيث يقلل طاقة التنشيط؛ مما يجعل حدوث التفاعل أسرع في زمن أقل

تعزيز خارجي: انظر هذا الرسم المبسط لتفاعل تكوين الأمونيا باستخدام عامل مساعد الحديد:

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



يحدث التفاعل على سطح العامل المساعد (2)

مهم: يؤثر العامل في المساعد في خفض طاقة التنشيط وبالتالي زيادة عدد الجسيمات التي تمتلك تلك الطاقة فتزداد التصادمات الكلية، بالتالي تزداد التصادمات الفعالة، فتزداد سرعة التفاعل، لكنه لن يؤثر على طاقة المواد المتفاعلة أو الناتجة أو حتى التغير في المحتوى الحراري للتفاعل

أتحقق ص43: لماذا لا يتأثر التغير في المحتوى الحراري بوجود العامل المساعد؟

لأن العامل المساعد لا يؤثر في طاقة المواد المتفاعلة أو الناتجة، ولأن التغير في المحتوى الحراري هو الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة والناتجة لذلك لا يتأثر هذا الفرق ΔH بالعامل المساعد

أمثلة الكتاب على العوامل المساعدة:

1- الأنزيمات في أجسامنا: تسرع حدوث التفاعلات في الخلايا بتخفيض طاقة التنشيط، مثل: أنزيم السكريز الذي يحفز التحلل المائي لمحلول السكر لتكوين الفركتوز والجلوكوز

2- ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2: يحفز التحلل المائي لمحلول فوق أكسيد H_2O_2 الهيدروجين لتكوين الأكسجين والماء، تجربة ص46 والمعادلة مطلوبة

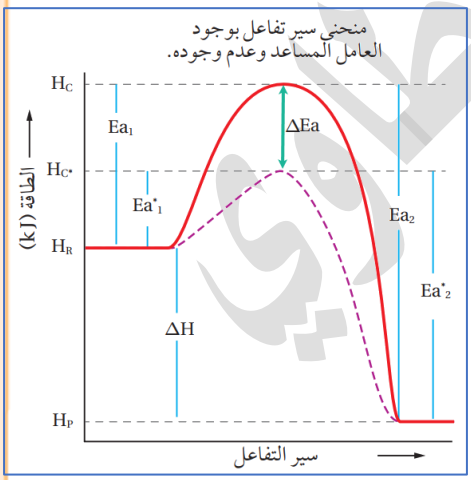
$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} O_2 + 2H_2O$$

الربط بعلم 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.

منحنى الطاقة بوجود عامل مساعد

من خلال شكل منحنى الطاقة لتفاعل طارد للطاقة، بوجود وبدون عامل مساعد، نلاحظ ما يلي:



1- الخط المتصل مسار التفاعل دون وجود عامل مساعد

2- الخط المتقطع مسار التفاعل بوجود عامل مساعد

نلاحظ أن طاقة التنشيط للتفاعل قلت من ناحية التفاعل الأمامي والعكسي بنفس المقدار وهذا دليل أن ΔH ثابتة لأننا نحسبها أيضًا من خلال الفرق بين طاقتي التنشيط

طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد Ea_1^* أقل من Ea_1

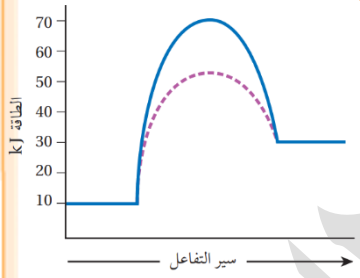
طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد Ea_2^* أقل من Ea_2

3- طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد H_C^* أقل من H_C

4- طاقة المتفاعلات H_R وطاقة النواتج H_P و ΔH لا تتأثر بالعامل المساعد، وتبقى ثابتة

H_C	طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد
H_C^*	طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد
Ea_1	طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد
Ea_1^*	طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد
Ea_2	طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد
Ea_2^*	طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد
ΔE	الفرق أو التغير أو مقدار النقصان أو مقدار الانخفاض في طاقتي التنشيط بعد إضافة العامل المساعد، أو في طاقتي المعقد المنشط بعد إضافة العامل المساعد (مهم تستنتجها لأنها موجودة في الأسئلة الوزارية) $\Delta Ea = Ea_1 - Ea_1^*$ $\Delta Ea = Ea_2 - Ea_2^*$ $\Delta Ea = H_C - H_C^*$
ΔH	التغير في المحتوى الحراري $\Delta H = H_P - H_R$

مثال (19) ص44: 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

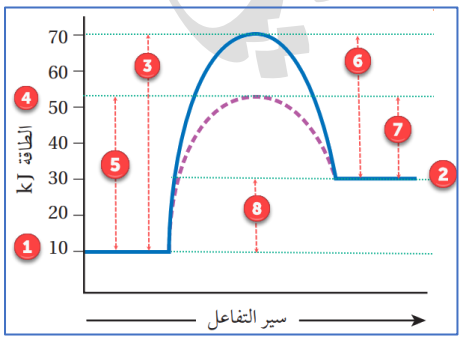
4- طاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد H_C^*

5- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد Ea_1^*

6- طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد Ea_2

7- طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد Ea_2^*

8- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ΔH



الحل:

نطبق القوانين الأربعة بالإضافة لنفس القوانين لكن بوجود العامل المساعد (نضيف النجمة* للذي تقل قيمته بوجود العامل المساعد، ونستخدم الرسم إن لزم

(1) $H_R = 10\ kJ$

(2) $H_P = 30\ kJ$

(3) $Ea_1 = H_C - H_R = 70 - 10 = 60\ kJ$

(4) $H_C^* = 50\ kJ$

5) $Ea_1^* = H_C^* - H_R = 50 - 10 = 40\ kJ$
6) $Ea_2 = H_C - H_P = 70 - 30 = 40\ kJ$
7) $Ea_2^* = H_C^* - H_P = 50 - 30 = 20\ kJ$
8) $\Delta H = H_P - H_R = 30 - 10 = 20\ kJ$

مثال (20) ص45: في تفاعل ما كان التغير في المحتوى الحراري للتفاعل $-40\ kJ$ وطاقة المواد المتفاعلة $70\ kJ$ وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد $110\ kJ$ وطاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد $80\ kJ$ ، أحسب بوحدة (kJ):

1- طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد Ea_2

2- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد Ea_1^*

3- طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد H_C

4- طاقة المواد الناتجة H_P

الحل:

