الوحدة الثالثة
الكيمياء الحركية

مدارس الأمم الابداعية

العون في الكيمياء

الاستاذ أحمـــــد نوفـــــــــل

0788763835

الدرس الأول : سرعة التفاعلات الكيميائية

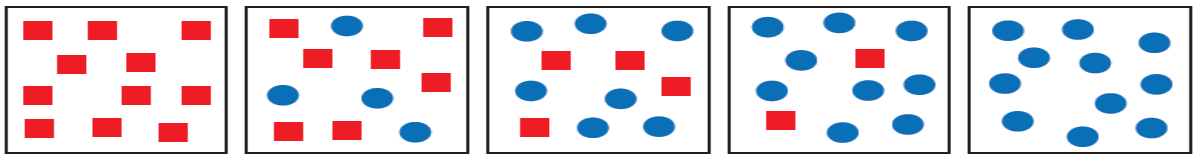
مقدمة : يهتم فرع الكيمياء الحركية بدراسة التغير في سرعة التفاعلات الكيميائية والعوامل المؤثرة فيها.وتوصف التفاعلات الكيميائية بأنها سريعة أو بطيئة؛ تبعًا لخصائص المواد المتفاعلة وظروف التفاعل. إلا أن التعبيرين الوصفيين (سريع وبطيء)غير دقيقين في وصف السرعة؛ إذ يجب التعبير عنها بوصف أكثر دقّة . ويمكن وصف الأشياء المتحركة عن طريق سرعتها، فمثلًا؛ عندالنظر إلى مؤشر عداد السرعة في السيارة، إذا كأن يشير إ لى 80km/h؛ فأن هذه السرعة تسمى السرعة اللحظية، ويمكن حساب سرعة جسم متحرك بقسمة المسافة التي يقطعها على الزمن الذي استغرقه في قطع تلك المسافة، وتسمّى هذه بالسرعة المتوسطة.

أولاً : مفهوم سرعة التفاعُل:

تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعات حدوثها من تفاعل لآخر، وكذلك في التفاعل نفسه أثناء حدوثه، تبعًا لعوامل منها التركيز ودرجةالحرارة ومساحة السطح المعرض للتفاعل؛ فبعض التفاعلات تحدث بسرعة كبيرة خلال مدة زمنية قصيرة مثل تفاعلات الاحتراق وتفاعلات محاليل الحموض والقواعد وتفاعل الصوديوم مع الماء، في حين تحتاج بعض التفاعلات زمنًا أطول لحدوثها مثل صدأ الحديد. وقد يحتاج بعضها ملايين السنين، مثل تكون الفحم الحجري والنفط.

كلمة سرعة مرتبطة بتغير كمية معينة بالنسبة للزمن

س) ما المقصود بسرعة التفاعل الكيميائي ؟
هي مقياس لمقدار التغيّر في كمية مادة متفاعلة أوكمية مادة ناتجة خلال مدة زمنية محددة.
س) كيف تتغير كمية المواد المتفاعلة والمواد الناتجة خلال سير الفاعل الكيميائي(مع مرور الزمن) ؟
كمية المادة الناتجة تزداد(تنتج)مع مرور الزمن؛ بينما تقلّ كمية المادة المتفاعلة (تستهلك) مع مرور الزمن



س) كيف يمكن التعبير عن تغير كمية المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة خلال سير التفاعل الكيميائي ؟
ويعبّر عن كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة بدلالة التغيّر في الكتلة أو الحجم أو التركيز المولاري وذلك لمعرفة سرعة التفاعل الكيميائي

سرعة التفاعل الكيميائي قيمة موجبة

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

$$R = \frac{\Delta(reactantorproduct)}{\Delta t}$$

مثال : يتفاعل فلزّ الخارصين Zn مع محلول حمض الهيدروكلوريك HCl وفق المعادلة الموزونة الآتية :

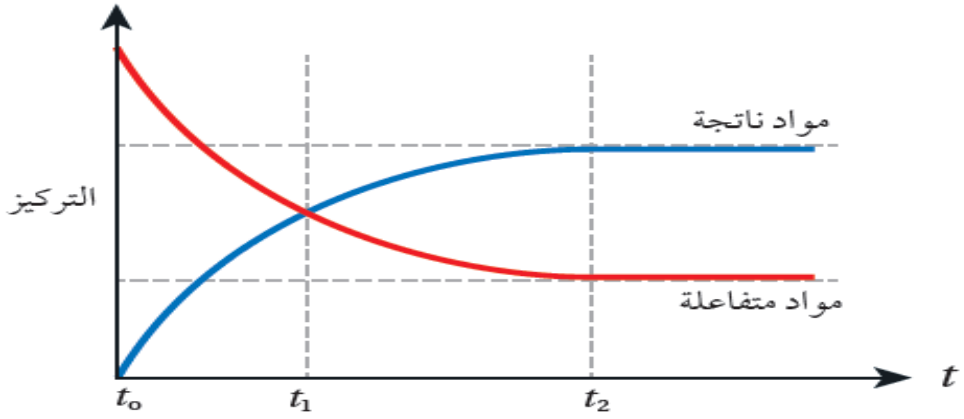
$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_2(g)$$

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

ثانيا : حساب سرعة التفاعل :

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

- الشكل الاتي يبين تغير تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة خلال مدة زمنية



ملاحظات على الشكل السابق : (سيتم شرح الشكل بالدرس الثالث)

1) يكون تركيز المادة المتفاعلة عند بداية التفاعل (عند الزمن t_0) أكبر ما يمكن ، ويكون تركيز المادة الناتجة في بدأية التفاعل (عند الزمن t_0) يساوي صفر .

2) يتناقص تركيز المادة المتفاعلة مع مرور الزمن ، بينما يتزايد تركيز المادة الناتجة مع مرور الزمن .

س) كيف يمكن حساب سرعة التفاعل الكيميائي ؟

- في التفاعل الكيميائي العام الآتي: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

يمكن حساب سرعة التفاعل بمعرفة سرعة استهلاك (اختفاء) إحدى المواد المتفاعلة مثل A أوB ،أو سرعة تكوين (انتاج) مادة ناتجة مثل C أو D فمثلا يعبّر عن سرعة استهلاك A كما يأتي:

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

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

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

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

$[A]_1$: تركيز المادة المتفاعلة عند t_1

س) لماذا وضعت الاشارة السالبة في القانون السابق ؟

المادة المتفاعلة تستهلك بمرور الزمن؛ فأن مقدار تركيزها $[A]_2$ أقل من تركيزها $[A]_1$ ، مما يجعل ناتج العملية الحسابية قيمة سالبة،(أي أن $\Delta[A]$ قيمة سالبة) وبما أن سرعة التفاعل لا تكون سالبة، لذا؛ تكتب الإشارة السالبة في القانون حتى يكون ناتج سرعة التفاعل قيمة موجبة.

س) عبر عن سرعة تكوين (أنتاج) C في التفاعل السابق .

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

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

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

هنا تكون قيمة $\Delta[C]$ موجبة لأن تركيز المواد الناتجة يزداد مع مرور الزمن ($[C]_2 > [C]_1$) لذا لا داعي للاشارة السالبة في القانون

ملاحظات :

1) يمكن التعبير لفظياً عن سرعة التفاعل للمواد المتفاعلة بسرعة (استهلاك او اختفاء) ، ويمكن التعبير عن سرعة التفاعل لفظياً للمواد الناتجة بسرعة أنتاج او تكوين .

2) يتم تحديد الوحدة المستخدمة في قياس معدل سرعة التفاعل اعتمادا على الوحدات المستعملة في قانون السرعة وغالبا يتم قياس سرعة التفاعل الكيميائي بوحدة (M/s) أو ($M.s^{-1}$) أو mol/ L.s

س) هل يمكن الربط (أيجاد علاقة) بين سرعة استهلاك مادة متفاعلة وسرعة انتاج مادة ناتجة ؟

يمكن التعبير عن سرعة التفاعل بدلالة التغير في تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في مدة زمنية محددة، أي بدلالة سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة، اعتمادًا على المعادلة الموزونة (على معاملات المواد المتفاعلة والناتجة) كما يأتي:

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

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

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

ما العلاقة بين سرعة استهلاك A وسرعة أنتاج C؟

يمكن أيجاد علاقة بين سرعة استهلاك A وسرعة أنتاج C اعتمادا على معاملاتهما في المعادلة الموزونة كما يأتي :

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

كلمة استهلاك (اختفاء) تغني عن وضع الاشارة السالبة عند التعبير لفظيا عن سرعة تفاعل الماة المتفاعلة

مثال : في المعادلة $A \rightarrow 3C$ يتضح أنه لأنتاج 3 مول من C يلزم استهلاك 1 مول من A أي أن سرعة تكوين C تساوي 3 اضعاف سرعة استهلاك A ويعبر عن سرعة التفاعل الكيميائي كالآتي :

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

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

أي أن : معدل سرعة المادة المجهولة = $\frac{\text{معامل المادة المجهولة من المعادلة الكيميائية الموزونة}}{\text{معامل المادة المعلومة من المعادلة الكيميائية الموزونة}}$ ×سرعة المادة المعلومة

مثال 1: عبّر عن سرعة التفاعل للمواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة بدلالة تغير تركيز كل منها في مدة زمنية محددة؛ وفق المعادلة الموزونة الآتية:

$$4NH_{3(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 6H2O_{(g)} + 4NO_{(g)}$$

الحل :

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

مثال 2: يتفاعل غاز ثأني أكسيد النيتروجين NO_2 مع غاز الفلور لتكوين غاز فلوريد النتريل NO_2F وفق المعادلة الموزونة الآتية: $2NO_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow 2NO_2F_{(g)}$ ، عبّر عن العلاقة بين سرعة تكوين NO_2F وسرعة استهلاك F_2

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

أي أن سرعة استهلاك F_2 تساوي نصف سرعة تكوين NO_2F ، او سرعة تكوين NO_2F ضعف سرعة استهلاك F_2

مثال 3 : يتحلل غاز هيدريد الفسفور PH_3 ؛ وفق معادلة التفاعل : $4PH_{3(g)} \rightarrow P_{4(g)} + 6H_{2(g)}$

أحسب سرعة سرعة تكوين غاز الفسفور P_4 ، علما أن سرعة تكوين غاز الهيدروجين تساوي 0.06M/s

الحل :

اكتب العلاقة بين سرعة تكوين الفسفور P_4 وسرعة تكوين H_2

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

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

مثال 4: أتحقق صفحة 14 (هذا المثال كرر مرات عديدة في اختبار الوزارة)

يتفاعل غاز الهيدروجين H_2 مع غاز النيتروجين N_2 وفق ظروف معينة لأنتاج الأمونيا NH_3 حسب المعادلة :

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

احسب سرعة استهلاك غاز الهيدروجين علما أن سرعة انتاج الامونيا 0.16M/s

الاجابة : 0.24M/s

وزاريات :

1) سرعة استهلاك B في التفاعل الافتراضي $3A + 2B \rightarrow 2C + 3D$ عند درجة حرارة معينة ، يساوي

أ) 3 أضعاف سرعة تكون D ب) ضعف سرعة تكون C ج) ثلث سرعة تكون C د)ثلثي سرعة استهلاك A

2) في التفاعل الاتي الذي يحدث في وسط قاعدي : $3ClO^- \rightarrow ClO_3^- + 2Cl^-$ إذا كانت سرعة أنتاج ClO_3^- تساوي 0.06M/s فأن سرعة استهلاك ClO^- (M/s) يساوي :

أ) 0.18 ب) 1.8 ج) 0.2 د)0.12

3)إذا كانت سرعة استهلاك A في التفاعل الافتراضي $4A \rightarrow 2C + 2B$ تساوي 0.6M/s ، فأن معدل سرعة انتاج B تساوي (M/s):

أ) 0.4 ب)0.6 ج)0.3 د)0.1

4) في التفاعل الافتراضي : $B + 3C \rightarrow 2E$ تكون سرعة استهلاك C تساوي :

أ) ثلث سرعة استهلاك B ب) 3 اضعاف سرعة استهلاك B ج) ضعف سرعة أنتاج E د) ثلثي سرعة أنتاج E

5) في التفاعل الاتي : $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$ إذا كانت سرعة استهلاك CH_4 تساوي $0.12M/s$ فأن سرعة أنتاج الماء تساوي (M/s):

أ) 0.06 ب) 0.12 ج) 0.14 د) 0.24

6) في التفاعل الافتراضي $2A_2(g) + B_2(g) \rightarrow 2A_2B_2(g)$ وكأن معدل استهلاك B_2 يساوي $(0.04M/s)$ فأن سرعة أنتاج A_2B_2 يساوي (M/s):

أ) 0.02 ب) 0.04 ج) 0.08 د) 0.16

الاجابات :

الفقرة	1	2	3	4	5	6
الاجابة	د	أ	ج	ب	د	ج

ثالثا : حساب سرعة التفاعل من الرسم البياني

1) حساب السرعة المتوسطة (S) بيانيا :

س) ما المقصود بالسرعة المتوسطة للتفاعل ؟

التغير الكلّي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق في ذلك.

ملاحظات :

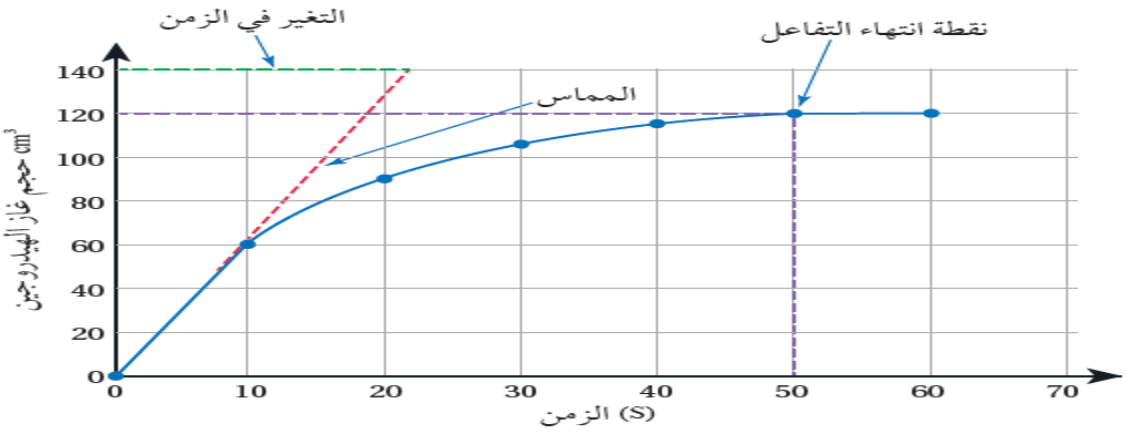
1) يمكن قياس سرعة التفاعل عن طريق رسم بياني يسمى (منحنى السرعة)، حيث يبين التغيّر في كمية مادة متفاعلة أو مادة ناتجة (تركيز ، حجم ، كتلة) خلال مدة زمنية معيّنة.

2) تكون سرعة التفاعل أقصى ما يمكن لحظة بدأيته (عند الزمن t_0) ، ثم تقلّ (فسر) كلما استُهلكت المواد المتفاعلة أكثر فأكثر، وبمرور الزمن تزداد كمية المواد الناتجة .

مثال 5: يتفاعل المغنيسيوم Mg مع حمض الهيدروكلوريك HCl ، وينتج عن التفاعل غاز الهيدروجين، كما هو موضّح في معادلة التفاعل الآتية:

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

اعتمادا على الشكل المجاورالذي يبين تغير حجم غاز الهيدروجين مقابل الزمن ، احسب السرعة المتوسطة للتفاعل .



الحل :

أقسم التغير الكلّي في حجم غاز الهيدروجين H_2 الناتج على الزمن المستغرق في ذلك ، الحجم النهائي للغاز الناتج يساوي $120\ cm^3$ بعد مضي 50s من الزمن (الحجم النهائي عندما اصبح الاقترأن ثابت)

السرعة المتوسطة (S) تحسب حسب القأنون :

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

$$S = \frac{120-0}{50-0}$$

$$S = 2.4\ Cm^3/s$$

2) السرعة الابتدائية للتفاعل : (اكبر قيمة لسرعة التفاعل)

س) ما المقصود بسرعة التفاعل الابتدائية ؟

سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن صفر.

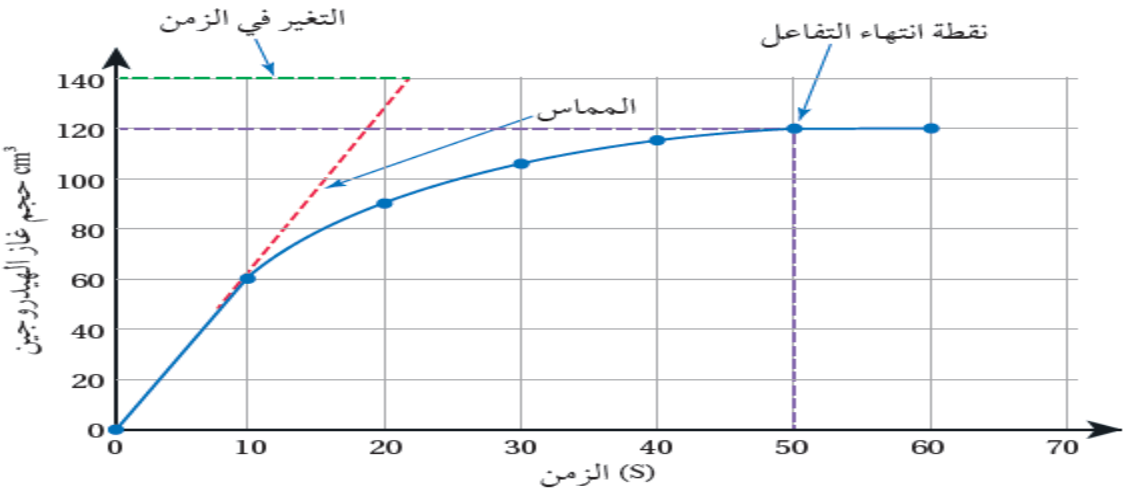
ملاحظات :

1) عند الزمن صفر (لحظة خلط المواد المتفاعلة) تكون تراكيز المواد المتفاعلة أكبر ما يمكن.

2) يمكن حساب السرعة الابتدائية عن طريق حساب ميل المماس (G) عند النقطة التي تمثل كمية المواد المتفاعلة او الناتجة عند الزمن صفر . حيث :

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

مثال 6 : اعتمادا على الشكل المجاورالذي يبين تغير حجم غاز الهيدروجين مقابل الزمن ، احسب السرعة الابتدائية للتفاعل

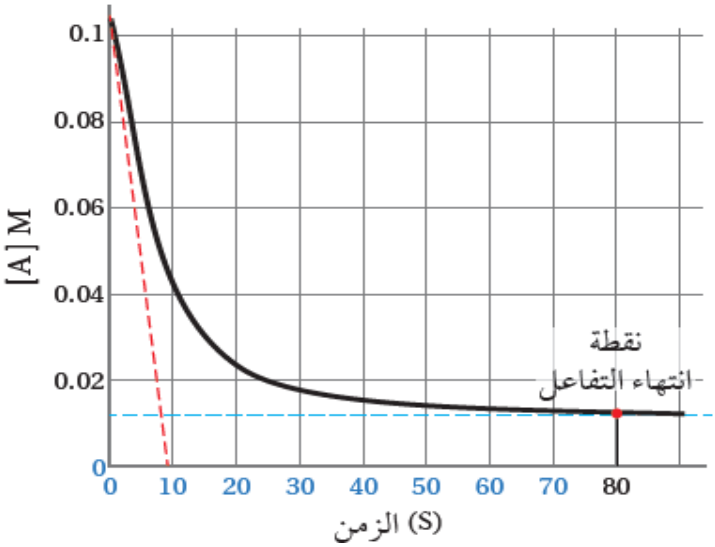


$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$$

ΔY التغيّر في حجم الغاز الناتج، وتمثل ΔX تغير الزمن. وبالرجوع إلى المنحنى

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

مثال 7: يمثل الشكل الآتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة A مقابل الزمن:



1) أحسب السرعة المتوسطة S للتفاعل.