نستخدم القوانين وعدة طرق من خلالها نجد المطلوب أو نرسم المنحنى، ولأن التغير في المحتوى الحراري كان سالبًا فالتفاعل طارد للطاقة

$$\Delta H = H_P - H_R \Rightarrow H_P = -40 + 70 = 30\ kJ \dots\dots (4)$$
$$Ea_2^* = H_C^* - H_P = 80 - 30 = 50\ kJ$$
$$Ea_1^* = H_C^* - H_R = 80 - 70 = 10\ kJ \dots\dots (2)$$

أو نحسبها هكذا: $Ea_1^* = Ea_2^* + \Delta H = 50 - 40 = 10\ kJ \dots\dots (2)$

فائدة: احسب الفرق في طاقة التنشيط لأي تفاعل أمامي أو عكسي أو الفرق بين طاقتي المعقد المنشط واعمل على إضافته أو طرحه لأي طاقة أخرى تأثرت بالعامل المساعد

$$\Delta Ea = Ea_1 - Ea_1^* = 110 - 10 = 100\ kJ$$
$$Ea_2 = Ea_2^* + \Delta Ea = 50 + 100 = 150\ kJ \dots\dots (1)$$

أو نحسبها هكذا: $Ea_2 = Ea_1 - \Delta H = 110 - -40 = 150\ kJ \dots\dots (1)$

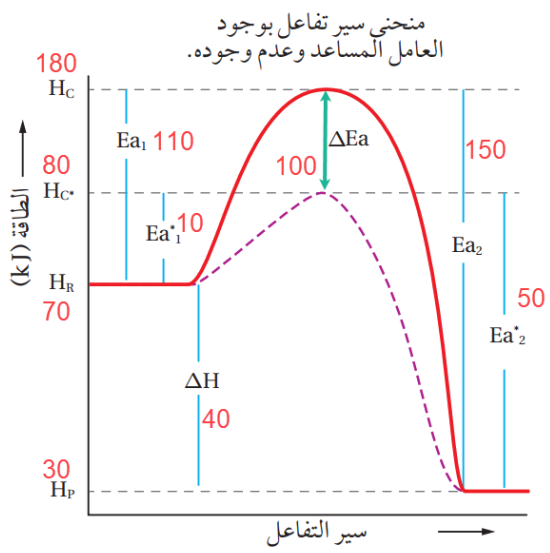
$$H_C = H_C^* + \Delta Ea = 80 + 100 = 180\ kJ \dots\dots (3)$$

أو نحسبها هكذا: $H_C = Ea_1 + H_R = 110 + 70 = 180\ kJ \dots\dots (3)$

أو هكذا: $H_C = Ea_2 + H_P = 150 + 30 = 180\ kJ \dots\dots (3)$

والحل بالرسم أسهل وأسرع بكثير من كتابة كل تلك الرموز والمعادلات والتفريق بينها انظر الرسم وحاول إيجاد القيم بالأسلوب الرياضي بين المسافات

تنويه: معرفتك بمقدار انخفاض طاقة التنشيط أو طاقة المعقد المنشط بعد إضافة العامل المساعد مهمة ولو لم ترد في شرح الكتاب لأنها وردت في بنك أسئلة الوزارة، ولأنك لو سألت نفسك أين مقدار الانخفاض أو النقصان في طاقة التنشيط أو طاقة المعقد المنشط، فستميزه من الرسم مباشرة، فهي معلومة استنتاجية مرتبطة بما تعلمته بخصوص العامل المساعد، ومذكورة في أسئلة مراجعة الوحدة



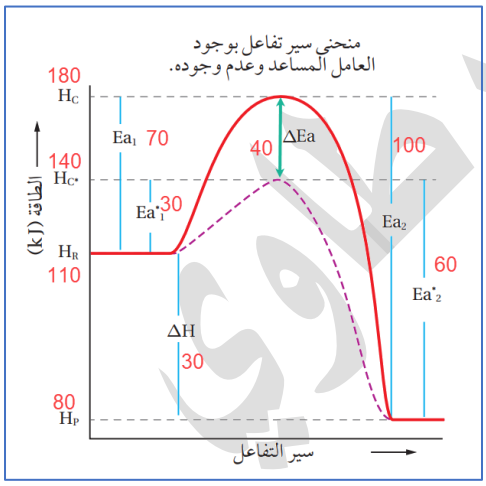
أتحقق ص40: تفاعل افتراضي فيه طاقة المواد المتفاعلة 110 kJ وطاقة المواد الناتجة 80 kJ وطاقة المعقد المنشد دون عامل مساعد 180 kJ وطاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد 140 kJ أحسب:

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؟



الحل:

نرسم المنحنى فالرسم أسهل بكثير، ولأن طاقة المتفاعلات أكبر من النواتج فالتفاعل طارد (تذكر نازل طارد)

التجربة 2: العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

نختبر تأثير زيادة التركيز باستخدام محلولين من حمض الهيدروكلوريك HCl بتراكيز مختلفة (1M) و (0.1M) لهما نفس الحجم، ونضع في كل منهما نفس الكتلة أو الحجم من الخارصين Zn ونسجل ملاحظاتنا من ناحية الكمية التي تصاعدت من غاز الهيدروجين H_2 في نفس الفترة الزمنية

نختبر تأثير زيادة درجة الحرارة من خلال حمام مائي ساخن وآخر بارد ونضع كأس من محلول النشا في كل حمام مائي لمدة خمس دقائق، ثم نضيف كمية بسيطة من محلول اليود I_2 ونحرك بحذر ونسجل ملاحظاتنا من ناحية سرعة تغير لون المحلول إلى الأزرق

نختبر تأثير العامل المساعد من خلال كأسين في الأول محلول فوق أكسيد الهيدروجين ونراقبه، أما الثاني فنضيف له ملعقة صغيرة من ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2 ونسجل الملاحظات من تصاعد غاز الأكسجين O_2 في نفس الفترة الزمنية مع الكأس الأول

أصف أثر تغير تركيز حمض HCl في سرعة تصاعد غاز الهيدروجين H_2

بزيادة تركيز الحمض تزداد سرعة التفاعل وبالتالي تزداد سرعة تصاعد غاز الهيدروجين وتزداد كميته

أقارن التغير في محلول النشا في الكأسين البارد والساخن قبل إضافة محلول اليود وبعد إضافته