2) أحسب السرعة الإبتدائية للتفاعل

الحل :

لحساب السرعة المتوسطة للتفاعل بقسمة التغير الكُلّي في تركيز المادة A على الزمن المستغرق لأنتهاء التفاعل

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

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

وضعت الاشارة السالبة في القانون لأن A مادة متفاعلة وتركيزها يتناقص مع مرور الزمن (تذكر أن سرعة التفاعل قيمة موجبة)

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

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

3) سرعة التفاعل اللحظية

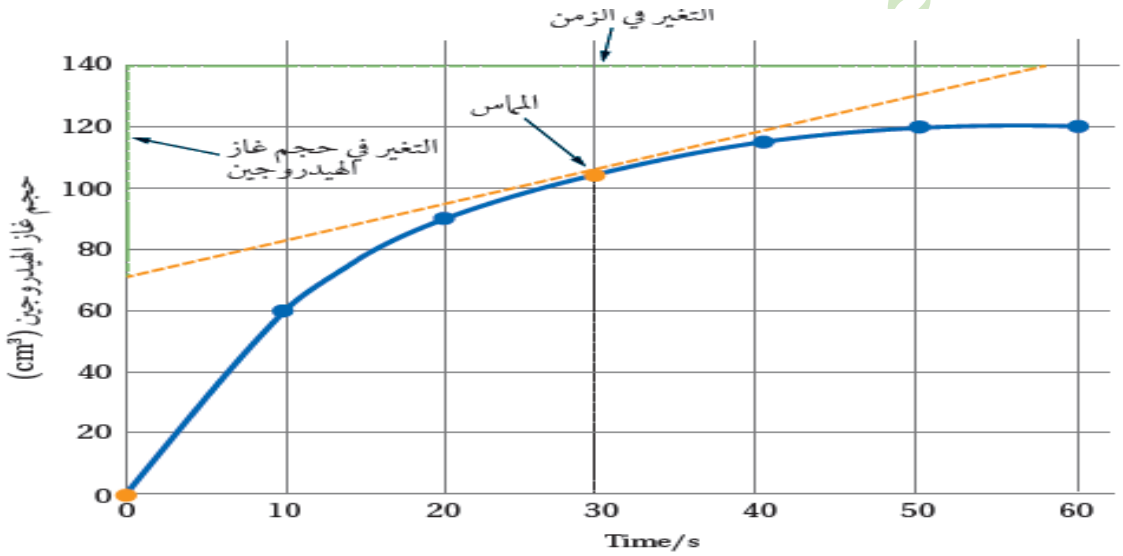
س) ما المقصود بسرعة التفاعل اللحظية ؟

هي سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية معينة

ملاحظات :

1) يتم حساب السرعة اللحظية عن طريق رسم منحنى يمثل التغير في كمية مادة متفاعلة أو ناتجة مقابل الزمن ، ثم يرسم مماسًا للمنحنى عند النقطة المقابلة للزمن عند تلك اللحظة، وأحسب الميل عندها.

مثال 8 : اعتمادا على الشكل المجاورالذي يبين تغير حجم غاز الهيدروجين مقابل الزمن ، احسب سرعة التفاعل عند الزمن 30s



الحل :

1-ارسم خط عامودي من نقطة الزمن المطلوب على المنحنى

2- ارسم مماس عند نقطة تلاقي الخط العمودي مع المنحنى

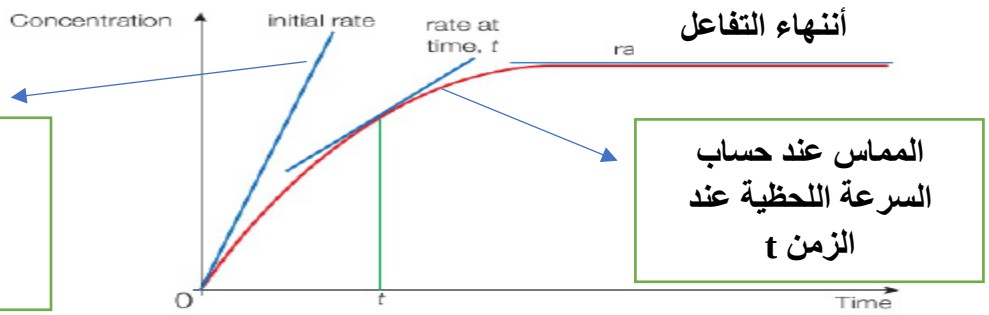
3-استخدم علاقة ميل المماس

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

س) لماذا تكون سرعة التفاعل عند الزمن 30s أقل من سرعته الإبتدائية؟

بمرور الزمن يقل تركيز المادة المتفاعلة فتقل سرعة التفاعل

يمكن اعتماد الشكل الاتي الذي يبين ملخص لحساب السرعة الابتدائية والسرعة اللحظية للتفاعل



المماس المستخدم لحساب السرعة الابتدائية

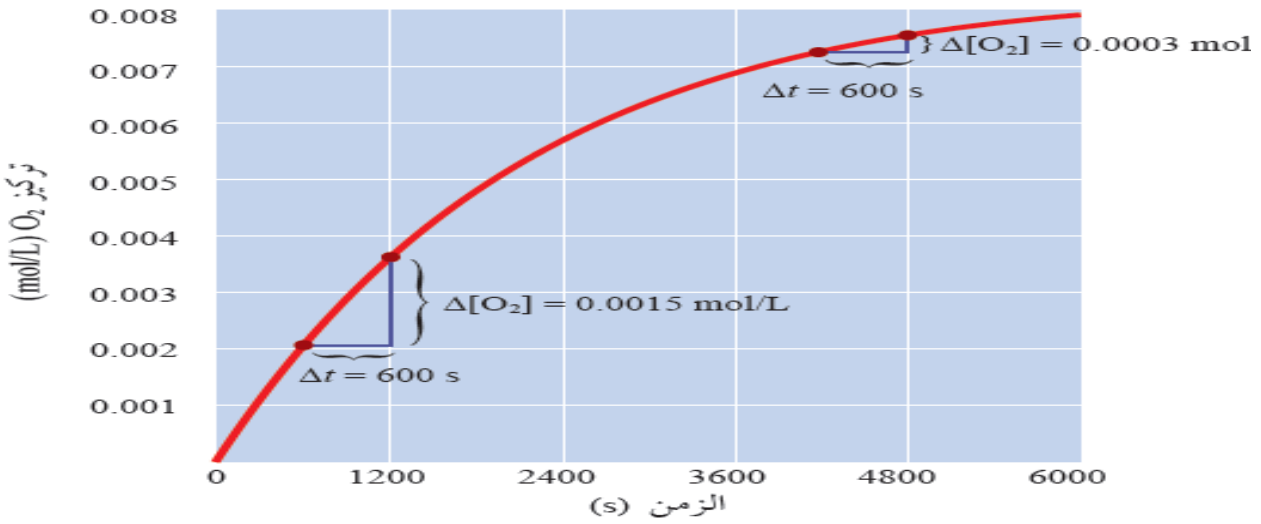
المماس عند حساب السرعة اللحظية عند الزمن t

ملاحظة : يمكن حساب سرعة التفاعل بتغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في فترات زمنية محددة ، كما يوضح المثال الآتي :

عند تحلل غاز خامس أكسيد ثنائي النتيروجين N_2O_5 لإنتاج غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 وغاز الأكسجين O_2 ، وفق المعادلة الموزونة الآتية: $2N_2O_{5(g)} \rightarrow 4NO_{2(g)} + O_{2(g)}$ ، تم الحصول على البيانات الاتية التي تمثل حساب سرعة إنتاج غاز الأكسجين O_2 خلال فترات زمنية :

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

ثم تم تمثيل البيانات في الجدول بيانيا كما في الشكل الآتي :



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

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

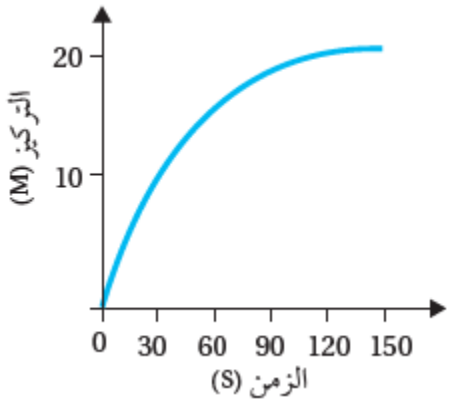
$$= \frac{0.0036 - 0.0021}{1200 - 600}$$

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

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

- **احسب سرعة انتاج O_2 في الفترة الزمنية 4200-4800 s**

مثال 9: (السؤال 6 أسئلة الوحدة) يمثل الرسم البياني العلاقة بين الزمن وتركيز مادة في تفاعل كيميائي



أ) أحدد الزمن اللازم لإتمام التفاعل؟

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

ج) أستنتج هل المادة متفاعلة أم ناتجة؟

الحل :

1) 150s

2) $\frac{20-10}{90-30} = \frac{1}{6} \approx 0.167M/s$

3) ناتجة

اسئلة تثبيت المفهوم :

1) يمكن حساب سرعة تفاعل ما عند زمن محدد عن طريق أيجاد ميل المماس لمنحنى يمثل العلاقة بين :

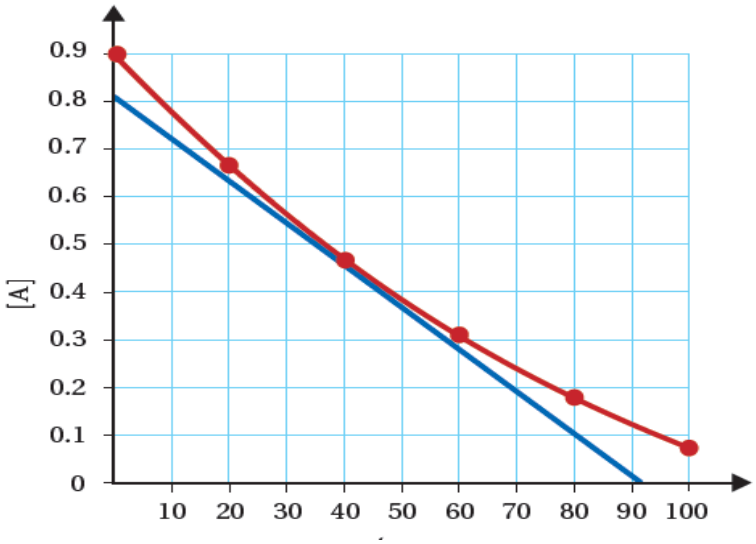
أ) تركيز المواد الناتجة ودرجة الحرارة ب) تركيز المواد المتفاعلة ودرجة الحرارة

ج) سرعة الفاعل مع الزمن د) تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة مع الزمن

2) تكون سرعة التفاعل أكبر ما يمكن عند الزمن :

أ) 10s ب) 50s ج) 90s د) 1s

**** اعتمادا على الشكل المجاور ، أجب عن الفقرات (3، 4، 5)**



3) هل A مادة متفاعلة أم ناتجة ؟

4) ما قيمة التركيز الابتدائي للمادة A ؟

5) احسب السرعة اللحظية للمادة A عند الزمن 40s

الحل :

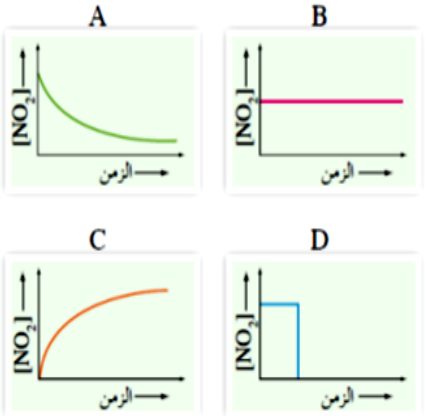
3) متفاعلة (التركيز يقل بمرور الزمن)

4) 0.9M

5) $G = -\frac{\Delta Y}{\Delta X}$

$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{0.81-0}{92-0} = 0.008M/s$$

6) يتحول N_2O_4 إلى NO_2 في وعاء مغلق ، إذا تمت متابعة التغير في تركيز NO_2 بالنسبة للزمن فأي الاشكال (A,B,C,D) يمكن أن يمثل النتائج



الاجابة : C

7) في التفاعل الافتراضي $B + 3C \rightarrow 2E$ يكون تركيز E أقل ما يمكن عند الزمن :

أ) 0s ب) 20s ج) 100s د) 80s

مثال 10: يبيّن الجدول الآتي تركيز المادة E مقابل الزمن

الزمن s	[E] M
5	0.006
9	0.002

1)هل المادة E متفاعلة أم ناتجة؟ أفسر ذلك.

2) أحسب سرعة التفاعل

الحل :

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

2)

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

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

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

مثال 11: (وزاري2022)

يبين الجدول المجاور بيانات للتفاعل الافتراضي $2A \rightarrow B + C$ عند درجة حرارة معينة ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الفقرات (1-2)

الزمن	[B](M)
t	0.0025
50	0.005
100	0.01

1) قيمة الزمن t بالثواني تساوي :

أ) 200 ب) 175 ج) 75 د) 25

2) عند الزمن 75s يكون تركيز B يساوي :

أ) أقل من 0.005 ب) أكبر من 0.005 ج) أكبر من 0.01 د) أقل من 0.0025

الاجابات : ا) د 2) ب (B مادة ناتجة اي يزداد تركيزها مع الزمن)

مثال 12: (وزاري 2021)

يبين الجدول المجاور بيانات للتفاعل الافتراضي $2D \rightarrow F + C$ عند درجة حرارة معينة ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الفقرات (1-2) ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الفقرتين (1،2)

الزمن	[D] (M)	سرعة التفاعل (M/s)
20	0.1	0.001
t	0.5	Y

1) قيمة الزمن t بالثواني :

أ) أكبر من 20 ب) أقل من 20 ج) تساوي 20 د) أكبر من 30

2) قيمة سرعة التفاعل Y بوحدة (M/s)

أ) أكبر من 0.001 ب) أقل من 0.001 ج) تساوي 0.001 د) تساوي 2×10^{-4}

الاجابات : 1) ب 2) أ

ملاحظة : مثال 11 ومثال 12 نفس فكرة سؤال 3 من اسئلة الوحدة .

مثال 13: أحسب سرعة استهلاك CO في المعادلة $CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$ ،علمًا أن تركيز CO في بداية التفاعل $1.8\times10^{-3}M$، ثم أصبح تركيزه $1.2\times10^{-3}M$، بعد زمن 20s

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

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

$$R = -\frac{(1.2\times10^{-3} - 1.8\times10^{-3})}{20 - 0} = 3X10^{-5}\,M/s$$

مثال 14: في التفاعل : $CO_{(g)} + NO_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + NO_{(g)}$ اذا كان تركيز NO يساوي 0.45M بعد مرور 45s على بدء التفاعل ، ويساوي 0.85M بعد مرور 85s على بدء التفاعل ، احسب :

1) سرعة التفاعل 2) سرعة استهلاك CO

الاجابات : 1) 0.01M/s 2) 0.01M/s

مثال 15: يتفكّك غاز N_2O_4 بالحرارة مكونًا غاز NO_2 وفق المعادلة الموزونة الآتية $N_2O_{4(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$

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

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

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

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

الحل :

(1

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

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

$$= 0.001\ M/s$$

(2

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

$$= 0.002\ M/s$$

مثال 16: ادرس بيانات الجدول المتعلقة بالتفاعل الاتي والذي يحدث عند درجة حرارة معينة ، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:

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

الزمن (s)	$[NO_2]$ M
0	0.01
50	0.008
100	0.0065
150	0.0055

1) احسب سرعة استهلاك NO_2 في الفترة الزمنية (0-50)s

2) احسب سرعة انتاج NO في الفترة الزمنية (100-150)s

3) أي الفترات الزمنية تكون فيها سرعة التفاعل أكبر ما يمكن : (0-50) s ، (50-100)s ، (100-150) s؟

الاجابات : 1) 4×10^{-5} M 2) 2×10^{-5} M 3) (0-50) s (التركيز أكبر ما يمكن)

* لو طلب الفترة الزمنية التي يكون عندها سرعة التفاعل اقل ما يمكن نختار الفترة s(100-150)

مثال 17: (وزاري)

يبين الجدول المجاور بيانات للتفاعل الافتراضي $A + 3B \rightarrow D + 3C$ عند درجة حرارة معينة ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الفقرات (1-2) ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الفقرتين (1،2)

الزمن (s)	[A] M
0	0.1
5	0.05
10	0.03
15	X

1) معدل سرعة استهلاك A في الفترة الزمنية s (10-15) يساوي 2×10^{-3}M/s ،فان قيمة X بوحدة (M) تساوي :

أ) 0.04 ب) 0.02 ج)0.01 د)0.2

2) سرعة تكون C في الفترة الزمنية s (5-10) تساوي :

أ) 0.12 ب) 0.012 ج) 0.04 د) 0.004

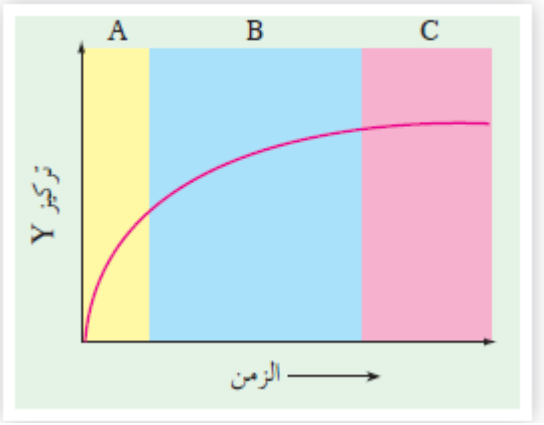
الاجابات : 1) ب 2) ب

مثال 18 : في التفاعل الاتي : $Mg_{(s)} + 2HCl \rightarrow MgCl_{2_{(aq)}} + H_{2_{(g)}}$ ، اختفت قطعة من المغنيسيوم كتلها 2g في 5 دقائق ، احسب سرعة استهلاك Mg.

الاجابة : 0.4 g/min

مثال 19)

اجريت تجربة لقياس سرعة تفاعل ما عن طريق دراسة تغير تركيز المادة Y مع الزمن ومثلت النتائج كما في الشكل الاتي ، في أي الفترات يكون :



أ) سرعة التفاعل أكبر ما يمكن ؟

ب) تركيز C أقل ما يمكن ؟

ج) تركيز C اكبر ما يمكن ؟

الاجابات :

أ) A ب) A ج) C

..

الدرس الثاني : قوانين سرعة التفاعل

أولاً : أثر التراكيز في سرعة التفاعل

يمكن حساب سرعة التفاعل الكيميائي؛ بمعرفة التغيّرفي كمية إحدى المواد المتفاعلة المستهلكة، أو كمية إحدى المواد الناتجةخلال زمن معين. ولكن قد تعتمد سرعة التفاعل الكلية على تركيز أكثر من مادة واحدة متفاعلة، وهذه المواد المتفاعلة لا يمكن تحديد أثرها في سرعة التفاعل من معادلة التفاعل الموزونة؛ إنما من التجارب العملية

ادرس التفاعل الافتراضي الاتي : نواتج $A + B \rightarrow$

تتناسب سرعة التفاعل طرديًا مع تراكيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة ثابتة.

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

ثانياً : رتبة التفاعل (فقط للمواد المتفاعلة)

ملاحظات هامة :

1) يصف قانون سرعة التفاعل العلاقة بين سرعة التفاعل R ، وثابت سرعة التفاعل k وتراكيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة ثابتة.

ثابت سرعة التفاعل k: ثابت تناسب يربط بين سرعة التفاعل وتراكيز المواد المتفاعلة تعتمد قيمته على درجة الحرارة لكن وحدتها تعتمد على الرتبة الكلية للتفاعل .

س) وزاري 2022

العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز تمثل :

أ) ثابت سرعة التفاعل ب) قانون سرعة التفاعل ج) السرعة الابتدائية د) السرعة اللحظية

س) وزاري 2021 :

يمثل قانون سرعة تفاعل ما العلاقة بين :

أ) سرعة التفاعل ودرجة الحرارة ب) سرعة التفاعل والتركيز ج) التركيز ودرجة الحرارة د) الطاقة والتركيز

لتوضيح الملاحظة 1 ادرس التفاعل الافتراضي $A + B \rightarrow C + D$

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

$R = k [A]^x [B]^y$ (الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل)

يطلق على الرمز (x) رتبة التفاعل للمادة المتفاعلةA ؛ أما الرمز(y) ؛ فهو رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة .B

(أي أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لأس معينة سميت رتبة التفاعل)

لا يوجد علاقة بين معاملات المواد المتفاعلة (عدد المولات) في المعادلة الكيميائية الموزونة ورتبة التفاعل لأن رتبة التفاعل تحدد بالتجربة العملية

س) أين يظهر أثر درجة الحرارة في قانون سرعة التفاعل ؟

الاجابة : في ثابت سرعة التفاعل k

س) ما المقصود برتبة التفاعل ؟

الأسّ المرفوع إليه تركيز المادة المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل، (أهميتها) تبيين اثرتغير تركيز مادة متفاعلة على سرعة التفاعل

س) كيف يتم تحديد رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة ؟

يجري تحديد الرتبة من التجربة العملية لا من معادلة التفاعل الموزونة

س) ما القيم التي يمكن أن تأخذها رتبة التفاعل ؟ قد تأخذ الرتبة قيماً : صفر ، 1 ، 2 ،.....) أو قيمة كسرية .

ملاحظات :

1) عندما تكون قيمة الرتبة x أو y صفر؛ فهذا يعني أن التفاعل من الرتبة الصفرية للمادة المتفاعلةA أوB .

2) إذا كانت قيمة رتبة x أو y تساوي 1، فإن التفاعل يكون من الرتبة الأولى لتلك المادة المتفاعلة،

3) إذا كانت قيمة رتبة x أو y تساوي 2؛ فإن التفاعل يكون من الرتبة الثانية لتلك المادة وهكذا.

س) ما المقصود بالرتبة الكلية للتفاعل ؟

مجموع رتب المواد المتفاعل في قانون سرعة التفاعل.

مثال : في التفاعل الافتراضي نواتج $A + B \rightarrow$ إذا كانت رتبة التفاعل للمادة A تساوي 2 ، ورتبة التفاعل للمادة B تساوي 1 فإن :

- الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 3 (مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون السرعة)
- يكون التفاعل من الرتبة الثانية بالنسبة لـ A ومن الرتبة الأولى للمادة B.
- يمكن كتابة قانون السرعة حسب العلاقة : $R = k [A]^2[B]^1$

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 15 - 10 من الثانية؛ سميت فيمتو ثانية، حيث مكنته من قياس سرعة بعض التفاعلات الكيميائية

س) العبارة التي لا تتفق مع رتبة التفاعل هي :

أ) تبين أثر تركيز المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل .

ب) تساوي عدد مولات المواد المتفاعلة في المعادلة الموزونة

ج) قيمة عددية صحيحة أو كسرية .

د) تعتمد على طريقة سير التفاعل ويمكن حسابها عمليا

الاجابة : ب

مثال 20: يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين NO مع غاز الهيدروجين H_2 ؛ وفق معادلة التفاعل الآتية:

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

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

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

1 - ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة NO ؟ 2- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة H_2

3 - ما الرتبة الكُلية للتفاعل ؟

الحل : 1) 2 2) 1 3) 3

ثالثا : تحديد رتبة التفاعل

تكمن أهمية تحديد رتبة التفاعل في توقع كيفية حدوث التفاعل الكيميائي.

س) كيف يمكن تحديد رتبة التفاعل ؟

يمكن تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة متفاعلة عن طريق الرسم البياني أو بطريقة السرعة الابتدائية.

أ) تحديد رتبة التفاعل من خلال الرسم البياني :

معلومات هامة :

1) تحدد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة متفاعلة، وذلك بمعرفة تغير تركيز هذه المادة مع الزمن أثناء سير التفاعل، مع المحافظة على بقاء تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى ثابتة؛ وذلك باستعمال كميات كبيرة منها.

2) وبعد قياس تراكيز المادة المتفاعلة التي جرى اختيارها تجريبيًا؛ نرسم بيانيًا العلاقة بين التركيز مقابل زمن التفاعل.

3) ميل المنحنى عند أي نقطة زمن يساوي سرعة التفاعل عند تلك النقطة.

4)يتم قياس سرعات مختلفة للتفاعل(ميل المماس لمنحنى التركيز مع الزمن) عند تراكيز معينة(نقاط معينة)

5) بعد ذلك يُرسَم رسم بياني آخر يبين سرعة التفاعل مقابل تركيز المادة المتفاعلة. ويتيح لنا نمط هذا الرسم تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة معينة

أولا : الرتبة الصفرية :

- عندما يكون تركيز مادة متفاعلة مرفوعًا للأسّ صفر، فان قيمته تساوي (1) ، فمثلا $[A]^0 = 1$
- عندما تكون رتبة المادة المتفاعلة من الرتبة الصفرية هذا يعني أن تغير تركيز المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل.(اي ان تغير تركيز المادة لا يؤثر على سرعة التفاعل اي تبقى ثابتة

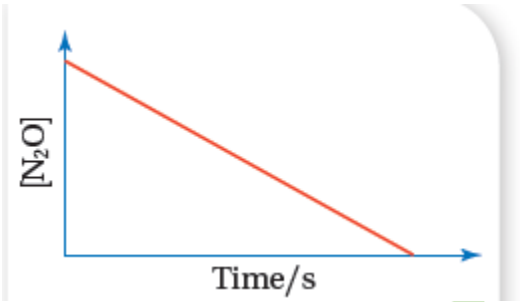
مثال :

- عند قياس سرعة تحلل أحادي أكسيد ثنائي النيتروجين N_2O ، وفق المعادلة الآتية:

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

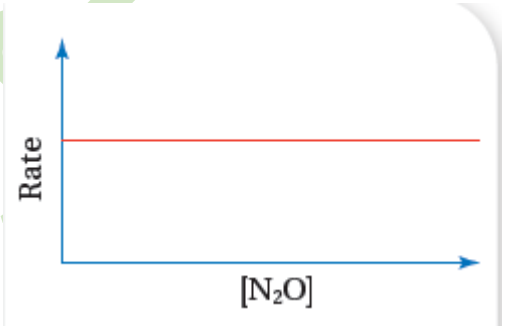
فعند إجراء هذا التفاعل بوجود البلاتين بوصفه عاملً مساعدًا ودرجة حرارة معينة؛ وجد أن سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز N_2O الموجود بداية التفاعل.

وبهذا نرسم العلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة مقابل الزمن؛ فنحصل على الرسم المبيّن في الشكل



ماذا تلاحظ من الشكل ؟ تركيز المادة المتفاعلة يتناقص بمقدارثابت بمرور الزمن؛ وبالتالي تكون العلاقة بين التركيز والزمن علاقة خطٍّ مستقيم متناقص مَيلُه مقدارٌ ثابت.

س) ارسم العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز لـ N_2O ؟



س) اكتب قانون سرعة التفاعل للتفاعل السابق .

$R = k$

لماذا لم يكتب تركيز N_2O في قانون السرعة ؟ وذلك لأن $[N_2O]^0 = 1$، فلا يكتب تركيز N_2O في قانون السرعة.

ثانيا : الرتبة الأولى :

- عندما يكون تركيز مادة متفاعلة مرفوعًا للأس (1)؛ فإن سرعة التفاعل تتناسب طرديًا مع تركيز المادة المتفاعلة، مما يعني أن تغير تركيز المادة يؤدي إلى التغيّر نفسه في سرعة التفاعل
- فمثلاً :
- نقصان تركيز المادة المتفاعلة إلى النصف يؤدي الى نقصان سرعة التفاعل إلى النصف.
- مضاعفة تركيزها تضاعف سرعة التفاعل بالمقدار نفسه.

لتوضيح ذلك ادرس التفاعل الاتي :

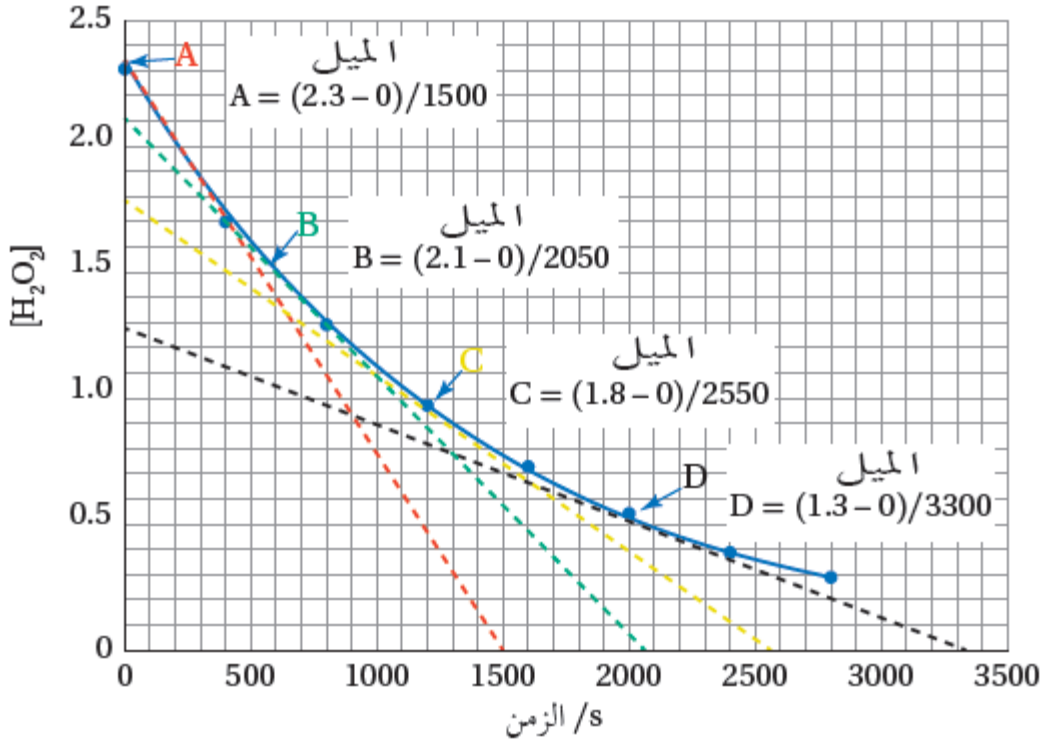
تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 وفق المعادلة الآتية:

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

وجد عمليًا أن مضاعفة تركيز H_2O_2 يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل؛ لذلك يعدّ هذا التفاعل من الرتبة الأولى بالنسبة للمادة المتفاعلة فوق أكسيد الهيدروجين . لذا يعبر عن قانون سرعة التفاعل حسب العلاقة :

$$R = k[H_2O_2]$$

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



س) ماذا تمثل الخطوط المنقطة A,B,C, D ؟

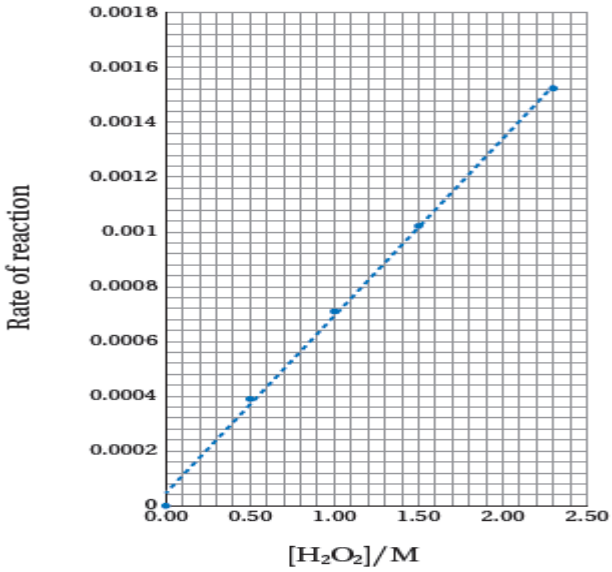
تمثل المماس عند تراكيز محددة، وبحساب ميل المماس يمكن حساب سرعة هذا التفاعل عند تلك التراكيز من العلاقة الآتية:

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

وبعد حساب سرعة التفاعل من خلال العلاقة

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

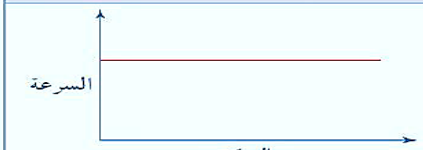
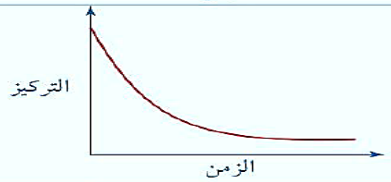
تم الحصول على القيم المبينة في الجدول الاتي : وعند رسم البيانات في الجدول تم الحصول على منحنى يمثل تغير سرعة التفاعل مع التركيز حسب الشكل المجاور



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

يظهر الشكل علاقة خط مستقيم متزايد، وهذا النمط ينطبق على هذاالتفاعل وعلى تفاعلات الرتبة الأولى كافة؛ أي إذا كانت العلاقة خطًا مستقيمًا متزايدًا بين تركيز المادة المتفاعلة وسرعة التفاعل؛ يعني ذلك أن التفاعل من الرتبة الأولى.

- الجدول التالي يبين الأشكال المتوقعة للرسم البياني الذي يشير الى الرتب المختلفة للتفاعلات:

رتبة التفاعل	منحنى التركيز مقابل الزمن	منحنى سرعة التفاعل مقابل التركيز
الصفرية		
الأولى		

** تحديد وحدة قياس ثابت سرعة التفاعل k

س) كيف يتم تحديد وحدة k؟ (تذكر وحدة k تعتمد على الرتبة الكلية للتفاعل)

في التفاعل الافتراضي نواتج $\rightarrow A$

فانه يمكن التعبير عن قانون سرعة التفاعل حسب العلاقة $R = k[A]^X$

ومنه $k = \frac{R}{[A]^X}$ وعلى اعتبار أن وحدة قياس سرعة التفاعل R تساوي M/s

- إذا كانت رتبة Aتساوي صفر (A من الرتبة الصفرية) يصبح قيمة $R = K [A]^0 = K$ أي أن وحدة k هي ذاتها وحدة سرعة التفاعل وتساوي (M/s أو $M.s^{-1}$ أو mol/L.s) .
- اذا كانت A من الرتبة الاولى أي ان قيمة $R = K [A]^1$ ومنه $k = = \frac{R}{[A]^1}$ وبالتعويض بوحدة التركيز (M) ووحدة سرعة التفاعل (M/s) نجد ان وحدة k تساوي s^{-1} أو $\frac{1}{s}$

باختصار تكون وحدة k حسب العلاقة العامة :

$$k = \frac{1}{M^{(X-1)}.S}$$

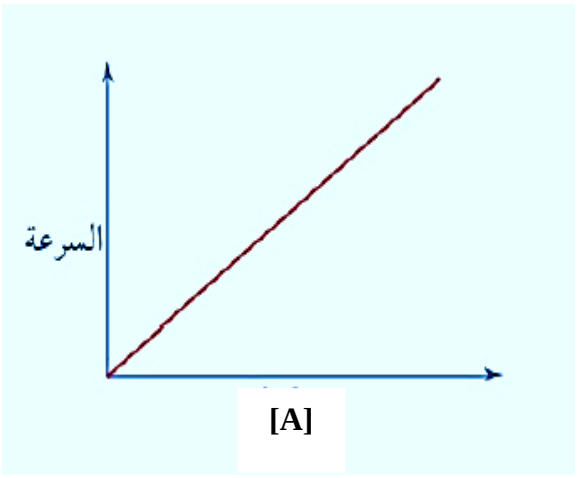
$$k = \frac{L^{(X-1)}}{mol^{(X-1)}.S}$$

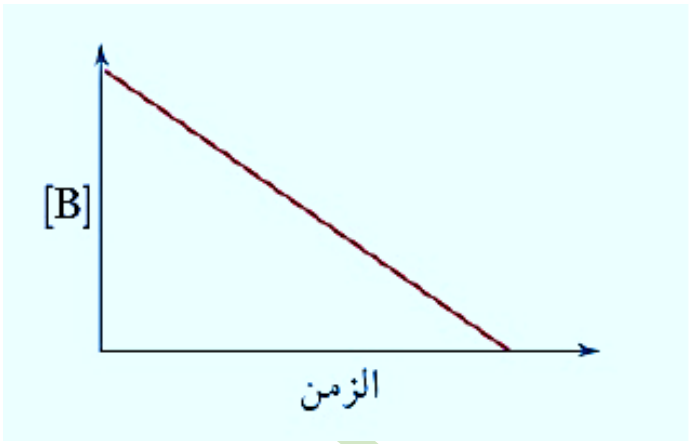
حيث : X: الرتبة الكلية للتفاعل ،L : لتر ، S: ثانية

الرتبة الكلية	وحدة قياس K
صفر	M/s أو Mol/L.S
1	S^{-1}
2	$M^{-1}.s^{-1}$ أو L/mol.s
3	$M^{-2}.s^{-1}$ أو $L^2/mol^2.s$

ملاحظة : تعتمد اغلب اسئلة الوزارة على وحدة k في حل الاسئلة .