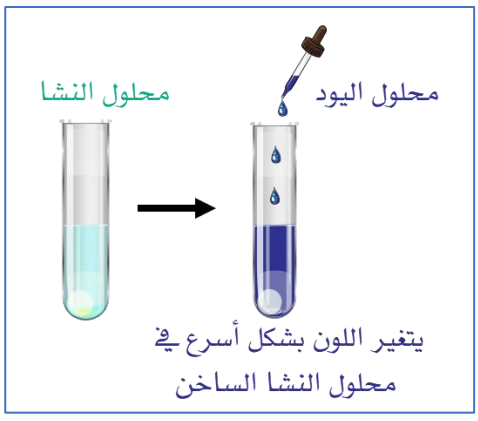
سرعة تغير اللون عند استخدام حمام الماء الساخن أكبر لأن زيادة درجة الحرارة تزيد من سرعة التفاعل

أصف التغير الحاصل بعد إضافة ثاني أكسيد المنغنيز MnO_2 إلى محلول فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2

بإضافة العامل المساعد MnO_2 تزداد سرعة التفاعل لأن العامل المساعد يقلل طاقة التنشيط وبالتالي تزداد سرعة التفاعل ويزداد تصاعد غاز الأكسجين

أكتب معادلة تحلل فوق أكسيد الهيدروجين بوجود العامل المساعد

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} O_2 + 2H_2O$$



أثر العامل المساعد في موضع الاتزان

لنسترجع معلوماتنا عن الاتزان الديناميكي من خلال تذكر أنواع التفاعلات حسب اتجاه التفاعل:

1- تفاعلات غير منعكسة (تامة): تحدث في اتجاه واحد فقط يسمى الاتجاه الأمامي،

مثال: تفاعلات الاحتراق كاحتراق غاز الميثان بوجود الأكسجين:

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

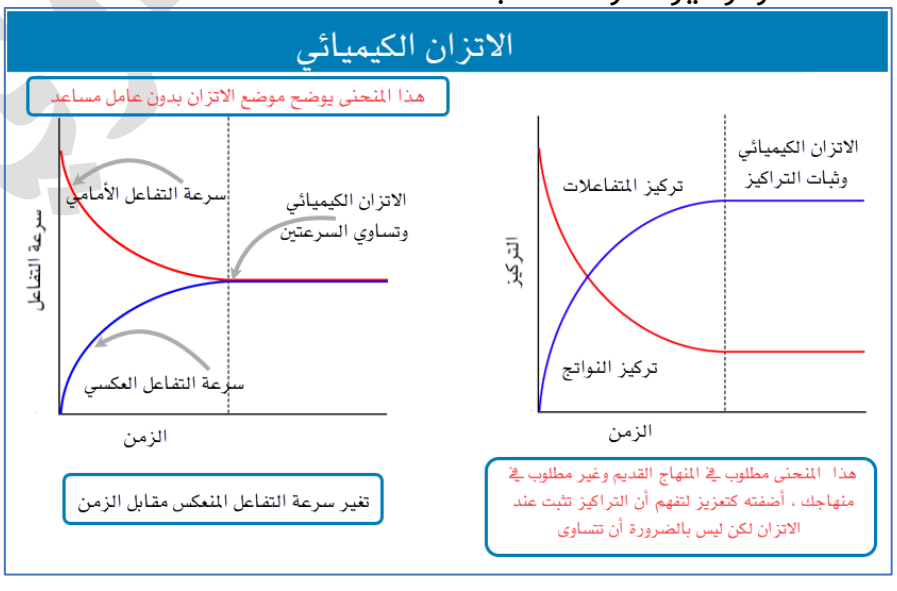
هذا التفاعل وأي تفاعل غير منعكس أسرع ما يمكن في البداية ثم تتناقص السرعة حتى تصل صفر، لتناقص تراكيز المواد المتفاعلة، فإذا أضيف العامل المساعد فإن سرعة التفاعل تزداد وزمن ظهور النواتج يقل لأن طاقة التنشيط انخفضت

2- تفاعلات منعكسة: تحدث في الاتجاهين الأمامي والعكسي، بمجرد تحول المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة، فإن المواد الناتجة تتفاعل في ما بينها لتعيد تكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى

يستمر التفاعل بالحدوث في الاتجاهين الأمامي والعكسي حيث تتناقص تراكيز المتفاعلات عن البداية (أعلى ما يمكن) وتزداد تراكيز النواتج عن البداية (صفر)، سرعة المتفاعلات تتناقص لأن تركيزها يقل وسرعة النواتج تتزايد لأن تركيزها يزداد إلى أن يحدث الاتزان بتساوي السرعتين وثبات التراكيز على الطرفين سواء تساوت التراكيز أو لم تتساوى، فنقول: وصل التفاعل إلى حالة اتزان كيميائي تسمى بالاتزان الديناميكي

ما المقصود بوصول التفاعل إلى موضع الاتزان أو الاتزان الكيميائي "الديناميكي"؟

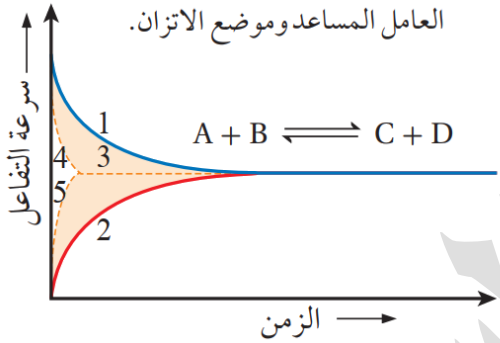
اللحظة التي تتساوى فيها سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي، وتثبت فيها تراكيز المواد المتفاعلة وتراكيز المواد الناتجة



ضو اللمبة: درسنا في أول ثانوي الاتزان الديناميكي، ويكون موضع الاتزان مُزاحًا جهة التراكيز الأعلى، والتفاعل في حالة اتزان ديناميكي، بمجرد إضافة مادة أو استهلاكها يضطرب الاتزان فيعمل التفاعل على تعديل ذلك التأثير حتى يعود إلى الاتزان مرة أخرى، وهذا شاهدناه في وحدة الحموض والقواعد، موضع الاتزان مزاح ناحية جزيئات الحمض أو القاعدة الضعيفة فتركيز المتفاعلات أكبر (إن كنت تتذكر أن تأينها جزئي وليس كلي مثل الحموض والقواعد القوية)

فهل يتأثر موضع الاتزان بإضافة عامل مساعد للتفاعل؟

يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي في الاتجاهين الأمامي والعكسي بحيث يقلل طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل في الاتجاهين، فعند إضافة عامل مساعد إلى تفاعل متزن فإن موضع الاتزان لن يتأثر أو نقول أن الاتزان لن يتغير موضعه، بل تزداد سرعة وصول التفاعل إلى حالة الاتزان ويقل الزمن اللازم لذلك



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.