مثال 21 : في التفاعل الافتراضي $A + 3B \rightarrow 4D + 3C$ ، ادرس الاشكال المجاورة ثم أجب عما يلي :





1) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B ؟ 2) اكتب قانون سرعة التفاعل . 3) ما وحدة قياس K؟ .

4) اذا كانت سرعة استهلاك A تساوي 0.04M/s احسب سرعة انتاج D

الحل :

1) رتبة B تساوي صفر (من الرتبة الصفرية) (تركيز المادة المتفاعلة يتناقص بمقدارثابت بمرور الزمن؛ وبالتالي تكون العلاقة بين التركيز والزمن علاقة خطٍ مستقيم متناقص مَيلُه مقدارٌ ثابت)

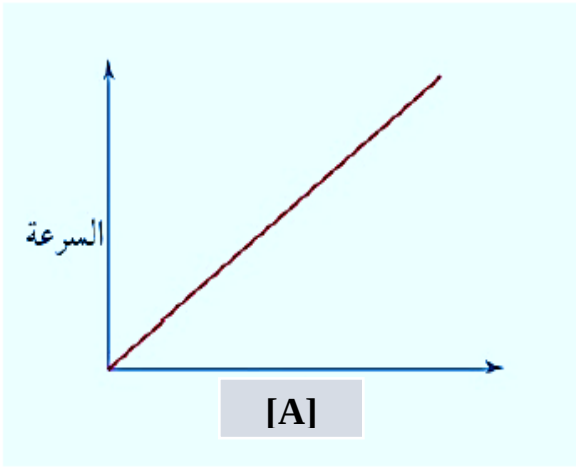
2) $R = K [A]^1$ 3) s^{-1} 4) 0.16 M/S

مثال 22) في التفاعل الافتراضي $4A + 3B \rightarrow 2F + 2E$ ، اذا علمت ان وحدة قياس k هي ($M^{-2} .s^{-1}$)، ادرس الشكل المجاور ثم أجب عما يلي :

1) ما الرتبة الكلية للتفاعل ؟ 2) اكتب العلاقة بين سرعة استهلاك A وسرعة انتاج E

الاجابة : 3 (رتبة B تساوي 2، رتبة A تساوي 1 من خلال الشكل)

2) $-\frac{1}{4}\frac{\Delta A}{\Delta t} = \frac{1}{2}\frac{\Delta [E]}{\Delta t}$



مثال 23: مستخدما البيانات الواردة في الجدول الاتي والمتعلقة بالتفاعل العام $2D \rightarrow 2F + 3C$

الزمن (s)	[D] (M)	سرعة التفاعل (M/s)
0	0.5	0.15
4.2	0.25	0.75

اذا علمت ان قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^1$ ، احسب سرعة التفاعل عندما يكون [D] يساوي 0.75M

الاجابة : 0.225M/s

مثال 24 :) وزاري 2019 تكميلي :

في التفاعل الافتراضي $A+2B \longrightarrow 3C+D$ ، فإذا علمت أن قيمة ثابت السرعة للتفاعل K عند درجة حرارة معينة هو 0.002L/mol.s ، وأن سرعة التفاعل لا تتأثر بتغير تركيز B

1) ما الرتبة الكلية للتفاعل ؟ 2) اكتب قانون سرعة التفاعل .

3) احسب سرعة التفاعل عندما يكون [A]=[B] = 0.1mol/L

الحل :

1) 2 (سرعة التفاعل لا تتأثر بتغير تركيز B اي رتبة B تساوي صفر ، ومن خلال وحدة K نجد ان الرتبة الكلية تساوي 2 ، اذا رتبة A تساوي 2)

2) $R = k[A]^2$

3) $R = 0.002 \times (0.1)^2 = 2\times10^{-5}$M/s (عوض بقانون سرعة التفاعل من فرع 2)

أسئلة اختيار من متعدد :

1) قيمة ثابت السرعة k لتفاعل ما تساوي $0.1\ L^2/mol^2.s$ ، فان الرتبة الكلية للتفاعل تساوي :

أ) 2 ب) 3 ج) 1 د) صفر

2) تفاعل ما رتبته الكلية تساوي (1) فان وحدة قياس ثابت سرعة التاعل k تساوي :

أ) s^{-1} ب) M/s ج) $M^{-2}.s^{-1}$ د) M^{-1}

3) في التفاعل الافتراضي $A + B \rightarrow AB$ اذا توافرت لديك المعلومات الاتية للتفاعل عند درجة حرارة معينة :

* سرعة التفاعل = 8.1×10^{-6} M/s عندما يكون [A] =[B] = 0.3M

* رتبة التفاعل للمادة A تساوي 2 ، الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 3

* إذا كانت سرعة التفاعل تساوي 0.6×10^{-6} M/s ، عندما يكون [A]= 0.1 M ، فان [B]يساوي (M)

أ) 0.02 ب) 0.2 ج)0.1 د) 0.01

4) في التفاعل الافتراضي نواتج $A \rightarrow$ إذا كانت قيمة K تساوي $2\times10^{-3}M^{-1}.s^{-1}$ عند درجة حرارة معينة ، فان سرعة التفاعل (R) بوحدة (M/s) عنما يكون $[A] = 0.2\ M$ يساوي :

أ) 4×10^{-5} ب) 4×10^{-4} ج) 8×10^{-5} د) 8×10^{-4}

5) في التفاعل الافتراضي نواتج $A \rightarrow$ عند درجة حرارة معينة له سرعة تفاعل ($16\times10^{-9}M/min$)، والرتبة الكلية للتفاعل تساوي 2 ، تركيز المادة A يساوي ($0.02M$) ، فان قيمة ثابت سرعة هذا التفاعل :

أ) 2×10^{-5} ب) 4×10^{-7} ج) 2×10^{-7} د) 4×10^{-5}

6) في التفاعل الافتراضي $A \rightarrow C$ ، قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^1$ ، عند درجة حرارة معينة) وتركيز A يساوي $0.02M$ ، وسرعة التفاعل $2.4\times10^{-6}\ M/s$ ، فان قيمة k تساوي :

أ) 1.2×10^{-2} ب) 1.2×10^{-4} ج) 4.8×10^{-2} د) 4.8×10^{-4}

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

أ) صفر ب) 1 ج) 2 د) 3

** في التفاعل الافتراضي $A + B \rightarrow AB$ الذي يحدث عند درجة حرارة معينة ، اذا كانت قيمة k تساوي $5\times10^{-5}s^{-1}$ وكان $R = k[A]^x$ - اجب عن الفقرتين (8-9)

8) قيمة (x) تساوي :

أ) صفر ب)1 ج) 2 د) 3

9) عنما يكون $[A] = 0.1M\ ,\ [B] = 0.5M$ ، فان سرعة التفاعل تساوي (M/s):

أ) 5×10^{-7} ب) 25×10^{-7} ج) 5×10^{-6} د) 25×10^{-6}

الفقرة	1	2	3	4	5	6	7	8	9
الاجابة	ب	أ	ب	ج	د	ب	ج	ب	ج

ب) حساب رتبة التفاعل باستخدام طريقة السرعة الابتدائية :

- تستعمل هذه الطريقة في تحديد رتبة التفاعل عن طريق مقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد لمتفاعلة.
- حيث تقاس سرعة التفاعل الابتدائية في اللحظة التي تُخلط فيها المواد المتفاعلة ذات التراكيز المعلومة.
- قيمة ثابت سرعة التفاعل k ثابتة ضمن نفس الجدول (عند نفس درجة الحرارة)

مثال 25:

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

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

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

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

1) أكتب قانون سرعة التفاعل العام؟

2) أستنتج رتبة المادة المتفاعلة NO_2

3) أستنتج رتبة المادة المتفاعلة HCl

4) اكتب قانون السرعة لهذا التفاعل

5) احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل ، وحدد وحدته .

الحل :

1) قانون السرعة العام $R = k\,[NO_2]^x\,[HCl]^y$

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

لايجاد رتبة المادة الأولى نجد تجربتين يكون فيهما تركيز المواد الاخرى ثابتاً

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

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

يمنع استخدام نفس التجربتين في ايجاد الرتب لمادتين مختلفتين ففي فرع 2 وجدنا رتبة NO_2 من التجربتين 1/ 2 وبالتالي لا يمكن ايجاد رتبة HCl من التجربتين 2/1

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

ومنها $2 = (2)^x$ ، أي ان قيمة x تساوي 1 ، اذا رتبة NO_2 تساوي 1

3) أجد قيمة الرتبة y للمادة المتفاعلة HCl ؛ بمقارنة تركيز HCl مع سرعة التفاعل في التجربتين رقم (1) و(3) عند ثبات تركيز المادة NO_2 ، حيث أقسم سرعة التفاعل $R3$ على سرعة التفاعل $R1$ كما يأتي:

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

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

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

ومنها : $(2)^y = 2$ ، اذا قيمة y تساوي 1 ، رتبة HCl تساوي 1

س) هل يمكننا ايجاد رتبة HCl من تجربتين غير (1 و 3) (اي عندما يكون تركيز NO_2 غير ثابت)؟

لناخذ التجربتين (2 و 3) ونقسم بيانات التجربتين

$$\frac{R_3}{R_1} = \frac{2.8\times10^{-3}}{2.8\times10^{-3}} = \frac{k(0.3)^1(0.6)^y}{k((0.6)^1(0.3)^y}$$

ومنها : $(2)^y = 2$ ، اذا y يساوي 1

- نستنتج عندما يكون هناك مادتين متفاعلتين وعلمت رتبة احدهما فليس شرطا ان ناخذ تجربتين يكون فيهما تركيز المادة المعلومة ثابتا

س) هل تستطيع حل الفرعين (2 و 3) بطريقة اخرى ؟

يمكن استخدام القانون الاتي : (مقدار مضاعفة تركيز المادة) ^{X} = (مقدار مضاعفة السرعة)

ملاحظة هامة جدا : يستخدم القانون السابق بشرط ثبات تراكيز المواد الاخرى .

فمثلا لايجاد رتبة NO_2 من التجربتين (2/1) :

نجد ان التركيز تضاعف مرتين (من 0.3 الى 0.6) وان سرعة التفاعل تضاعفت مرتين (من $1.4\times10^{-3}M$ إلى $2.8\times10^{-3}M$) مع ثبات تركيز HCl

نطبق بالقانون : (مقدار مضاعفة تركيز المادة) ^{X} = (مقدار مضاعفت السرعة)

$(2)^x = 2$ ، ومنه X تساوي 1

(إذا تضاعف تركيز إحدى المواد المتفاعلة (بشرط ثبات تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى وبقية العوامل) وتضاعفت السرعة بنفس المقدار فرتبة التفاعل لتلك المادة تساوي 1)

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

5) أحسب قيمة ثابت السرعة من اي تجربة ولناخذ التجربة رقم 1 :

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

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

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

مثال 26 :

يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين NO مع غاز الأكسجين O_2 ، مكوّنًا غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO_2 ، وفق المعادلة الآتية : $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$

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

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

المطلوب: اكتب قانون سرعة التفاعل .

الحل :

نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل : $R = k[NO]^x\ [O_2]^y$

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

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

وبالمقابل تتضاعف السرعة 4 مرات كما يأتي:

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

نطبق بالقانون : (مقدار مضاعفة السرعة) = (مقدار مضاعفة تركيز المادة) ^{x}

$4 = (2)^x$ ، اذا قيمة x تساوي 2 ، اي ان رتبة NO تساوي 2

(اذا تضاعف تركيز إحدى المواد المتفاعلة مرتين (بشرط ثبات تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى وبقية العوامل) وتضاعفت السرعة 4 مرات فرتبة التفاعل لتلك المادة تساوي2)

وبالمثل نجد رتبة O_2 من خلال التجربتين (3/1)

$(2)^y = 2$ ، اي أن رتبة O_2 تساوي 1

مثال 27 :

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

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

وسجلت النتائج كما في الجدول الآتي:

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

المطلوب : اكتب قانون سرعة التفاعل .

الاجابة : $R = k [CH_3CH_2Cl]^1[NaOH]^1$

مثال 28 : (وزاري)

يبن الجدول بيانات تفاعل افتراضي نواتج $X + Y \rightarrow$ عند درجة حرارة معينة ، ادرس المعلومات الواردة فيه ثم أجب عن الفقرات (1،2،3) علما ان قيمة k تساوي $2.2 \times 10^{-4}\ M^{-1}.s^{-1}$

رقم التجربة	[X] (M)	[Y](M)	السرعة الابتدائية (M/s)
1	0.2	0.1	4.4×10^{-6}
2	0.2	0.3	1.32×10^{-5}
3	0.1	؟	8.8×10^{-6}

1) رتبة التفاعل للمادة Y تساوي :

أ) صفر ب) 1 ج) 2 د) 3

2) قانون سرعة التفاعل هو :

أ) $k [Y]^2$ ب) $k [X]^2$ ج) $k [X]^1[Y]^1$ د) $k [X]^1[Y]^2$

3) قيمة [Y] في التجربة (3) تساوي (M) :

أ) 0.3 ب) 3 ج) 0.4 د) 4

الحل :

1) من خلال وحدة k نجد أن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 2 . لإيجاد رتبة Y نأخذ التجربتين (1، 2) حيث يكون تركيز X ثابتاً :

نلاحظ تضاعف التركيز (3 مرات) وكذلك تضاعفت سرعة التفاعل (3 مرات) اذا رتبة Y تساوي (1)

الاجابة : ب

2) الرتبة الكلية 2 ، ورتبة Y تساوي 1 ، اذا رتبة X تساوي 1 اذا قانون السرعة $k\,[X]^1[Y]^1$

الاجابة : ج

3) نعوض في قانون سرعة التفاعل :

$R = [X]^1\,[Y]^1 \longrightarrow 8.8 \times 10^{-6} = 2.2\times10^{-4}\times 0.1 \times [Y]$

$[Y] = 0.4\ M$

الاجابة : ج

مثال 29: (وزاري 2021 تكميلي)

يبن الجدول بيانات تفاعل افتراضي نواتج $A + B \rightarrow$ عند درجة حرارة معينة ، ادرس المعلومات الواردة فيه ثم أجب عن الفقرات (1،2،3،4)

رقم التجربة	[A] (M)	[B](M)	السرعة الابتدائية (M/s)
1	0.3	0.3	3×10^{-3}
2	0.6	0.3	6×10^{-3}
3	1.2	0.6	12×10^{-3}

1) قانون سرعة التفاعل هو :

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

2) قيمة ثابت سرعة هذا التفاعل k تساوي :

أ) 1 ب) 0.1 ج) 0.01 د) 0.001

3) سرعة التفاعل (M/s) عندما يكون ([A] =[B] = 0.5 M) تساوي :

أ) 5×10^{-3} ب) 0.5×10^{-3} ج) 3.3×10^{-3} د) 0.3×10^{-5}

4) زيادة تركيز B ، مع بقاء تركيز A ثابت فان سرعة التفاعل مع مرور الزمن :

أ) تزداد ب) تقل ج) تبقى ثابتة د) تساوي ثابت سرعة التفاعل

الحل :

مثال 30) وزاري 2019

يبين الجدول المجاور بيانات التفاعل الافتراضي الآتي عند درجة حرارة معينة : $A + B \rightarrow 2C$

رقم التجربة	[A] (M)	[B](M)	السرعة الابتدائية (M/s)
1	0.02	0.1	2×10^{-3}
2	0.04	0.1	2×10^{-3}
3	0.02	0.4	32×10^{-3}
4	0.01	؟	8×10^{-3}

1) ما رتبة التفاعل للمادة A؟

2) ما رتبة التفاعل للمادة B؟

3) اكتب قانون السرعة لهذا التفاعل.

4) احسب قيمة ثابت السرعة K.

5) ما قيمة [B] في التجربة 4؟

6) ما سرعة تكون C في التجربة 2؟

الاجابات

نكتب قانون السرعة العام $R = k\,[A]^x[B]^y$

1) رتبة A = صفر (من التجربتين 2/1) (سرعة التفاعل لم تتغير بتغير تركيز A.)

تضاعف تركيز A مرتين لكن سرعة التفاعل بقيت ثابتة ، أي ان $(2)^x = 1$ ، ومنه x = صفر)

2) رتبة B= 2 (من التجربتين 3/ 1) (حيث يكون تركيز A ثابت)

تضاعف تركيز B(4 مرات) وتضاعفت السرعة (16 مرة) أي أن : $(4)^y = 16$ ومنه y تساوي 2

3) $R = k[B]^2$

4) $0.2M^{-1}.s^{-1}$ (يمكن ايجاد القيمة بالتعويض في قانون سرعة التفاعل في اي تجربة باستثناء تجربة 4)

5) $R = k[B]^2$, $8\times10^{-3} = 0.2\,[B]^2$ ⟹ $[B] = 0.2M$

مثال 31 : يتفاعل NO مع H_2 عند درجة حرارة $900\ ^0C$ حسب المعادلة الاتية :

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

تم جمع البايانات الواردة في الجدول الاتي :

رقم التجربة	$[H_2]$ (M)	[NO](M)	السرعة الابتدائية (M/s)
1	0.122	0.210	0.0339
2	0.244	0.210	0.0678
3	0.122	0.420	0.1360

المطلوب : اكتب قانون سرعة التفاعل

الاجابة : $R = k\,[NO]^2[H_2]^1$

س)(كتاب التمارين) 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 اجابتي.

2) أستنتج وحدة ثابت السرعة k .

الاجابات : 1) رتبة Aتساوي صفر ، رتبة B تساوي صفر 2) M/s (نفس وحدة سرعة التفاعل)

رتبة كل من A و B = صفر لأنه عندما تكون الرتبة الكلية صفر فان وحدة ثابت السرعة هي نفسها وحدة سرعة التفاعل. وفي هذه الحالة فان R=k وتكون وحدة ثابت السرعة M/s

مثال 32 :

يبين الجدول المجاور بيانات التفاعل الافتراضي الآتي عند درجة حرارة معينة : نواتج $A + B + C \rightarrow$

رقم التجربة	[A] (M)	[B](M)	[C](M)	السرعة الابتدائية (M/s)
1	0.1	0.02	0.1	2×10^{-5}
2	0.1	0.04	0.1	4×10^{-5}
3	0.2	0.02	0.1	8×10^{-5}
4	0.2	0.02	0.2	8×10^{-5}

1) ما رتبة التفاعل للمادة A؟

2) ما رتبة التفاعل للمادة B؟

3) ما رتبة التفاعل للمادة C؟

4) اكتب قانون السرعة لهذا التفاعل.

5) احسب قيمة ثابت السرعة K.واذكر وحدته

الحل :

نكتب الصيغة العامة لقانون السرعة : $R = k[A]^x[B]^y[C]^z$

1) لايجاد رتبة A نجد تجربتين يكون فيهما تركيز كل من B و C ثابتان معا (التجربتين 3/1)

تضاعف تركيز A مرتين وتضاعفت سرعة التفاعل (4 مرات) اذا رتبة A تساوي 2

✓ يمكنك الحل بطريقة اخرى بقسمة R3 على R1 وحذف k والتراكيز الثابتة ل B ,C

2) لايجاد رتبة B نجد تجربتين يكون فيهما تركيز A وتركيز C ثابتان معا ، أو تركيز C ثابت عالاقل (لا ن رتبة A معلومة من فرع 1)

نستخدم التجربتين (2/1(هنا تركيز كل من A و C ثابتين معا)) ، نجد ان تركيز B تضاعف (مرتين) وسرعة التفاعل تضاعفت (مرتين) ومنه رتبة B تساوي 1

** حاول حل السؤال باخذ التجربتين (4/2) وستحصل على نفس النتيجة

3) رتبة C تساوي صفر (تغير تركيز C وبقيت سرعة التفاعل ثابتة)

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

5) عوض في قانون سرعة التفاعل في اي تجربة ولناخذ التجربة 1

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

$2\times10^{-5} = k\ (0.1)^2(0.02)^1$, $k = 0.1\ M^{-2}.s^{-1}$

أسئلة عامة :

1) اذا تضاعفت سرعة تفاعل ما 9 مرات ، وكانت رتبة إحدى المواد المتفاعلة يساوي 2، احسب كم مرة تضاعف تركيز هذه المادة المتفاعلة عند ثبات تراكيز جميع المواد المتفاعلة الأخرى ؟ (3 مرات)

2) إذا تضاعف تركيز إحدى المواد المتفاعلة مرتين (بشرط ثبات تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى وبقية العوامل وتضاعفت السرعة 8 مرات فرتبة التفاعل لتلك المادة تساوي ....3...

3) لديك التفاعل الافتراضي نواتج $Q + W \rightarrow$ وكان قانون سرعة التفاعل يعطى بالعلاقة : $R = k[Q]^2[W]^1$

حدد ماذا يحدث لسرعة التفاعل في الحالات الآتية :

1- مضاعفة تركيز المادة Q مرتين مع بقاء تركيز W ثابت .

2- مضاعفة تركيز المادة Q (3 مرات) ومضاعفة تركيز W(مرتين)

مثال 33 : (وزاري 2012)

التفاعل الافتراضي $A + 2B \rightarrow c$ ، إذا علمت أن سرعة التفاعل تتضاعف (4) مرات عند مضاعفة [A] مرتين وثبات [B] وأن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 2، أجب عما يأتي :

1) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B؟ 2) اكتب قانون سرعة التفاعل

3) إذا كانت سرعة التفاعل تساوي 0.002M/s عند [A] = [B] = 0.02M ، احسب قيمة K

4) اذا كانت سرعة استهلاك B تساوي 0.4M/s ، فما سرعة انتاج C؟

الاجابات :

(مقدار مضاعفة تركيز A)^x = مقدار مضاعفة سرعة التفاعل

$(2)^x = 4$ ومنه رتبة A تساوي 2

1) صفر (لان رتبة A تساوي 2 ، والرتبة الكلية للتفاعل 2)

2) $R = k[A]^2$

3) عوض في قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^2$ ،

$0.002 = k \times (0.02)^2$, $k = 0.05$

4) 0.2M/s (من خلال العلاقة سرعة انتاج C = $\frac{\text{سرعة استهلاك } B}{2}$)

مثال 34 : (وزاري 2015)

التفاعل الافترضي الآتي يحدث عند درجة حرارة معينة $2R + 2M \rightarrow 3X + Z$ ، وجد أنه عند مضاعفة تركيز R (3) مرات (مع بقاء تركيز M ثابتاً) تتضاعف سرعة التفاعل 3 مرات ، وعند مضاعفة تركيز كل من R , M (3) مرات تتضاعف سرعة التفاعل (27) مرة ، أجب عن الأسئلة التالية:

- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة M ؟ 2- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة R ؟

3- إذا كانت سرعة التفاعل تساوي $2\times10^{-5}M/s$ ، عندما $0.1M = [R] = [M]$، احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل K. (ما وحدة قياس k؟)

الحل :

$R = k[M]^x[R]^y$

1) (مقدار مضاعفة تركيز R)^y = مقدار مضاعفة سرعة التفاعل

$(3)^y = 3$ ، اذا رتبة R تساوي 1 (تضاعف تركيز إحدى المواد المتفاعلة (بشرط ثبات تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى وبقية العوامل) وتضاعفت السرعة بنفس المقدار فرتبة التفاعل لتلك المادة تساوي 1.)

2) (مقدار مضاعفة تركيز M)^x ×(مقدار مضاعفة تركيز R)^Y (= مقدار مضاعفة سرعة التفاعل)

$(3)^1 \times (3)^X = 27$ (اقسم طرفي المعادلة على 3)

$(3)^x = 9$ ، ومنه رتبة M تساوي 2

3) 0.02

مثال 35 : (وزاري 2022)

يحدث التفاعل الافتراضي نواتج $Z + Y \rightarrow$ عند درجة حرارة معينة ، إذا علمت أن سرعة التفاعل تضاعفت (9 مرات) عند مضاعفة تركيز Z (3 مرات) بثبوت تركيز Y ، كما تتضاعف سرعة التفاعل (9 مرات) عند مضاعفة تركيز Z و Y (3 مرات) فما الرتبة الكلية للتفاعل ؟

الاجابة :

مثال 36: (وزاري 2022)

في التفاعل $NO_2 + 2HCl \rightarrow NO + Cl_2 + H_2O$ عند درجة حرارة معينة ، اذا علمت ان قانون سرعة التفاعل $R=k[HCl]^x[NO_2]^1$ ، وعند مضاعفة تركيز كل من HCl وNO_2 (3 مرات تضاعفت سرعة التفاعل (9مرات)

فما الرتبة الكلية للتفاعل ؟

مثال 37: (وزاري) يبين الجدول المجاور بيانات للتفاعل الافتراضي نواتج $\rightarrow A + B + C$ والذي رتبته الكلية (3) عند درجة حرارة معينة ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

رقم التجربة	[A] (M)	[B](M)	[C](M)	السرعة الابتدائية (M/s)
1	0.02	0.02	0.02	4×10^{-2}
2	0.02	0.06	0.02	4×10^{-2}
3	0.01	0.02	0.02	R
4	0.02	0.02	0.04	8×10^{-2}
5	Y	0.01	0.01	5×10^{-5}

1) ما رتبة التفاعل للمادة C؟ 2) ما قيمة Y المشار لها بالتجربة 5

3) ما قيمة R في التجربة 3

4)عند مضاعفة تركيز A(3 مرات) ونركيز B مرتين ، وتركيز C مرتين كم مرة تتضاعف سرعة التفاعل عندنفس الشروط

الاجابات:

1) 1 ب) 0.001M ج) 0.01M/s د) 18 مرة

مثال 38 : في التفاعل الاتي: $BrO_3^- + 5Br^{\mp}6H^+ \rightarrow 3Br_2 + 3H_2O$ ، تم الحصول على البتنات الاتية بالتجربة العملية :

رقم التجربة	$[BrO_3^-]$ (M)	$[Br^-]$(M)	$[H^+]$(M)	السرعة الابتدائية (M/s)
1	0.1	0.1	0.1	8×10^{-4}
2	0.2	0.1	0.1	1.6×10^{-3}
3	0.2	0.2	0.1	3.2×10^{-3}
4	0.1	0.1	0.2	3.2×10^{-3}

اكتب قانون سرعة التفاعل . الاجابة : $R= k[BrO_3^-]^1[Br^-]^1[H^+]^2$

مثال 39 : في التفاعل الافتراضي : $A + 2B \rightarrow 3C + D$ ، اذا علمت ان قيمة ثابت سرعة التفاعل k عند درجة حرارة معينة يساوي $2\times10^{-3}M^{-1}.s^{-1}$ ، وان قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^X$

1) ما رتبة التفاعل لكل من A و B 2) احسب سرعة التفاعل عندما يكون ([A] = 0.1M ، [B] =0.5M)

3) احسب سرعة انتاج C عندما تكون سرعة استهلاك B تساوي (0.6M/s)

4) كم مرة تتضاعف سرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز A(مرتين) وتركيز B(5 مرات)

الاجابات :

1) من خلال وحدة K نجد ان الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 2 ، وبما ان قانون سرعة التفاعل $R = k[A]^X$ ، فان رتبة B تساوي (صفر) (تركيز B غير موجود في قانون السرعة) ورتبة A يساوي 2

2) $R = 2\times10^{-3} \times (0.1)^2 = 2\times10^{-5}$

3) سرعة انتاج C $= \frac{3}{2}$ سرعة استهلاك B

$= \frac{3}{2} \times 0.6 = 0.9$ M/s

4) 4 مرات

س) في التفاعل الغازي الاتي $2NO + 2H_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$ اذا كان قانون سرعة التفاعل $R= k[NO]^1[H_2]^2$

ماذا يحدث لسرعة التفاعل في الحالات الاتية :

1) مضاعفة الضغط مرتين : اي مضاعفة التركيز مرتين لكلتا المادتين ومنه تتضاعف السرعة 8 مرات

2) خفض الحجم الى الربع : اي مضاعفة الضغط 4 مرات (التركيز (4 مرات) ومنه تزاد السرعة 64 مرة

يقابل زيادة التركيز زيادة الضغط في حال المواد المتفاعلة في الحالة الغازية، حيث يقل حجم الغاز بزيادة الضغط

س) كتاب التمارين

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؛ فكانتنتائج 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

الاجابة : نجد رتب المواد المتفاعلة ، ثم نجد قيمة ثابت السرعة من اي تجربة (مثلا التجربة 1) ، ثم قيمة R في تجربة 3

رتبة W تساوي 1 ، رتبة Q تساوي 2 ، ومنه $R= k[w]^1[Q]^2$

$K = \frac{2.1}{0.16\times0.2} = 65.6 M^{-2}/s$

الان نقوم بحساب قيمة T وبالتعويض نجدها تساوي

$R = 65.6 \times 0.8^2 \times 0.6 = 25.2 M/s$

س) كتاب التمارين :

في التفاعل الافتراضي : $A + B \rightleftharpoons AB$ 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 2) استنتج وحدة ثابت السرعة

الاجابات :

1) 1 2) M^{-1}/s

أ. أحمد نوفل

الدرس الثالث : نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

أولاً : نظرية التصادم .

- وضعت هذه النظرية من قبل العالمين ماكس تراوتز ووليام لويس.

س) ما الهدف (أهمية) نظرية التصادم ؟

فسرت حدوث التفاعلات الكيميائية وتفاوت سرعاتها، وقدمت اقتراحات حول كيفية تغيير سرعة التفاعل الكيميائي (عن طريق فهم العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائي)

- فرضيات نظرية التصادم

الافتراض الأول : لحدوث تفاعل كيميائي يجب تصادم جسيمات المواد المتفاعلة معًا، سواء كانت ذرات أو أيونات أو جزيئات.

س) هل تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة إلى حدوث تفاعل وتكوين نواتج ؟

الافتراض الثاني : لحدوث تفاعل كيميائي يجب أن تكون طاقة التصادم كافية لتكسير الروابط بين الجسيمات المتفاعلة وتكوين روابط جديدة. وبالإضافة إلى ذلك؛ تشترط أن يكون اتجاه تصادم هذه الجسيمات صحيحًا. (تصادم فعال)

ثانيا: اتجاه التصادم والمعقّد المنشّط

- يحدث كثير من التصادمات بين جسيمات المواد المتفاعلة؛ إلا أن عدد التصادمات التي تؤدي إلى تكوين النواتج تكون قليلة مقارنة بعدد التصادمات الكُليّة. (ليس كل تصادم يؤدي لتكوين نواتج)
- يطلق على التصادم الذي يمتلك طاقة كافية ويؤدي إلى حدوث التفاعل وتكوين النواتج؛ التصادم الفعال

س) ما الشرطان اللازم توافرهما حتى يكون التصادم فعالً؟

1) يكون تصادم الجسيمات المتفاعلة في الاتجاه الصحيح (الاتجاه المناسب)

2) وأن تمتلك الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل.(طاقة التنشيط) وفي هذه الظروف تتكسر الروابط بين جسيمات المواد المتفاعلة، وتتكون روابط جديدة في المواد الناتجة

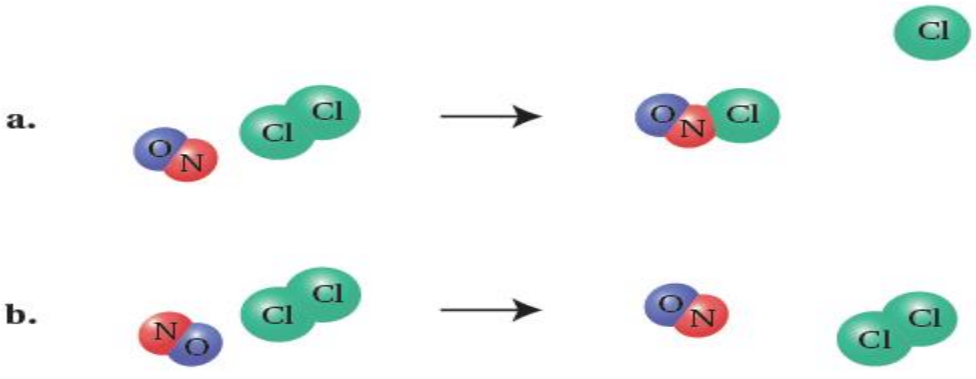
ملاحظة : يمكن أن نعبر عن الافتراض الثاني في نظرية التصادم بان نقول يجب ان يكون التصادم فعالاً.

لتوضيح مفهوم التصادم الفعال ، ادرس الامثلة الاتية :

مثال 40: تفاعل جزيئات أحادي أكسيد النيتروجين NOمع جزيئات الكلور Cl_2 ؛ وفق المعادلة الآتية:

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

أي الاشكال a أم b يمكن أن يمثل تصادما فعالا؟

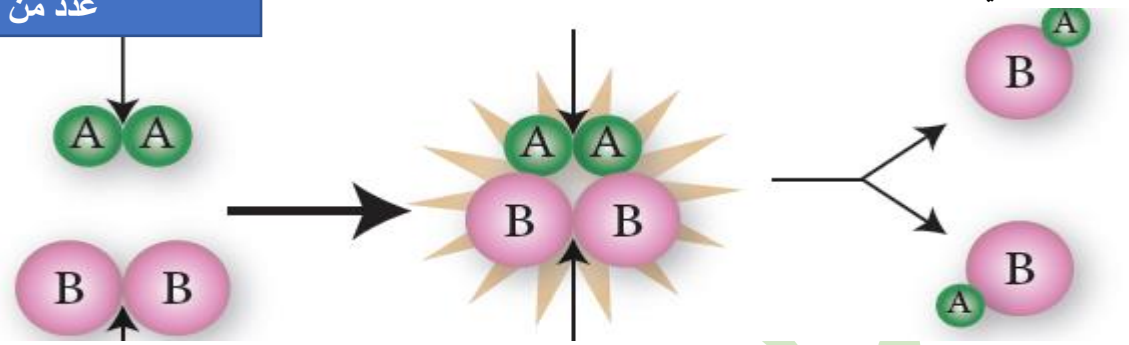


الاجابة : الشكل a، لانه ادى لتكوين النواتج ، لان اتجاه التصادم مناسب لان جزيء NO اصطدم من جهة ذرة N مع ذرة Cl من جزيء Cl_2 ، اما الشكل b يكون اتجاه التصادم غير مناسب (ادى لتكوين المتفاعلات نفسها) لان جزيء NO اصطدم من جهة ذرة O مع ذرة Cl من جزيء Cl_2.

التصادم الفعال يحدث من طرف الذرة المركزية التي تستطيع ان تكون اكبر عدد من الروابط

ملاحظة : ليس كل تصادم يؤدي الى تكوين نواتج

مثال 41: في المعادلة العامة $A_2 + B_2 \rightarrow 2AB$



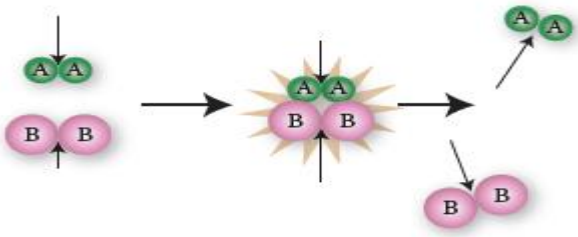
تتصادم جسيمات المادة A مع جسيمات المادة B في الاتجاه الصحيح كي يحدث التفاعل، وأن تتوافر الطاقة الكافية.

تكون النواتج 2AB؛ عندما تتصادم ذرتي A من الجزيء A_2 مع ذرتي B من الجزيء B_2

س) لا تؤدي جميع التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة لحدوث تفاعل ، فسر ذلك (وزاري)

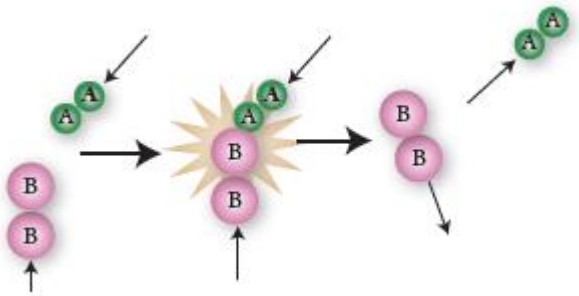
لأن بعض التصادمات تكون غير فعالة وذلك :

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



اتجاه تصادم صحيح وطاقة غير كافية

2) إذا كانت كمية الطاقة غير كافية للتفاعل، وكان اتجاه التصادم غير صحيح؛ فإن الجسيمات ترتد بعضها عن بعض ولا يحدث التفاعل.(انظر الشكل المجاور)



اتجاه تصادم غير صحيح وطاقة غير كافية

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

إذا لم يتوفر شرطين حدوث التفاعل وهما الاتجاه الصحيح والطاقة الكافية، فإنه لا يحدث تفاعل حتى ولو توفر أحد الشرطين.

نظرية التصادم: يجب اصطدام جسيمات المواد المتفاعلة بعضها ببعض، وامتلاكها طاقة تصادم كافية لتكسير الروابط بينها.

- المعقد المنشط :

وعند حدوث التصادم الفعال، تتكوّن جسيمات تسمى المعقّد المنشّط Activated Complex؛ وهو حالة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات، يبدأ فيها تكسير الروابط وتكوين روابط جديدة وتمتلك أعلى طاقة؛ يطلق عليها طاقة المعقّد المنشّط (Hc) وسرعان ما يتفكك المعقّد المنشّط مكوّنًا المواد الناتجة أو المتفاعلة مرة أخرى

س) ما المقصود بالمعقد المنشط ؟

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

س) ما خصائص المعقد المنشط ؟

1) حالة انتقالية (غير ثابت) غير مستقرة من تجمع الذرات

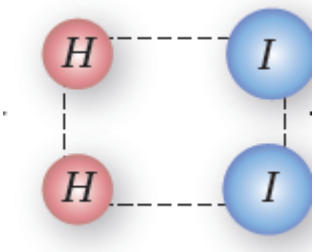
2) طاقته اعلى من طاقة المتفاعلات وطاقة النواتج

3) قد يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة أو المواد المتفاعلة.