ضو اللمبة وتعزيز: درسنا في أول ثانوي الاتزان الديناميكي، وتعلمنا أن العوامل المؤثرة على موضع الاتزان وفق مبدأ لوتشلتييه هي: التركيز، درجة الحرارة، الضغط، بحيث لو أثرنا على التفاعل المتزن بإضافة مادة موجودة في التفاعل إما متفاعلة أو ناتجة مادة أو أنها تفاعلت مع المواد فاستهلكت مادة، فإن الاتزان يضطرب ويبدأ التفاعل من جديد لتعديل ذلك الأثر فيُزاح موضع الاتزان لتعديل ذلك عند النظر إلى العامل المساعد فإنه مادة لن تتفاعل ولن تتدخل في كميات المواد المتفاعلة أو الناتجة وبالتالي لن يؤثر على موضع الاتزان ولن يزيحه إلى اليسار أو اليمين، بل يسرِّع من الوصول إليه فقط لأنه يزيد من سرعة التفاعل بتقليل طاقة التنشيط في الاتجاهين

أفكر ص47: ما أثر إضافة عامل مساعد إلى التفاعل الافتراضي الآتي $E \rightleftharpoons M$:

عند إضافة العامل المساعد إلى تفاعل في حالة اتزان فإن موضع الاتزان لا يتأثر وإنما تزداد سرعة وصول التفاعل إلى حالة الاتزان وبهذا يقل الزمن اللازم لذلك

أتحقق ص47: ما أثر العامل المساعد على كل من، سرعة التفاعل الأمامي، سرعة التفاعل العكسي؟

تزداد سرعة التفاعل الأمامي، وكذلك تزداد سرعة التفاعل العكسي

والمقصود أن الزمن اللازم لظهور النواتج في كلا الطرفين أصبح أقل والوصول إلى الاتزان أسرع

تذكر العلاقات السريعة بخصوص العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل:

- زيادة درجة الحرارة لا تؤثر على طاقة التنشيط للتفاعل Ea بل يزيد عدد الجسيمات التي تمتلك تلك الطاقة فتزداد التصادمات الفعالة
- زيادة مساحة السطح (القطع أو البشر أو الطحن ونحوه) يزيد عدد الجسيمات المتفاعلة على السطح وبالتالي يزيد التصادمات
- زيادة تركيز مادة يزيد عدد الجسيمات المتفاعلة في وحدة الحجم وبالتالي يزيد التصادمات فتزداد التصادمات الفعالة، ومثله زيادة الضغط يزيد التركيز
- طبيعة المادة سائل، غاز، ومدى نشاطها الكيميائي يؤثر على سرعة التفاعل
- إضافة العامل المساعد تقلل طاقة التنشيط Ea لكلا الاتجاهين بنفس المقدار فيزداد عدد الجسيمات التي تمتلك الطاقة الكافية فتزداد التصادمات الفعالة
- لا يؤثر العامل المساعد على $\Delta H / H_P / H_R$
- إضافة العامل المساعد تقلل طاقة المعقد المنشط
- لا تتغير كتلة العامل المساعد أثناء التفاعل
- العامل المساعد لا يؤثر على موضع الاتزان بل يسرع الوصول إلى حالة الاتزان، ويقلل الزمن اللازم لذلك

ورقة عمل (9): العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل -2-

تدريب (1) منهاج 2017: إضافة العامل المساعد للتفاعل تؤدي إلى:

1-	رفع طاقة المعقد المنشط	2-	خفض طاقة المواد الناتجة
3-	التقليل من طاقة التنشيط	4-	زيادة سرعة التفاعل الأمامي وليس العكسي

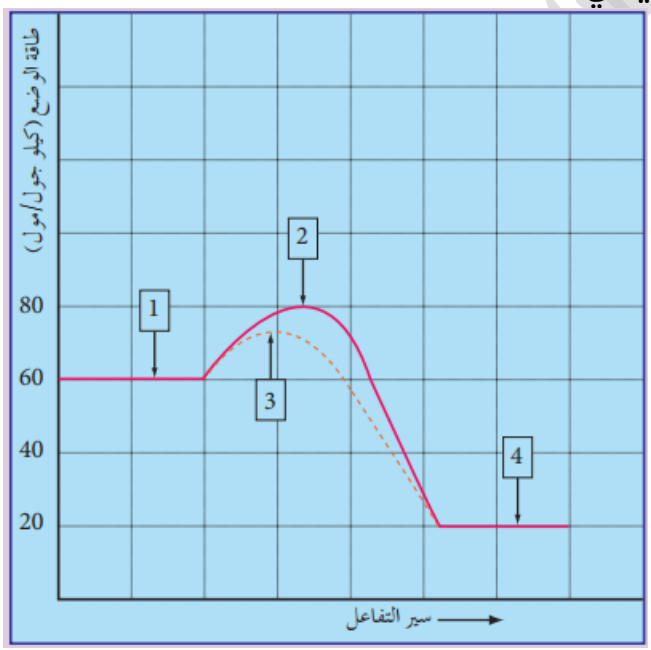
تدريب (2) منهاج 2017: في التفاعل الافتراضي $A + B \overset{C}{\Leftrightarrow} AB + 90\ kJ$

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

1- ما كتلة العامل المساعد عند نهاية التفاعل؟

2- احسب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد

تدريب (3) منهاج 2007: الشكل المجاور يمثل منحنى طاقة تفاعل ما بوجود وبدون العامل المساعد، ادرس الشكل ثم أجب عما يأتي:



1- إلام تشير الأرقام من 1 إلى 4؟

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

3- ما مقدار طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد؟

تدريب (4) وزارة 2022 تكميلي: تؤدي إضافة عامل مساعد إلى التفاعل الكيميائي إلى نقصان:

1-	طاقة وضع المواد المتفاعلة	2-	المحتوى الحراري للتفاعل
3-	زمن حدوث التفاعل	4-	طاقة وضع المواد الناتجة

تدريب (5): في تفاعل ما عند درجة حرارة معينة، إذا علمت أن طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة بمقدار 20 kJ وأن طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد تساوي 200 kJ وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد تساوي 110 kJ وأن مقدار النقصان في طاقة المعقد المنشط بعد إضافة العامل المساعد تساوي 10 kJ فأجب عن الآتي:

1- طاقة المواد المتفاعلة تساوي:

1-	90	2-	100
3-	110	4-	190

2- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد تساوي:

1-	200	2-	90
3-	110	4-	80

3- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد تساوي:

1-	110	2-	100
3-	190	4-	80

4- طاقة المواد الناتجة تساوي:

1-	100	2-	20
3-	90	4-	110

مراجعة الدرس الثالث: نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

السؤال الأول: أوضح كيف تفسر نظرية التصادم حدوث التفاعل الكيميائي

تفترض نظرية التصادم أنه يجب تصادم الجسيمات المتفاعلة في الاتجاه الصحيح وأن تمتلك الطاقة الكافية لتكسير الروابط بين الجسيمات المتفاعلة لتكوين روابط جديدة

السؤال الثاني: أوضح المقصود بكل من: المعقد المنشط، العامل المساعد

مذكور في المحتوى

السؤال الثالث: أفسر أثر كل مما يأتي على سرعة التفاعل الكيميائي:

- تركيز المواد المتفاعلة: بزيادة التركيز يزداد عدد الجسيمات المتفاعلة في وحدة الحجم فيزداد عدد التصادمات الكلية بينها فتزداد فرصة التصادم في الاتجاه الصحيح، وبوجود الطاقة الكافية تزداد التصادمات الفعالة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل
- درجة الحرارة: بزيادة درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية للجسيمات المتفاعلة فيزداد عدد الجسيمات التي تمتلك الطاقة الكافية وهي طاقة التنشيط أو أعلى منها فيزداد عدد التصادمات الفعالة وتزداد سرعة التفاعل
- مساحة سطح المواد المتفاعلة: بزيادة مساحة سطح المواد المتفاعلة يزداد عدد الجسيمات المعرضة للتفاعل فيزداد عدد التصادمات الفعالة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل

السؤال الرابع: 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

ج- قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد

د- قيمة طاقة المعقد المنشط للتفاعل دون عامل مساعد

ه- هل التفاعل ماص للحرارة أم طارد لها؟

و- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد

الحل:

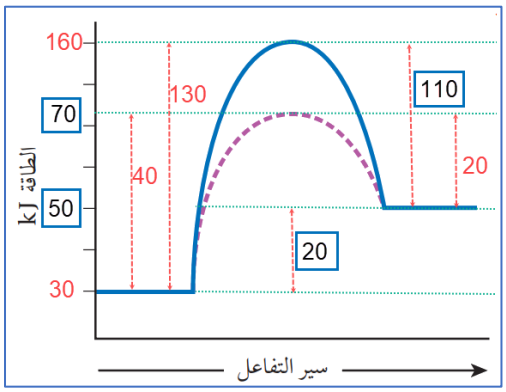
المعطيات: $H_P = 50 \, , \Delta H = +20 \, , H_C^* = 70 \, , Ea_2 = 110$

المطلوب: $H_R \, , \, Ea_2^* \, , \, Ea_1 \, , \, H_C \, , Ea_1^*$

إما نستخدم القوانين أو نرسم،

ومن الرسم نحسب المطلوب بالأسلوب الرياضي

والتفاعل ماص لأن الإشارة موجبة فالمنحنى صاعد



أ- قيمة طاقة المواد المتفاعلة = 30

ب-قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد = 20

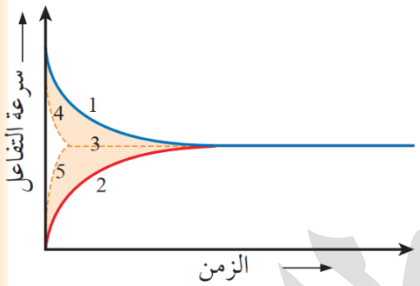
ج- قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد = 130

د- قيمة طاقة المعقد المنشط للتفاعل دون عامل مساعد = 160

ه- هل التفاعل ماص للحرارة أم طارد لها؟ ماص

و- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد = 40

السؤال الخامس: إلام تشير الأرقام المبينة في الشكل الآتي:



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 السادس: أي من الآتية يؤثر فيها العامل المساعد: طاقة المواد المتفاعلة، طاقة تنشيط التفاعل العكسي، طاقة المعقد المنشط، التغير في المحتوى الحراري للتفاعل، زمن حدوث التفاعل، موضع الاتزان

يؤثر في:

- طاقة تنشيط التفاعل العكسي
- طاقة المعقد المنشط
- زمن حدوث التفاعل

الإثراء والتوسع: تقليل تلف الأطعمة

⭐ نزيد درجة الحرارة عند إعداد الطعام لإنضاجه؛ لأن زيادة درجة الحرارة يزيد من سرعة التفاعل، ولحفظ الأطعمة من التلف نعمل على خفض درجة حرارتها بحفظها في الثلاجة

⭐ طرق المحافظة على الأطعمة من التلف:

1) عدم ترك الأطعمة في درجة حرارة الغرفة مدة لأن ذلك يؤدي إلى تلفها بسبب حدوث التفاعلات الكيميائية، فنحفظها في الثلاجة لضبط التفاعلات التي تحدث وتسبب التلف
2) إضافة المواد الحافظة أو المثبطات: وهي مواد مضادة للأكسدة تعمل على إبطاء سرعة التفاعل لأن الأكسدة تسبب تلف الأطعمة
3) حفظ الأطعمة بالتجفيف أو التجميد

⭐ أمثلة على أطعمة تتلف بسبب التأكسد:

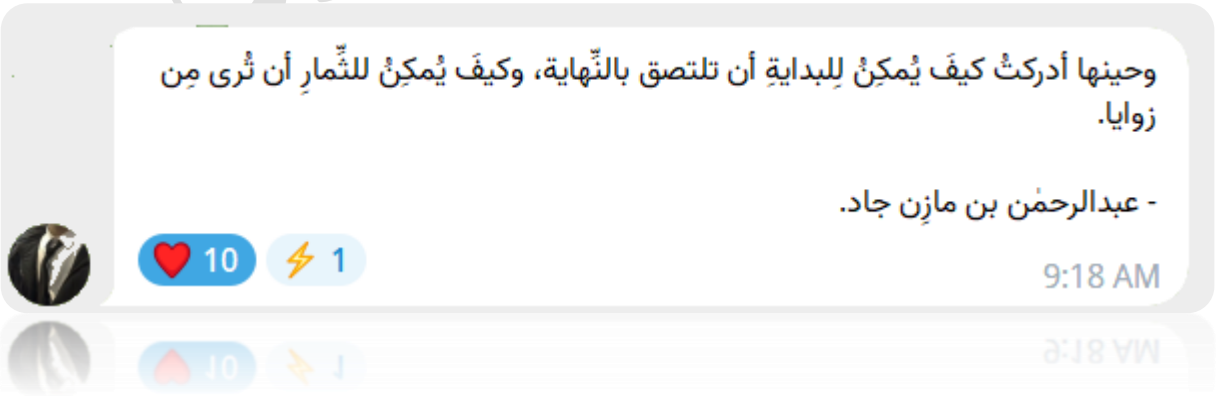
الأطعمة التي تحتوي على دهون مثل: الأجبان