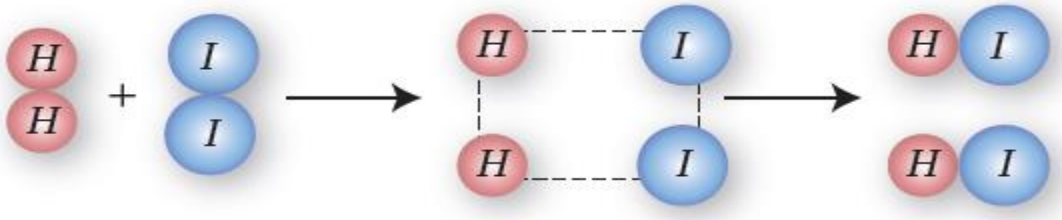
مثال 42: ارسم المعقد المنشط (التصادم الفعال) لكل من التفاعلات الاتية :

1) $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$

الاجابة :

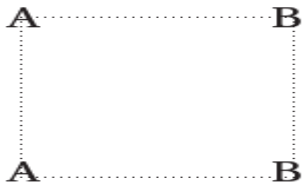


يمكن تمثيل التفاعل السابق حسب الشكل :



2) $2HI \rightarrow H_2 + I_2$

الاجابة :



3) $2AB \rightarrow A_2 + B_2$ (وزاري 2021)

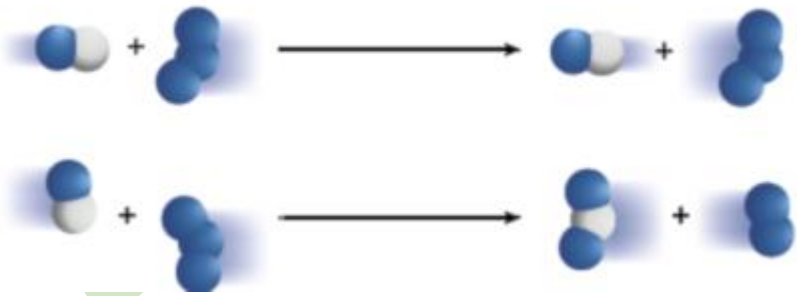
يحدث التصادم بين ذرتي A وذرتي B في الجسيمات AB ، ويتوقع أن تنكسر كل رابطة A-B ، وتتكون الرابطة بين A-A و B-B؛

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

الاجابة : O=N…..Cl…..Cl

مثال 43: (مثال 15 من الكتاب)

أستنتج من الشكل الآتي أي الاحتمالين يعدّ اتجاهًاصحيحًا للتصادم الفعال بين جزيئات أحادي أكسيد النيتروجين وجزيئات الأوزون؛ وفق المعادلة الآتية : $NO + O_3 \rightarrow NO_2 + O_2$



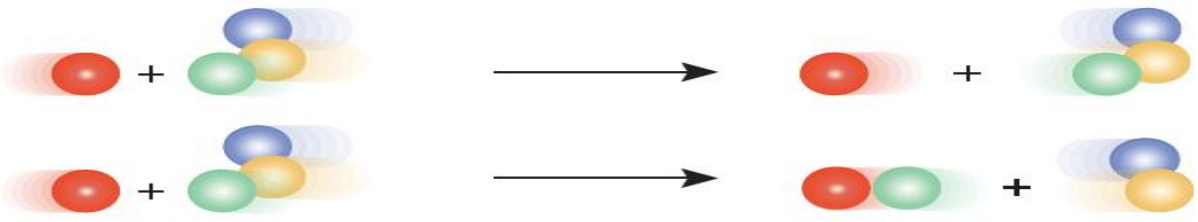
ألاحظ من الاحتمال الأول؛ أنه لم يتغير ترتيب الذرات المتفاعلة عن الناتجة؛ مما يعني أن اتجاه التصادم غير صحيح، في حين أن الاحتمال الثاني يعدّ اتجاهًا صحيحًا للتصادم الفعال؛ لأنه أدى إلى إعادة ترتيب الذرات

كما يتّضح من الشكل

مثال 44: (اتحقق صفحة 36)

بالاعتماد على شرطي التصادم الفعال؛ أستنتج من الشكل الإفتراضي الآتي أي الحالتين تمثل تصادمًا فعالً،

وأيهما تمثل تصادمًا غير فعال، وأفسر إجابتي



الشكل الأو ل: تصادم غير فعال حيث لم يتغير ترتيب الذرات الناتجة عن المتفاعلة. الشكل الثاني :تمثل تصادم فعال حيث أدى إلى إعادة ترتيب ذرات المواد الناتجة مقارنة بالمواد المتفاعلة

- **طاقة التنشيط (Ea) (Activation Energy)**

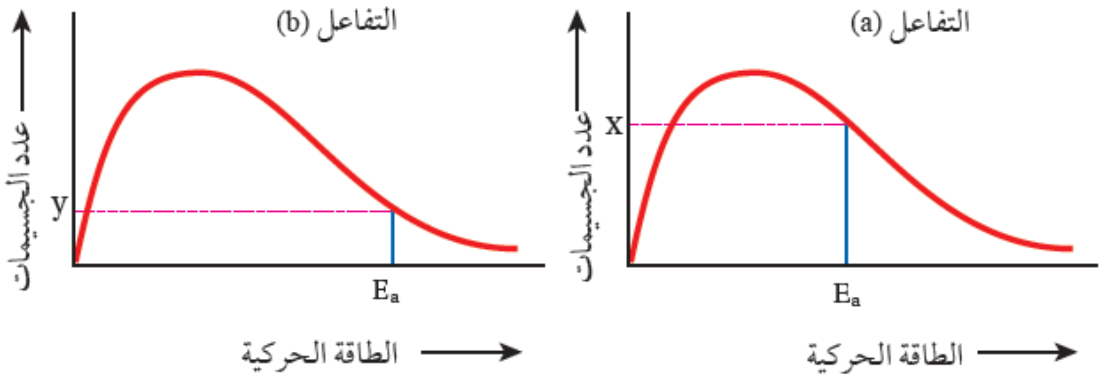
- **تشترط نظرية التصادم امتلاك الجسيمات المتفاعلة طاقة كافية لحدوث التفاعل، ويطلق على هذه الطاقة؛ طاقة التنشيط**

س) ما المقصود بطاقة التنشيط ؟

وهي الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تمتلكها الجسيمات المتفاعلة كي تبدأ التفاعل وتكون المعقّد المنشّط.

س) ما العلاقة بين طاقة التنشيط (Ea) وسرعة التفاعل ؟

لتوضيح العلاقة بين سرعة التفاعل ادرس الشكلين ادناه اللذان يمثلان طاقة التنشيط وعدد الجسيمات التي تمتلكها لتفاعلان a و b



ل

من خلال الاشكال ، اجب عن الاسئلة الاتية حتى تتضح الفكرة لديك ؟

1) أي التفاعلين (a ,b) تكون طاقة التنشيط اقل ؟ (الاجابة : التفاعل a)

2) ماذا يمثل المنحنى السابق ؟ (العلاقة بين عدد الجزيئات والطاقة الحركية)

3) ماذا تمثل الرموز X, Y؟

X: يمثل عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط أو أعلى منها في التفاعل a

Y: عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط أو أعلى منها في التفاعل b

4) ما نوع طاقة التنشيط (حركية ،وضع .....) ؟ (طاقة حركية لانها موجودة على محور السينات الذي يمثل الطاقة الحركية للجزيئات)

وبعد اجابتك عن الاسئلة السابقة ، نستنتج ما يلي :

1) عندما تكون طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل منخفضةً؛ فهذا يعني أن هناك عددًا كبيرًا من الجسيمات تمتلك طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقّد المنشّط عند تصادمها في الإتجاه الصحيح (كما في التفاعل a)

2) وألاحظ أن عدد الجسيمات X أكبر من عدد الجسيمات Y فتزداد بذلك سرعة التفاعل ويزداد احتمال تكون النواتج.

3) عندما تكون طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل عالية؛ فهذا يعني أن عددًا قليلاً من الجسيمات يمتلك طاقة كافية لتكوين المعقّد المنشّط؛ فتكون سرعة التفاعل بطيئة (كما في التفاعل b)

4) (الاستنتاج الاهم)

العلاقة بين طاقة التنشيط (Ea) وسرعة التفاعل عكسية .فكلما قلت طاقة التنشيط يكون :

أ) سرعة التفاعل اكبر

ب) عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط او اعلى منها اكبر فتزداد بذلك سرعة التفاعل ويزداد احتمال تكون النواتج

ج) يقل زمن ظهور النواتج .

د) عددًا كبيرًا من الجسيمات تمتلك طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقّد المنشّط عند تصادمها في الإتجاه الصحيح

5) العلاقة بين عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التشيط وسرعة التفاعل علاقة طردية.

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

س) العلاقة بين طاقة التنشيط وسرعة التفاعل عكسية ، فالتفاعل الذي يملك طاقة تنشيط أقل هو الأسرع .(فسر)

عندما تكون طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل منخفضةً؛ فهذا يعني أن هناك عددًا كبيرًا من الجسيمات تمتلك

طاقة كافية لحدوث التفاعل وتكوين المعقّد المنشّط عند تصادمها في الإتجاه الصحيح .

- **ثانيا : العلاقة بين طاقة التنشيط والتغير في المحتوى الحراري :**

تقسم التفاعلات الكيميائية من حيث التغيرات في الطاقة المصاحبة لها إلى قسمين:

1- تفاعلات ماصة للطاقة : وهي التفاعلات التي تحتاج طاقة لحدوثها مثل تفاعلات التحلل.

الصيغة العامة للتفاعلات الماصة للطاقة : $Reactant + energy \rightarrow Product$

مثال : $CaCO_3 + 178KJ \rightarrow CaO + CO_2$

2- تفاعلات طاردة للطاقة : وهي التفاعلات التي تنتج طاقة عند حدوثها مثل تفاعلات الاحتراق .

الصيغة العامة للتفاعلات الطاردة للطاقة: $Reactant \rightarrow Product + energy$

مثال : $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + O_2 + 889.5KJ$

س) ما مصدر الطاقة التي تنتج من التفاعلات الطاردة للطاقة ؟ وأين تخزن الطاقة التي تكسبها التفاعلات الماصة للطاقة ؟

1) المواد المتفاعلة تمتلك كمية من الطاقة تسمى طاقة المواد المتفاعلة أو المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة، ويرمز لها بالرمز H_R

2) المواد الناتجة تمتلك كمية من الطاقة تسمى طاقة المواد الناتجة أو المحتوى الحراري للمواد الناتجة ويرمز لها بالرمز H_P

3) ويسمى فرق الطاقة هذا بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل(الطاقة المصاحبة للتفاعل أو حرارة التفاعل)، ويرمز له بالرمز ΔH حيث :

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

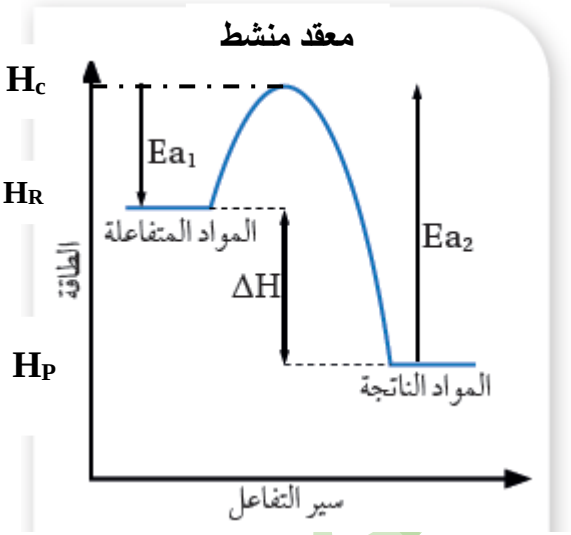
$$\Delta H = H_P - H_R$$

منحنيات سير التفاعل : (القوانين الواردة في الدرس تستخدم للتفاعلات الطاردة والتفاعلات الماصة للطاقة)

1) التفاعلات الطاردة للطاقة : (ΔH سالبة)

لتوضيح ذلك ،ادرس التفاعل الاتي : $CO(g) + NO2(g) \rightarrow CO2(g) + NO(g)$ معتمدا الشكل الاتي الذي يمثل سير تفاعل طارد للطاقة :

في التفاعلات الطاردة او الماصة او الطاردة للطاقة يجب ان تكون طاقة المعقد المنشط اكبر من طاقة المتفاعلات واكبر من طاقة النواتج



ملاحظات (للتفاعلات الطاردة من خلال منحنى سير التفاعل)

1) طاقة المواد الناتجة H_P أقل من طاقة المواد المتفاعلة H_R ، مما يعني أن التفاعل يصاحبه فقدان للطاقة

2) فرق الطاقة هذا بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة يسمى التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، ويرمز له بالرمز ΔH

س) ما التغيرات التي طرات على طاقة وضع المتفاعلات اثناء سير التفاعل

*** المواد المتفاعلة تكتسب الطاقة عند تصادمها لتكوين المعقّد المنشّط؛ وتسمى هذه الطاقة طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1**

س) ما المقصود بطاقة التنشيط للتفاعل الامامي ؟

وهي الطاقة التي يجب أن تمتلكها المواد المتفاعلة عند تصادمها لتكوين المواد الناتجة (لطاقة التي تكسبها المواد المتفاعلة للوصول إلى طاقة المعقد المنشط)

وفي هذه الحالة تتصادم جزيئات CO وNO_2 ، مع وجود كمية كافية من الطاقة؛ فتكوّن المعقّد المنشّط، ثم تنكسر الروابط، وتتكون روابط جديدة مكونة المواد الناتجة.

بالنظر إلى التفاعل العكسي بين ثاني أكسيد الكربون CO_2 وأحادي أكسيد النيتروجين NO ؛ لإنتاج CO و NO_2 ؛ وفق المعادلة السابقة، يتضح من الشكل السابق ؛ أن فرق الطاقة بين طاقة المواد الناتجة وطاقة المعقّد المنشّط H_C ، تسمى طاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2

س) ماذا يمثل الفرق بين طاقة وضع المواد المتفاعلة وطاقة وضع المعقد المنشط ؟

ج) طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي Ea_1 (من البداية للقمة) $(Ea_1 = H_C - H_R)$

س) ماذا يمثل الفرق بين طاقة وضع المعقد المنشط وطاقة وضع المواد الناتجة ؟

ج) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي Ea_2 (من النهاية للقمة) $(Ea_2 = Hc - H_p)$

3) وألاحظ أن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي أكبر من طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (اي ان التفاعل الامامي اسرع من العكسي ، وبالتالي يكون التفاعل العكسي ماصًّا للطاقة.)

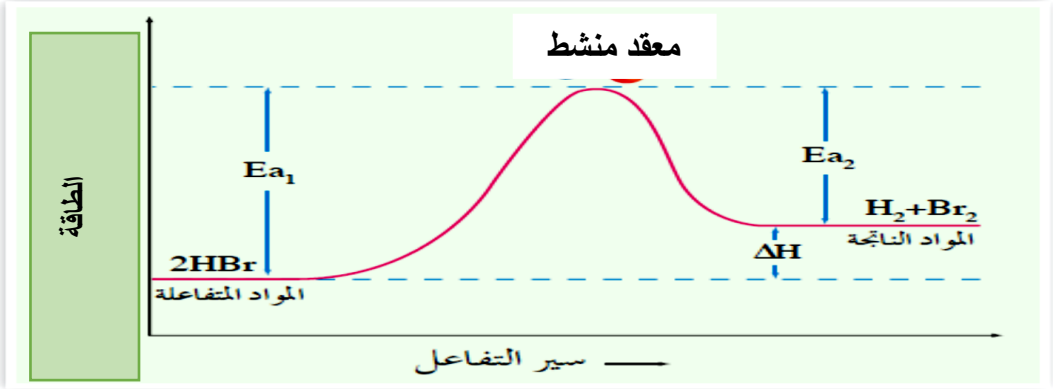
ويمكن التعبير- أيضًا- عن التغيّر في المحتوى الحراري؛ بدلالة الفرق بين طاقة تنشيط التفاعل الأمامي Ea_1 ، وطاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2 ، حيث:

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

$$\Delta H = Ea_1 - Ea_2$$

2) التفاعلات الماصة للطاقة : (ΔH موجبة)

ادرس الشكل الاتي الذي يمثل منحنى سير التفاعل $2HBr \rightarrow H_2 + Br_2$



ملاحظات (للتفاعلات الماصة من خلال منحنى سير التفاعل)

1) طاقة المواد الناتجة H_P اكبر من طاقة المواد المتفاعلة H_R ، مما يعني أن التفاعل يصاحبه استهلاك للطاقة (يحتاج طاقة)

2) فرق الطاقة هذا بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة يسمى التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، ويرمز له بالرمز ΔH (وهنا يكون موجبا)

3) تزداد طاقة المواد المتفاعلة أثناء سير التفاعل بسبب تصادمها ، حتى تصل إلى أعلى قيمة لها تسمى طاقة المعقد المنشط ، بحيث تسمى الطاقة التي تكسبها المواد المتفاعلة للوصول إلى طاقة المعقد المنشط طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي Ea_1، ونتيجة تكون الروابط الجديدة في الجزيئات (H_2 ,Br_2) تنخفض طاقة وضع المواد المتصادمة حتى تصل إلى الوضع المبين في الشكل السابق

في هذه الحالة تتصادم جزيئات HBr ، مع وجود كمية كافية من الطاقة؛ فتكوّن المعقّد المنشّط، ثم تنكسر الروابط، وتتكون روابط جديدة مكونة المواد الناتجة

وبالنظر إلى التفاعل العكسي بين H_2 و Br_2؛ لإنتاج HBr ؛ وفق المعادلة السابقة، يتضح من الشكل السابق ؛ أن فرق الطاقة بين طاقة المواد الناتجة وطاقة المعقّد المنشّط H_C ، تسمى طاقة تنشيط التفاعل العكسي Ea_2

3) ألاحظ أن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي اقل من طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي،(اي ان التفاعل العكسي اسرع من الامامي) وبالتالي يكون التفاعل الامامي طارد للطاقة.

مثال 45:

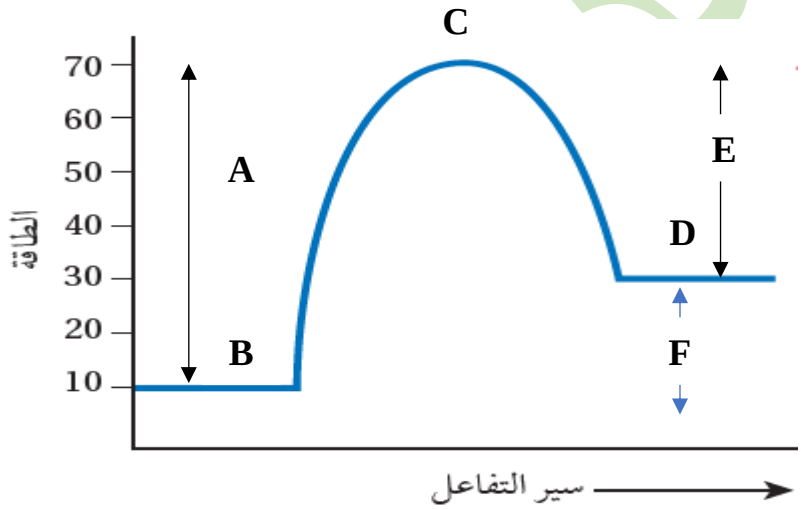
أ) ي التفاعل الافتراضي $B \longrightarrow A+80kJ$ ، إذا علمت أن طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي تساوي 105kJ ، جد طاقة التنشيط للتفاعل العكسي .