⭐ مميزات المواد الحافظة:

- استعمالها آمن في المنتجات الغذائية
- تزيد من مدة صلاحية الغذاء

⭐ أمثلة على مواد حافظة:

مضادات البكتيريا: وهي مركبات كيميائية لها رموز وأرقام، مثل المركب E220 – 227 حيث يدخل ثاني أكسيد الكبريت SO_2 في تركيبه الأساسي، ويُستخدم في حفظ الفواكه



مراجعة الوحدة الثالثة: الكيمياء الحركية

السؤال الأول: أوضح المقصود بكل من: طاقة تنشيط التفاعل، الرتبة الكلية للتفاعل، سرعة التفاعل الكيميائي

متوفر في المحتوى وفي مسرد المصطلحات

السؤال الثاني: أفسر ما يأتي:

أ- لا تؤدي جميع التصادمات إلى حدوث تفاعل كيميائي

لأنه قد لا يتوفر الاتجاه الصحيح للتصادم أو الطاقة الكافية للجسيمات المتصادمة

ب- زيادة سرعة التفاعل بإضافة عامل مساعد

لأن العامل المساعد يمهد مسار بديل أكثر سهولة مما يقلل طاقة التنشيط للتفاعل فتزداد سرعة التفاعل

السؤال الثالث: يبين الجدول الآتي تراكيز مادة افتراضية خلال مدد زمنية مختلفة

الزمن S	التركيز (M)
0	6
2	4
5	2
9	؟

أ- أستنتج في ما إذا كانت المادة متفاعلة أم ناتجة؟ أفسر إجابتي

مادة متفاعلة لأن تركيزها يقل بمرور الزمن

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

$$R = \frac{-(4-6)}{2-0} = 1\ M/s$$

ج- أتوقع كم يصبح تركيز المادة عند الزمن 9 s (أكبر من 2 أم أقل)؟ أفسر إجابتي

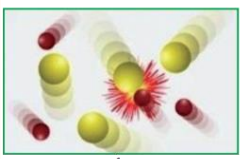
أقل من 2 لأن تركيز المادة المتفاعلة يتناقص بمرور الزمن

السؤال الرابع: في التفاعل الافتراضي الآتي: $A + 2B \rightarrow 3C$

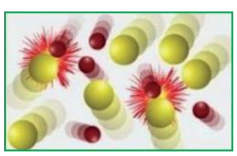
أحسب سرعة تكوين C علمًا أن سرعة استهلاك B يساوي $0.12\ Ms^{-1}$

$$R = -\frac{\Delta B}{2\Delta t} = \frac{0.12}{2} = 0.06\ M/s \quad \Rightarrow \frac{\Delta C}{\Delta t} = 0.06 \times 3 = 0.18\ M/s$$

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



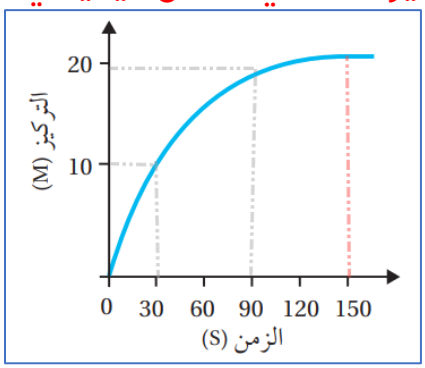
(أ)



(ب)

التفاعل الأسرع هو (ب) والعامل المؤثر هو زيادة التركيز، يتضح من الشكل زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم وبالتالي زيادة عدد التصادمات الكلية وبالتالي زيادة التصادمات الفعالة وزيادة سرعة التفاعل

السؤال السادس: يمثل الرسم البياني العلاقة بين الزمن وتركيز مادة في تفاعل كيميائي



أ- أحدد الزمن اللازم لإتمام التفاعل

$t = 150\ s$

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

$$R = \frac{20 - 10}{90 - 30} = 0.167\ M/s$$

ج- أستنتج هل المادة متفاعلة أم ناتجة؟

المادة ناتجة

السؤال السابع: أستنتج قانون سرعة التفاعل من المعلومات الواردة في الجدول الآتي:

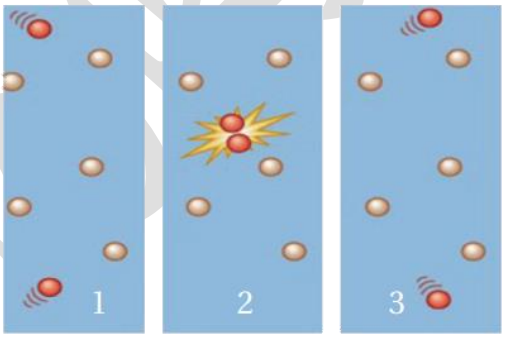
التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.01	0.02	0.1
2	0.02	0.02	0.4
3	0.01	0.04	0.2

رتبة A تساوي 2

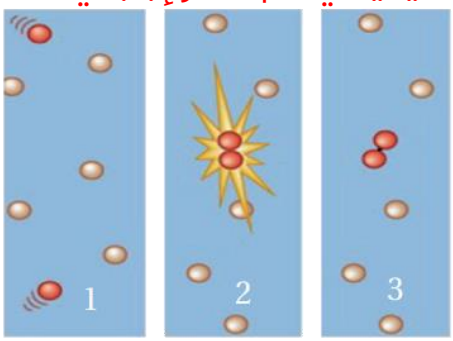
رتبة B تساوي 1

قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^2[B]^1$

السؤال الثامن: أتوقع من الشكلين الآتيين (أ، ب) العامل المؤثر في حدوث التفاعل الكيميائي، ثم أفسر إجابتي



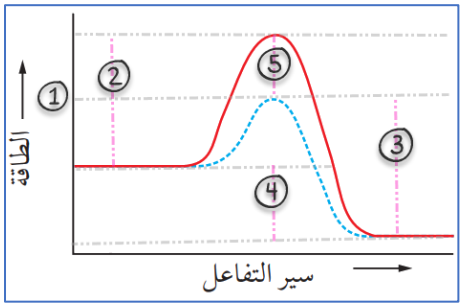
الشكل (أ)



الشكل (ب)