ب) ي التفاعل الافتراضي $C+D \longrightarrow CD +210\ kJ$ ، وكانت Ea_2 = 250kJ ، طاقة الوضع للمتفاعلات تساوي 225kJ ، احسب ما يلي :

أ) طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي ب) طاقة الوضع للنواتج

مثال 46 :

بدراسة منحنى التفاعل المجاور؛ أجد قيمة كل مما يأتي بوحدة (KJ)



1) طاقة المواد المتفاعلة.

2) طاقة المواد الناتجة.

3) طاقة وضع المعقد المنشط

4) طاقة تنشيط التفاعل الامامي

5) طاقة تنشيط التفاعل العكسي

6) ΔH (التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل)

7) هل التفاعل ماص ام طارد للطاقة

8) ماذا تمثل الرموز A ,B ,C,D,E,F ؟

الاجابات :

1) 10kJ 2) 30kJ 3) 70kJ

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

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

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

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

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

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

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

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

7) ماص للطاقة

مثال 47 :

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

1) طاقة المواد الناتجة؟ 2) طاقة المعقد المنشط

3) طاقة التنشيط للتفاعل الامامي 4) هل التفاعل ماص ام طارد للطاقة ؟

الاجابات :

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

$\Delta H = H_P - H_R$

$45 = H_P - 25 \quad , Hp = 70KJ$

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

$Ea_2 = H_C - H_P \quad , \quad 55 = H_C - 70 \quad , \quad Hc = 125kJ$

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

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

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

والان سوف نقوم بحل السؤال بطريقة اخرى : (سنحول الاسئلة الكلامية الى رسم منحنى سير التفاعل كما في المثال السابق)

مثال 48 : (اتحقق صفحة 40)

في تفاعل ما؛ كانت قيمة التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل 80KJ- ، وطاقة المواد الناتجة 15Kj ، وطاقة المعقد المنشط 150Kj ، احسب لكل مما يلي :

1) طاقة وضع المواد المتفاعلة 2) طاقة التنشيط للتفاعل الامامي 3) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي

الاجابات :

1) $\Delta H = H_P - H_R \longrightarrow -80 = 15 - H_R \longrightarrow H_R = 95kJ$

2) $Ea_1 = H_C - H_R = 150 - 95 = 55\ KJ$

3) $Ea_2 = H_C - H_P = 150 - 15 = 135kJ$

(يمكن كذلك ايجاد فرع 3 من خلال العلاقة $\Delta H = Ea_1 - Ea_2$)

مثال 49 : وزاري 2022 تكميلي

في تفاعل ما عند درجة حرارة معينة ، اذا كانت طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة بمقدار (30KJ) ، وان طاقة المعقد المنشط تساوي (150KJ) ، وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي تساوي (110kJ) أجب عن الفقرتين (1،2)

1) طاقة المواد المتفاعلة (kJ) تساوي :

أ) 70 ب) 60 ج) 50 د) 40

2) طاقة التنشيط للتفاعل الامامي (kJ) تساوي:

أ) 70 ب) 80 ج)90 د)100

الاجابات :

1) أ ، $Ea_2 = H_C - H_P \longrightarrow 110 = 150 - H_p \longrightarrow H_P = 40$

ومن خلال نص السؤال (طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة بمقدار (30KJ) اي طاقة المتفاعلات 70KJ

ب) ب (تطبيق مباشر على القانون $Ea_1 = H_C - H_R$)

معلومة : طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة بمقدار (30KJ) معناها ΔH تساوي 30Kj-

مثال 50:

في التفاعل الافتراضي $A + B \rightarrow 2AB + 30kJ$ عند درجة حرارة معينة ، اذا كانت طاقة المواد الناتجة (50KJ) ، وطاقة المعقد المنشط (110KJ) ، اجب عن الفقرات (1،2،3)

1) قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (KJ) تساوي :

أ) 20 ب) 40 ج) 60 د) 80

2) قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الامامي (KJ) تساوي:

أ) 60 ب) 50 ج) 40 د) 30

3) قيمة طاقة المواد المتفاعلة (KJ) تساوي :

أ) 80 ب)70 ج) 60 د) 40

الاجابات :

1) ج (طاقة التنشيط للتفاعل العكسي = طاقة المعقد المنشط – طاقة النواتج)

2) د (بما ان التفاعل طارد للطاقة هذا يعني ان طاقة التنشيط للتفاعل الامامي اقل من طاقة التنشيط العكسي لذلك يمكنك استبعاد فرع (أ وب)

3) أ

مثال 51:

التفاعل الافتراضي $A + 40kJ \rightarrow B$ عند درجة حرارة معينة ، اذا علمت ان طاقة التنشيط للتفاعل العكسي تساوي نصف طاقة التنشيط للتفاعل الامامي ، فما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي ؟

الاجابة : 40KJ

مثال 52: وزاري

ادرس المعلومات الاتية لتفاعل ما :

- طاقة المواد المتفاعلة (115KJ)
- طاقة التنشيط للتفاعل الامامي (30kJ)
- الطاقة المصاحبة للتفاعل (-65kJ)

اجب عن الاسئلة الاتية :

1) ما قيمة طاقة المعقد المنشط ؟

2) ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي؟

3) ما قيمة طاقة المواد الناتجة ؟

اي العبارات الاتية صحيحة ؟

أ) التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة شرط كاف لحدوث التفاعل

ب) يحدث التفاعل الكيميائي عندما يكون التصادم ين دقائق المواد المتفاعلة تصادما فعالا

ج) في التفاعل الطارد للطاقة تكون طاقة المواد الناتجة أكبر من طاقة المواد المتفاعل

د) في التفاعل الماص للطاقة تكون طاقة التنشيط للتفاعل العكسي اكبر من طاقة التنشيط للتفاعل الامامي

الاجابات : بوحدة kJ

1)145 (ة طاقة التنشيط للتفاعل الامامي = طاقة المعقد المنشط ـ طاقة المتفاعلات)

2) 95 (طاقة التنشيط للتفاعل العكسي = طاقة المعقد المنشط – طاقة النواتج)

3) 50

* في التفاعل الافتراضي $A + B \rightarrow C + X$ عند درجة حرارة معينة ، اذا علمت ان طاقة المعقد المنشط تساوي 250KJ، طاقة المواد الناتجة 40KJ ، طاقة التنشيط العكسي تساوي (50+X) حيث X الطاقة المصاحبة للتفاعل ، اجب عن الفقرات (1،2،3،4) :

1) قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (KJ) تساوي :

أ)290 ب)240 ج)200 د) 210

2) قيمة X(KJ) تساوي :

أ) 160 ب)200 ج)260 د) 300

3) قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الامامي (KJ) تساوي :

أ)90 ب) 190 ج) 50 د) 150

4) قيمة طاقة المواد المتفاعلة (KJ) تساوي :

أ) 200 ب) 150 ج) 100 د) 50

الاجابات :

1) $Ea_2 = Hc - H_p = 250 - 40 = 210kJ$ (د) 2) $Ea_2 = 50 + X$ ومنه $X = 160$ KJ (أ)

3) $Ea1 = 50kJ$ ⟵ $-160 = Ea_1 - 210$ ⟵ $\Delta H = Ea_1 - Ea_2$ (ج)

4) أ (من خلال قانون $\Delta H = H_P - H_R$)

خامسا : العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بمجموعة من العوامل التي يمكن التحكم بها لزيادة سرعة التفاعل أو إبطائها.

تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بعدد من العوامل منها :

1- تركيز المواد المتفاعلة . 2- طبيعة المواد المتفاعلة . 3- مساحة السطح المعرض للتفاعل.

4 -درجة الحرارة. 5- استخدام العامل المساعد.

أي عامل يزيد سرعة التفاعل سوف يزيد عدد التصادمات بين المواد المتفاعلة

1) تركيز المواد المتفاعلة (في حالة المحاليل أو السوائل)

يؤدي زيادة تركيز المواد المتفاعلة، إلى زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم، فيزداد عدد التصادمات الكليّة بينها؛ مما يؤدي إلى زيادة فرصة اصطدام الجسيمات بعضها ببعض في الاتجاه الصحيح، وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة بينها، مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل.

مثال : تفاعل كتلة محددة من الخارصين Zn مع 20mL، من محلول حمض الهيدروكلوريك HCl ؛ تركيزه 1M، يؤدي إلى انطلاق كمية من غاز الهيدروجين H_2 من التفاعل أكبر منها عند تفاعل كتلة الخارصين Zn ذاتها مع 20mL من محلول

حمض الهيدروكلوريك HCl؛ تركيزه 0.1M في الفترة الزمنية ذاتها.

مثال : سرعة تفاعل المواد مع الأكسجين النقي O_2 أكبر من سرعة تفاعلها مع الهواء؛ وذلك لأن تركيز الأكسجين النقي أكبر من تركيزه في الهواء (فسر ذلك) زيادة تركيز المواد المتفاعلة، يؤدي إلى زيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم، فيزداد عدد التصادمات الكليّة بينها؛ مما يؤدي إلى زيادة فرصة اصطدام الجسيمات بعضها ببعض في الاتجاه الصحيح، وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة بينها، مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل.

س) سرعة احتراق المواد في الاكسجين النقي اكبر منها في الهواء فان العامل المؤثر على سرعة التفاعل :

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

س) وزاري 2022

يتفاعل (2g) من الخارصين مع تراكيز مختلفة من حمض الهيدروكلوريك HCl، فان سرعة التفاعل الاعلى عند تركيز الحمض (M) :

أ) 1 ب) 0.1 ج) 0.01 د0.001

ملاحظة : يستدل على تفاعل الفلزات مع HCl عن طريق تصاعد غاز الهيدروجين فكلما كان تركيز الحمض اكبر تصاعد غاز الهيدروجين بشكل اسرع (تكون نواتج التفاعل كلوريد الفلز وتصاعد غاز الهيدروجين)

* يقابل زيادة التركيز زيادة الضغط في حال المواد المتفاعلة في الحالة الغازية، حيث يقل حجم الغاز بزيادة الضغط؛ فيزداد عدد الجسيمات،ويزداد عدد تصادماتها الفعالة وتؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل.

س) اسئلة الوحدة

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

الاجابة :

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

2) طبيعة المواد المتفاعلة :

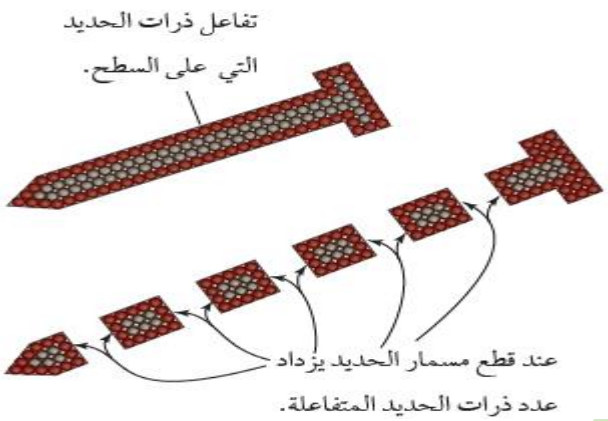
تتفاعل بعض المواد أسرع من غيرها؛ تبعًا لنشاطها الكيميائي، فمثلاً؛الصوديوم أسرع تفاعلً مع الماء مقارنة بالمغنيسيوم، وذلك لأن الصوديوم أكثر نشاطًا كيميائيًا من المغنيسيوم(يعود ذلك إلى طبيعة تركيبه الكيميائي فهو يحتوي على إلكترون واحد في مداره الأخير مما يسهل فقده)، وأيضًا تفاعل الخارصين مع محلول نترات الفضة أسرع من تفاعل النحاس؛ لأن الخارصين أنشط كيميائيًا من النحاس.

س) وزاري

سرعة تفاعل قطعة من الصوديوم مع الماءاكبر من سرعة تفاعل قطعة من المغنيسوم مع الماء لهما الكتلة نفسها فان العامل المؤثر في سرعة التفاعل :

أ) التركيز ب) طبيعة المواد المتفاعلة ج) درجة الحرارة د) مساحة السطح

ثالثا : مساحة سطح المواد المتفاعلة (للمواد الصلبة)



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

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

(سرعة تفاعل المسحوق اكبر من سرعة تفاعل البلورات الصلبة)

امثلة :

1) تحترق نشارة الخشب بسرعة أكبر من احتراق قطعة الخشب ذات الكتلة نفسها.
2) تفاعل برادة الحديد مع حمض الهيدروكلوريك أسرع من تفاعل قطعة الحديد التي لها الكتلة ذاتها.
3) تصدأ برادة الحديد بسرعة أكبر من صدا قطعة من الحديد لها الكتلة نفسها .

س) وزاري

تحترق نشارة الخشب بسرعة أكبر من احتراق قطعة الخشب ذات الكتلة نفسها وعند الظروف نفسها فان العامل المؤثر على سرعة التفاعل :

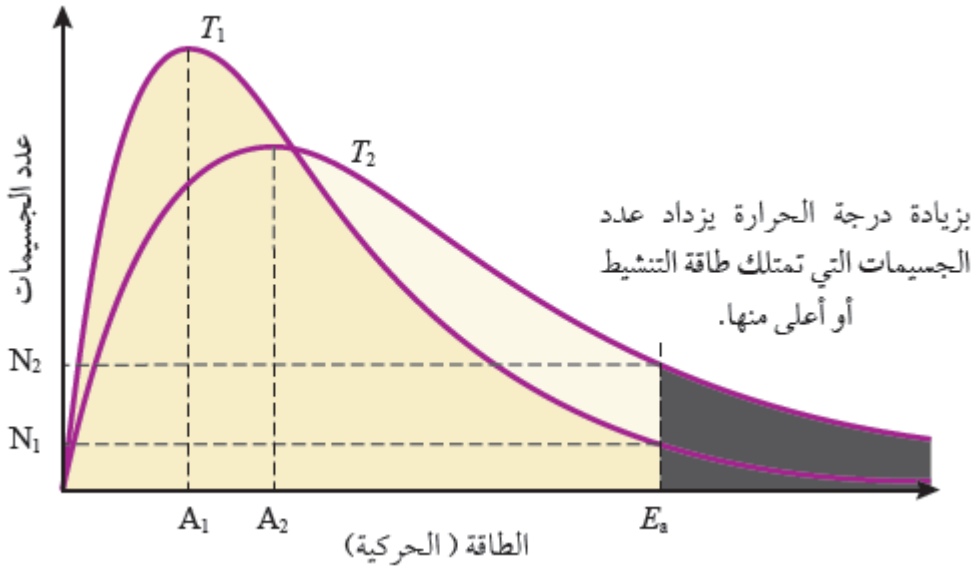
أ) درجة الحرارة ب) طبيعة المواد المتفاعلة ج) مساحة السطح د) التركيز

س) عند زيادة مساحة سطح المادة المتفاعلة المعرض للتفاعل عند الظروف نفسها؛ فإن العبارة الصحيحة:

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

رابعا : درجة الحرارة

لتوضيح أثر درجة الحرارة ـ ادرس الشكل الاتي الذي يمثل طاقة الجسيمات ودرجة حرارتها .



ملاحظات على الشكل :

1) $T_2 > T_1$ (أي ان المنحنى الذي في الاعلى يكون للحرارة الاقل)

2) المساحة تحت كل منحنى تمثل النسبة المئوية للجسيمات عند درجة حرارة معينة

3) A_1 يمثل متوسط الطاقة الحركية عند T_1 ، بينما A_2 يمثل متوسط الطاقة الحركية عند T_2 ومن الشكل نلاحظ انه عند زيادة درجة الحرارة يزداد متوسط الطاقة الحركية للجسيمات ($A_2 > A_1$)

4) ويحدد الخطّ المتقطع طاقة التنشيط للتفاعل ،Ea وهي لا تتغير بتغير درجة الحرارة

5) أما المنطقة المظللة فتمثل الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية للتفاعل(طاقة التنشيط)، حيث يكون عددها N_2 عند درجة حرارة T_2 أعلى من عددها N_1 عند درجة الحرارة T_1 ؛ فتزداد سرعة اصطدامها بعضها ببعض، ويزداد بذلك عدد التصادمات الفعالة؛ مما يؤدي الى زيادة سرعة التفاعل

وبالتالي عند زيادة درجة الحرارة يؤدي الى رفع الطاقة الحركية لجسيمات المواد المتفاعلة؛ وبالتالي يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها؛ فيزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل

اسئلة عامة :

1) تزداد سرعة التفاعل عند رفع درجة الحرارة بسبب:

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

2) خفض درجة الحرارة في التفاعل يؤدي الى :

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

3) بالاعتماد على نظرية التصادم فان زيادة درجة حرارة تفاعل ما تؤدي الى زيادة سرعته بسبب :

أ) انخفاض متوسط الطاقة الحركية للجزيئات ب) انخفاض عدد التصادمات الكلية المحتملة

ج)زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط د) زيادة طاقة التنشيط التي تمتلكها الجزيئات

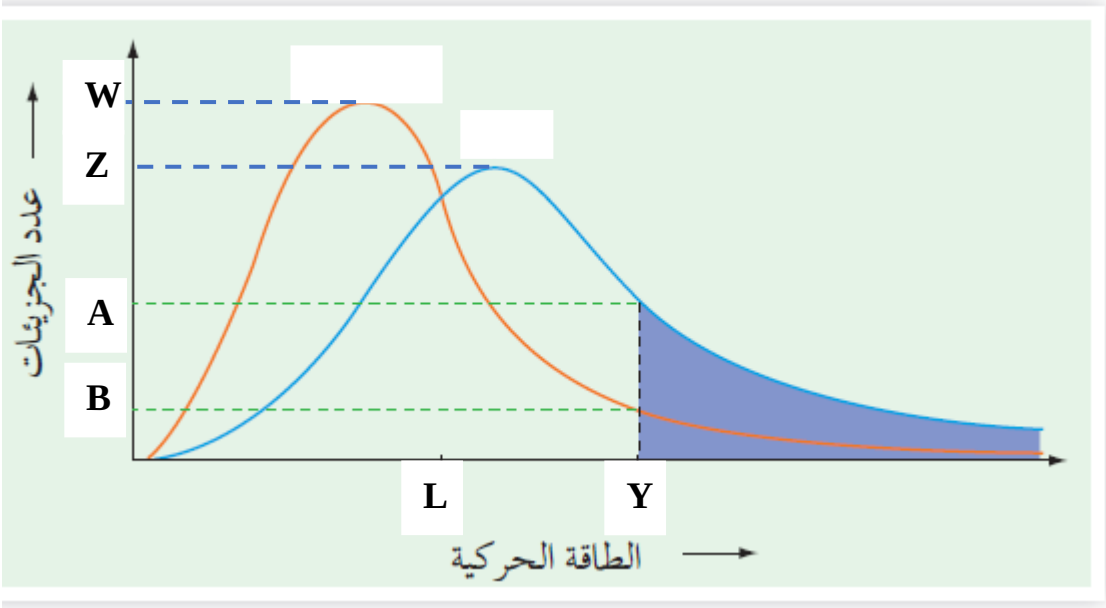
4) زيادة درجة حرارة التفاعل لا يؤثر على :

أ) عدد التصادمات الفعالة ب) سرعة التفاعل الكيميائي ج) طاقة التنشيط للتفاعل د)متوسط الطاقة الحركية للجزيئات

الاجابات :

1) ج 2) د 3) ج 4) ج

مثال 53 : اعتمد الشكل المجاور الذي يمثل توزيع الطاقة الحركية على جزيئات غاز ما عند درجتي حرارة مختلفتين



1) ما الرمز الذي يمثل طاقة التنشيط عند درجة الحرارة الاعلى ، وما الرمز الذي يمثل طاقة التنشيط عند درجة الحرارة الاقل ؟

2) ماذا تمثل المنطقة المظللة في المنحنى السابق ؟

3) ما الرمز الذي يمثل عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط عند درجة الحرارة الاقل ؟

4) ما الرمز الذي يمثل عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط عند درجة الحرارة الاعلى ؟

الاجابات :

1) Y (طاقة التنشيط لا تتغير بتغير درجة الحرارة)

2) تمثل الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية للتفاعل(طاقة التنشيط)

3) B 4) A

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.