في الشكل (أ) حدث تصادم وارتدت الجسيمات عن بعضها، وفي الشكل (ب) حدث تصادم لنفس الجسيمات فارتبطت، ومعنى ذلك أن اتجاه التصادم صحيح في الشكلين، لكن في الشكل (أ) لم يتوفر شرط الطاقة الكافية بينما كان متوفرًا في الشكل (ب)

السؤال التاسع: يمثل الشكل الآتي سير تفاعل بوجود عامل مساعد ودون عامل مساعد



أحدد على الشكل كلاً من:

(1) طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد

(2) طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد

(3) طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد

(4) التغير في المحتوى الحراري للتفاعل

(5) الانخفاض في طاقة المعقد المنشط نتيجة إضافة عامل مساعد

السؤال العاشر: جمعت البيانات الافتراضية 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

1) أكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل

$$R = k[X]^x[Y]^y$$

2) أكتب قانون سرعة التفاعل

رتبة X تساوي 1 رتبة Y تساوي 2

قانون سرعة التفاعل $R = k[X]^1[Y]^2$

3) أجد قيمة k ووحدته

$$k = \frac{R}{[X]^1[Y]^2} = \frac{0.1}{0.001} = 100/M^2.s \quad \text{أو} \quad 100\ M^{-2}.s^{-1}$$

السؤال 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 سرعة التفاعل

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

ب- أكتب قانون سرعة التفاعل

رتبة A تساوي 2 رتبة B تساوي 1 رتبة C تساوي zero

قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^2[B]^1$

4) أجد قيمة k ووحدته

$$k = \frac{R}{[A]^2[B]^1} = \frac{300 \times 10^{-4}}{64 \times 10^{-6}} = 4.7 \times 10^2 / M^2.s$$ أو $470\ M^{-2}.s^{-1}$

السؤال 12: أختار الإجابة الصحيحة:

1- في التفاعل الافتراضي $2A + 2B \rightarrow 4D$ كانت رتبة التفاعل للمادة $A = zero$

وثابت السرعة $k = 0.1\ M^{-1}.s^{-1}$ فإن رتبة التفاعل للمادة B تساوي:

(أ) صفرًا

(ب) 1

(ج) 2

(د) 3

الإجابة الصحيحة: ج

2- العبارة الصحيحة في ما يتعلق بالعامل المساعد:

(أ) يزيد من طاقة التنشيط للتفاعل

(ب) يقلل من طاقة المعقد المنشط

(ج) يقلل المحتوى الحراري للتفاعل

(د) يزيد من طاقة النواتج

الإجابة الصحيحة: ب

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

(أ) تقل سرعة التفاعل

(ب) يزداد التركيز

(ج) يزداد عدد التصادمات الفعالة

(د) تقل درجة الحرارة

الإجابة الصحيحة: ج

4- إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي 70kJ وكان التغير في المحتوى الحراري −50kJ فإن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي تساوي بوحدة kJ:

(أ) 20

(ب) 50

(ج) 70

(د) 120

الإجابة الصحيحة: د

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

(أ) زيادة طاقة التنشيط

(ب) تقليل سرعة التفاعل

(ج) زيادة عدد التصادمات الفعالة

(د) تقليل متوسط الطاقة الحركية

الإجابة الصحيحة: ج

6- وُجد 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) $R = k[A]^1[B]^1$

(ج) $R = k[A]^2[B]^1$

(د) $R = k[A]^2$

الإجابة الصحيحة: أ

7- في تفاعل ما كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي 70kJ وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي 50kJ فإن قيمة التغير في المحتوى الحراري للتفاعل تساوي:

(أ) $+20$

(ب) -20

(ج) $+120$

(د) -120

الإجابة الصحيحة: أ

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

(أ) درجة الحرارة

(ب) طبيعة المتفاعلات

(ج) التركيز

(د) العامل المساعد

الإجابة الصحيحة: ب

9- في تجربة ما، جرى الحصول على البيانات عند درجة حرارة معينة 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	.....	.....

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

(أ) 0.4

(ب) 0.04

(ج) 0.004

(د) 0.0004

الإجابة الصحيحة: ج

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

(أ) $[A] = 0.03, [B] = 0.07$

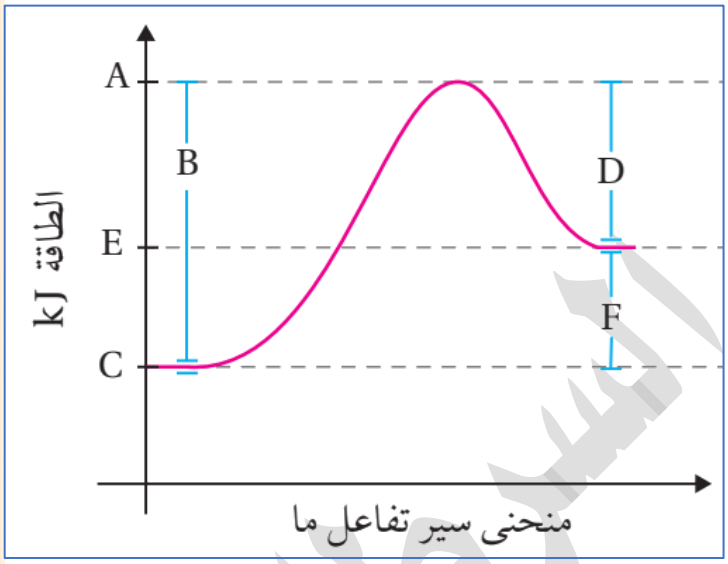
(ب) $[A] = 0.08, [B] = 0.01$

(ج) $[A] = 0.04, [B] = 0.03$

(د) $[A] = 0.09, [B] = 0.08$

الإجابة الصحيحة: ج

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



ما الرمز الذي يمثل كلاً مما يأتي:

أ- طاقة المواد المتفاعلة C

ب- طاقة المواد الناتجة E

ج- طاقة المعقد المنشط A

د- التغير في المحتوى الحراري F

ه- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي B

و- طاقة تنشيط التفاعل العكسي D

السؤال 14: اعتمادًا على البيانات في الجدول الآتي لتفاعل ما،
ما قيمة كل 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

أ- طاقة المواد الناتجة 40

ب- طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد 210

ج- طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد 110

د- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد 140

طاقة المواد الناتجة لن تتغير بإضافة العامل المساعد فتبقى ثابتة، نحسب طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد من خلال القانون:

$$Ea_2^* = H_C^* - H_P = 150 - 40 = 110\ kJ$$

نحسب الفرق أو مقدار الانخفاض في طاقة التنشيط بعد إضافة العامل المساعد

$$\Delta E = Ea_2 - Ea_2^* = 170 - 110 = 60\ kJ$$

نستطيع الآن وبكل سهولة حساب كل من ب و ج من خلال هذا الفرق

أسئلة التفكير من كتاب الأنشطة

السؤال الأول: أجريت ثلاث تجارب لتفاعل غاز ثاني أكسيد النيتروجين مع غاز الفلور عند درجة حرارة ثابتة وفق معادلة التفاعل الآتية $2NO_2 + F_2 \rightarrow 2NO_2F$

ورصدت بيانات التجارب في جدول يبين تغير سرعة التفاعل الابتدائية بتغير تركيز كل مادة متفاعلة كما يأتي:

رقم التجربة	$[F_2]$ M	$[NO_2]$ M	R M/s
1	0.1	0.4	1.6×10^{-2}
2	0.1	0.2	4×10^{-3}
3	0.2	0.1	2×10^{-3}

1) أجد رتبة التفاعل للمادة NO_2 تساوي 2

2) أجد رتبة التفاعل للمادة F_2 تساوي 1

3) أستنتج قانون سرعة التفاعل

$$R = k[F_2]^1[NO_2]^2$$

4) أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k وأستنتج وحدته

$$k = \frac{R}{[F_2]^1[NO_2]^2} = \frac{16 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-1} \times 16 \times 10^{-2}} = 1/M^2.s \quad \text{أو} \quad 1\ M^{-2}.s^{-1}$$

1) أحسب سرعة التفاعل عندما يكون $[NO_2] = [F_2] = 0.5\ M$

$$R = 0.5 \times 0.5 \times 0.5 = 0.125\ M/s$$

السؤال الثاني: أستنتج سرعة التفاعل T في التجربة رقم (3) علمًا أن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 3، وجرى قياس تغير سرعة التفاعل الابتدائية بتغير تراكيز المادتين المتفاعلتين Q و W عند درجة حرارة ثابتة، فكانت نتائج القياس كما في الجدول المبين أدناه:

[Q] M	[W] M	R M/s
0.4	0.2	2.1
0.4	0.6	6.3
0.8	0.6	T

رتبة المادة Q تساوي 2 ورتبة المادة W تساوي 1

قانون سرعة التفاعل $R = k[W]^1[Q]^2$

قيمة ثابت سرعة التفاعل k

$$k = \frac{R}{[W]^1[Q]^2} = \frac{21 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{-1} \times 16 \times 10^{-2}} = 65.6/M^2.s \quad \text{أو} \quad 65.6\ M^{-2}.s^{-1}$$

$$T = R_3 = 65.6 \times 0.8 \times 0.8 \times 0.6 = 25.2\ M/s$$

السؤال الثالث: سجلت البيانات في الجدول الآتي للتفاعل الافتراضي عند درجة حرارة ثابتة: $2A + 3B \rightarrow 3C + 2D$

رقم التجربة	[B] M	[A] M	R M/s
1	0.1	0.1	2×10^{-2}
2	0.1	0.3	2×10^{-2}
3	0.3	0.3	6×10^{-2}
4	?	0.1	4×10^{-3}

1) أجد الرتبة الكلية للتفاعل

رتبة المادة A تساوي صفر

ورتبة المادة B تساوي 1

فالرتبة الكلية تساوي 1

2) أستنتج قانون سرعة التفاعل

$R = k[B]^1$

3) أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k

$$k = \frac{R}{[B]^1} = \frac{2 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-1}} = 0.2\ s^{-1}$$

4) أستنتج تركيز المادة B في التجربة الرابعة

$$R = k[B]^1 \Rightarrow \quad 4 \times 10^{-3} = 0.2\ [B] \Rightarrow \quad [B] = 0.02\ M$$

السؤال الرابع: في التفاعل الآتي : $A + B \rightleftharpoons AB$

عند تضاعف تركيز A مرتين تضاعفت السرعة بالمقدار نفسه، وعند مضاعفة تركيز A و B معًا تضاعفت السرعة أربع مرات، أجيب عما يأتي:

1) أجد رتبة المادة المتفاعلة B

رتبة المادة B تساوي 1 وكذلك رتبة A

2) أستنتج قانون سرعة التفاعل

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

3) أستنتج وحدة ثابت سرعة التفاعل k

$$M^{-1}.s^{-1} \quad or \quad 1/M.s$$

السؤال الخامس: يتفاعل الكلور مع أحادي أكسيد النيترجين وفق المعادلة الآتية:

$$2NO + Cl_2 \rightleftharpoons 2NOCl$$

عند درجة حرارة ثابتة فكانت بيانات التفاعل كما يأتي:

رقم التجربة	$[Cl_2]$ M	[NO] M	R M/s
1	0.1	0.1	0.06
2	0.1	0.2	0.12
3	0.1	0.3	0.18
4	0.2	0.1	X
5	0.3	0.1	0.54

1) أجد رتبة المادة المتفاعلة NO

رتبة المادة NO تساوي 1 أما رتبة المادة Cl_2 تساوي 2

2) أستنتج قانون سرعة التفاعل

$$R = k[NO]^1[Cl_2]^2$$

3) أستنتج قيمة ثابت سرعة التفاعل k وأحدد وحدته

$$k = \frac{R}{[NO]^1[Cl_2]^2} = \frac{6 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-3}} = \frac{60}{M^2}.s \quad \text{أو} \quad 60\ M^{-2}.s^{-1}$$

4) أحسب سرعة التفاعل في التجربة (4)

$$T = R_4 = 60 \times 0.1 \times 0.2 \times 0.2 = 0.24\ M/s$$

السؤال السادس: أجريت أربعة تجارب لتفاعل افتراضي: $A + B \rightarrow 2D$ عند تراكيز ابتدائية مختلفة ودرجة حرارة ثابتة، فوجد أن سرعة التفاعل تساوي قيمة ثابت السرعة

1) أستنتج رتبة كل من المادة A ورتبة المادة B ، أفسر إجابتي

رتبة المادة A والمادة B تساوي صفر لأن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي صفر حيث

قانون السرعة نعبر عنه بهذا الشكل $R = k$

2) أستنتج وحدة ثابت السرعة k

تساوي وحدة السرعة M/s

تم بحمد الله وشكره وتوفيقه

فما كان من صواب فالحمد لله ومن فضل الله وتوفيقه

وما كان من خطأ فمن نفسي وتقصيري

أسأل الله أن ينفع بهذا العمل

ويتقبله قبولًا مباركًا كما يليق بجلال وجهه وعظيم سلطانه

مع كل الحب لطلابي

مريم السرطاوي