مثال 54 :

1) لديك التفاعل الافتراضي : $A + B \rightleftharpoons AB$ **، فإذا علمت أن طاقة التنشيط للتفاعل الامامي = 60kJ، وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي = 80kJ ، أيهما أسرع سرعة تكون AB أم سرعة تفككه ؟ فسر ذلك.**

الاجابة) سرعة تكونه ، لأن طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي أقل من طاقة التنشيط للتفاعل العكسي

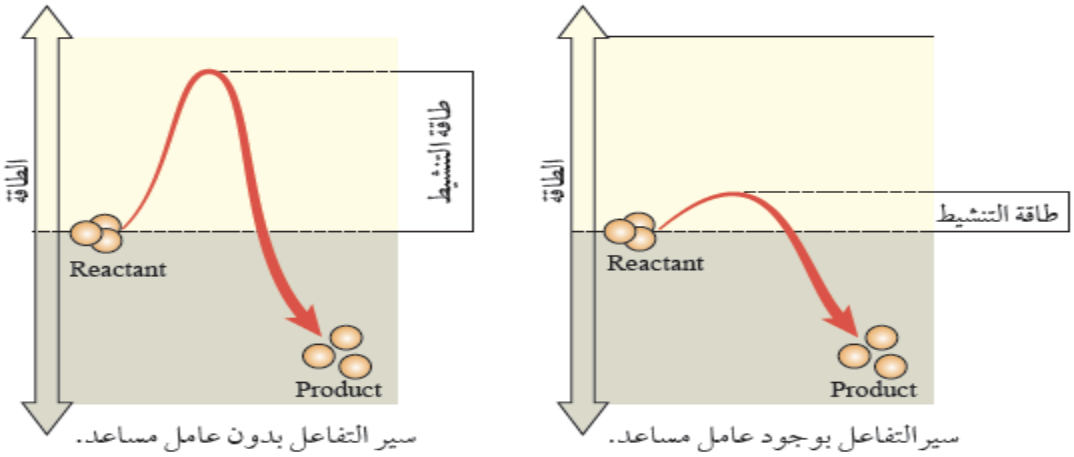
*** عند تفاعل اليود مع النشا لوحظ تغير لون اليود بشكل اكبر عند وضع وعاء التفاعل في حمام ماء ساخن اكثر من تغيره عند وضعه في الماء البارد ،فسر ذلك. ؟ وذلك لأنه بزيادة درجة الحرارة تزداد سرعة التفاعل**

خامسا : العامل المساعد (الحفاز)

مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تُستهلك أثناء التفاعل

س) ما اهمية العامل المساعد ؟

العامل المساعد يمهد مسارًا بديلاً للتفاعل، بحيث يقلل طاقة التنشيط؛ مما يجعل حدوث التفاعل أسرع في زمن أقلّ

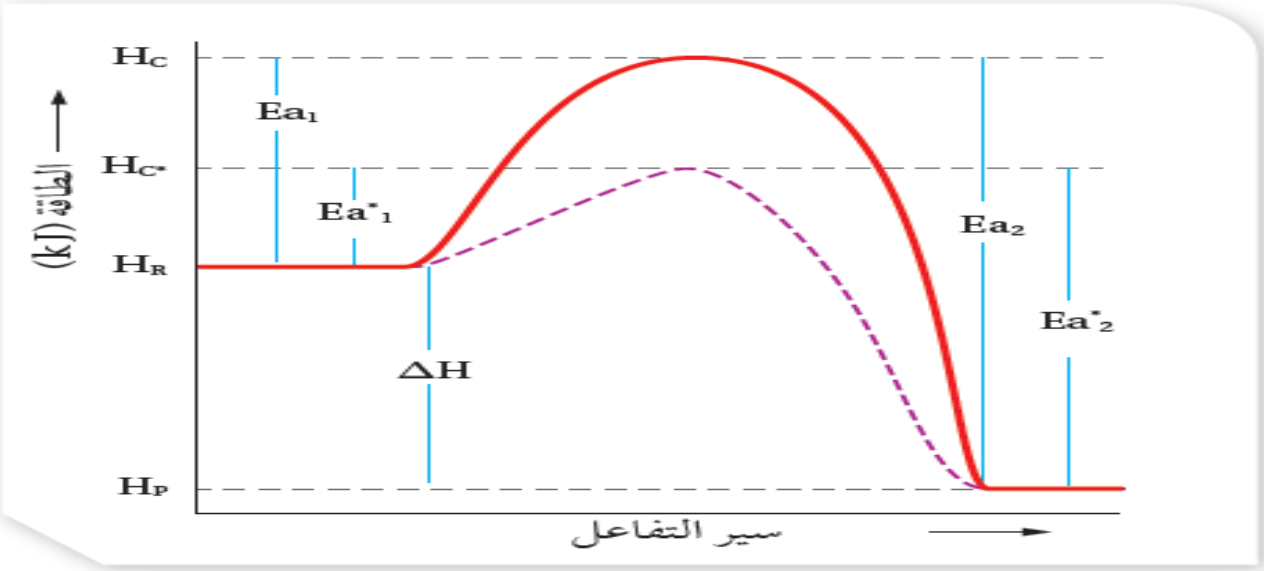


يمثل الشكل أثر العامل المساعد في طاقة التنشيط وسير التفاعل

لتوضيح اثر العامل المساعد على سرعة التفاعل ادرس منحنى سير التفاعل لتفاعل طارد للطاقة بوجود عامل حفاز وبغياب العامل الحفاز .

يمثل الخط المتصل مسار التفاعل دون وجود عامل مساعد، في حين يمثل الخط المتقطع مسار التفاعل بوجود عامل مساعد، وألاحظ أن طاقة التنشيط للتفاعل بوجود العامل المساعد؛ أقل منها للتفاعل بدون وجود العامل المساعد ، وأن طاقة المواد

المتفاعلة والناتجة لا تتأثر بوجود العامل المساعد.(لا يتأثر التغيّر في المحتوى الحراري بوجود العامل المساعد)



تشير الرموز في الشكل إلى:

HC : طاقة المعقّد المنشّط دون عامل مساعد.

HC^* : طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد.

Ea_1 : طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد.

Ea_1^* : طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.

Ea_2 : طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد.

Ea_2^* : طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

ΔH : التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل.

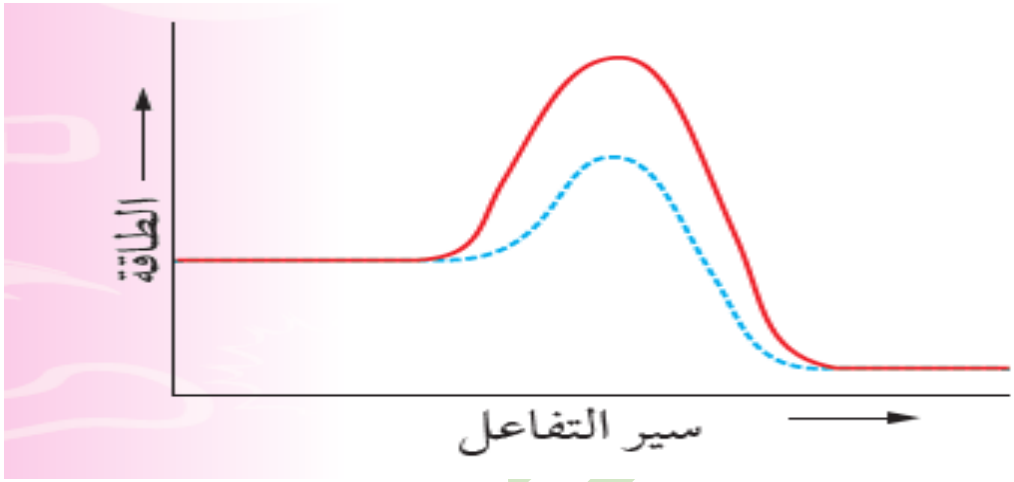
العامل المساعد يعمل على	العامل المساعد لا يؤثر على
زيادة سرعة التفاعل الأمامي والعكسي بنفس المقدار	طاقة وضع المواد المتفاعلة
التقليل من طاقة وضع المعقد المنشط للتفاعل الأمامي والعكسي بنفس المقدار	طاقة وضع المواد الناتجة
التقليل من طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي والعكسي بنفس المقدار	التغير في المحتوى الحراري
التقليل من الزمن اللازم لاتمام التفاعل	
زيادة عدد التصادمات الفعالة	

س) لماذا لا يتأثر التغيّر في المحتوى الحراري بوجود العامل المساعد؟

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

مثال 55:

يمثل الشكل الآتي سير تفاعل بوجود عامل مساعد، ودون عامل مساعد،
أحدّد على الشكل كلً من : طاقة المعقّد المنشّط بوجود عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود مساعد، التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، الانخفاض في طاقة المعقّد المنشّط نتيجة إضافة عامل مساعد



مثال 56:

ما أثر كل من الآتية في زمن ظهور النواتج لتفاعل ما (يزيد ، يقل ، يبقى ثابت) (وزاري 2019 (علامتان)

1- خفض درجة الحرارة : الاجابة : يزداد زمن ظهور النواتج

2 - استخدام العامل المساعد : الاجابة : يقل زمن ظهور النواتج

- **من الامثلة على العوامل المساعدة ثاني اكسيد المنغنيز MnO_2 الذي يسرع عملية تحلل فوق اكسيد الهيدروجين H_2O_2**

حسب المعادلة : $2H_2O_2(aq) \xrightarrow{MnO2} O_2(g) + 2\ H_2O(l)$

مثال 57 : وزاريات

1) استخدام العامل المساعد في تفاعل ما يؤدي لزيادة :

أ) طاقة التنشيط للتفاعل ب) طاقة وضع المتفاعلات ج) سرعة التفاعل د) ΔH

2) استخدام العامل المساعد لا يؤثر على :

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

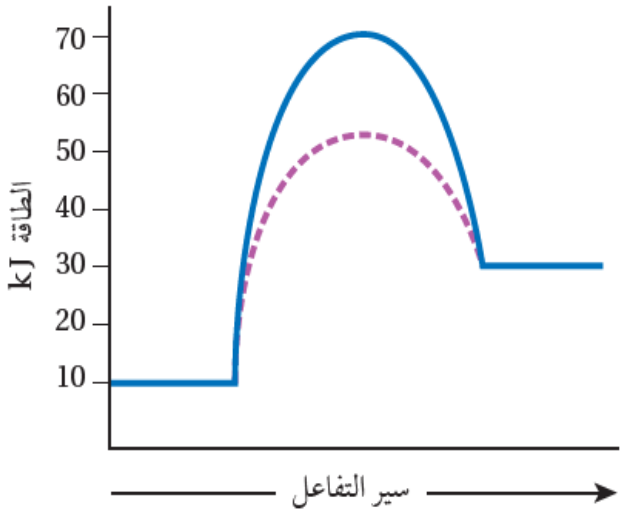
3) استخدام MnO_2 في عملية تحلل فوق اكسيد الهيدروجين H_2O_2 يؤدي الى تقليل :

أ) سرعة التفاعل ب) طاقة المواد الناتجة ج) زمن ظهور النواتج د) ΔH

الاجابات : 1) ج 2) د 3) ج

مثال 58 :

يبين الشكل سير تفاعل ما بوجود العامل المساعد ودون وجوده أستنتج من الشكل



1) طاقة المواد المتفاعلة.

2) طاقة المواد الناتجة

3) طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد

4) طاقة المعقّد المنشّط بوجود العامل المساعد

5) طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد

6) طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد

7) طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

8) التغير في المحتوى الحراري

الاجابات :

1) $H_R = 10$ kJ **2)** $H_P = 30$ kJ

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

4) 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) $Ea^*_2 = H_C^* - H_R = 50 - 30 = 20$ kJ

8) $\Delta H = H_P - H_R = 30 - 10 = 20$ kJ (او $\Delta H = Ea^*_1 - Ea^*_2$)

ملاحظة هامة جدا :

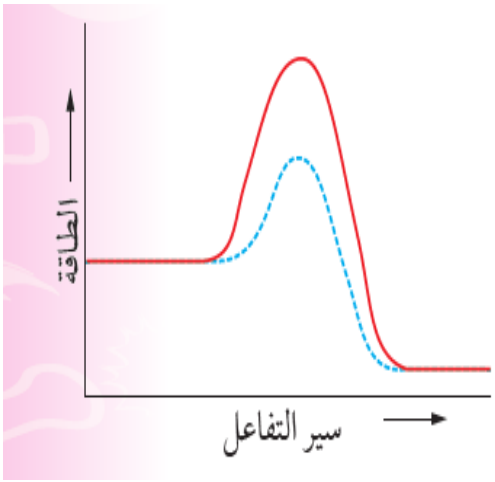
من السؤال المجاور نلاحظ ان طاقة المعقد المنشط انخفضت بمقدار 20 كيلو جول بعد اضافة العامل المساعد وهو نفس مقدار انخفاض طاقة التنشيط للتفاعل الامامي وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي أي ان :

من الملاحظات السابقة نستنتج أنه بعد إضافة العامل المساعد يكون :

مقدار الانخفاض في Ea_1 = مقدار الانخفاض في Ea_2 = مقدار الانخفاض في طاقة وضع المعقد المنشط.

مثال 59 :

في تفاعل ما؛ كان التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل 40Kj-، طاقة المواد المتفاعلة 70Kj، طاقة التنشيط للتفاعل الامامي دون عامل مساعد 110kJ، وطاقة المعقد المنشط مع عامل مساعد 80KJ ، جد



ما يلي :

1) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد Ea_2

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

3) طاقة المعقّد المنشّط للتفاعل دون عامل مساعد H_C

4) طاقة المواد الناتجة H_P

الاجابات :

1) 150kJ 2) 10 KJ 3) 180 kJ 4) 30kJ

مثال 60: (اتحقق صفحة 45)

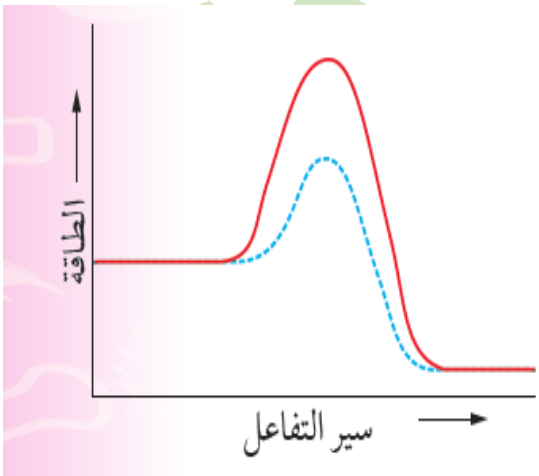
تفاعل افتراضي فيه طاقة المواد المتفاعلة 110KJ، طاقة المواد الناتجة 80KJ، طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد 180KJ، طاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد 140 KJ، جد ما ياتي :

1) طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد 2) طاقة تنشيط التفاعل الامامي بوجود العامل المساعد.

3) التغيّر في المحتوى الحراري. 4) هل التفاعل ماصّ للحرارة أم طارد لها؟

الحل :

1. 100 KJ .2 30 KJ .3 - 30 KJ .4) طارد للحرارة



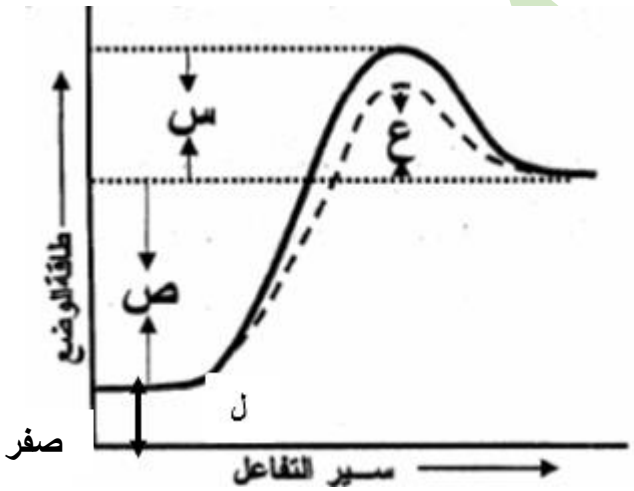
مثال 61: (اسئلة الوحدة)

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

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

مثال 62 : (وزاري)

يبين الشكل المجاور منحنى سير التفاعل لتفاعل ما ، عبر بالرموز عن كل مما يلي :



1) طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد

2) التغير في المحتوى الحراري

3) طاقة التنشيط للتفاعل الامامي غير المساعد

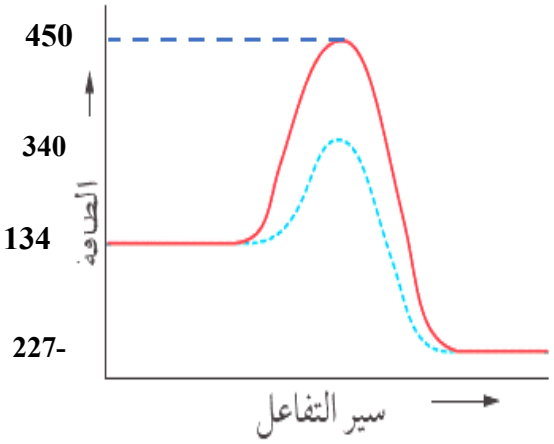
4) مقدار النقصان في طاقة التنشيط العكسي بعد استخدام العامل المساعد

الاجابات :

1) ع +ص+ل 2) ص 3) س+ص 4) س-ع

مثال 63 : وزاري

بين الشكل المجاور منحنى سير التفاعل لتفاعل ما ، ادرسه جيدا ثم اجب عن الاسئلة الاتية



1) هل التفاعل ماص ام طارد للطاقة ؟

2) ما مقدار طاقة المعقد المنشط غير المساعد ؟

3) ما مقدار حرارة التفاعل ؟

4) طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد ؟

5) طاقة المواد الناتجة ؟

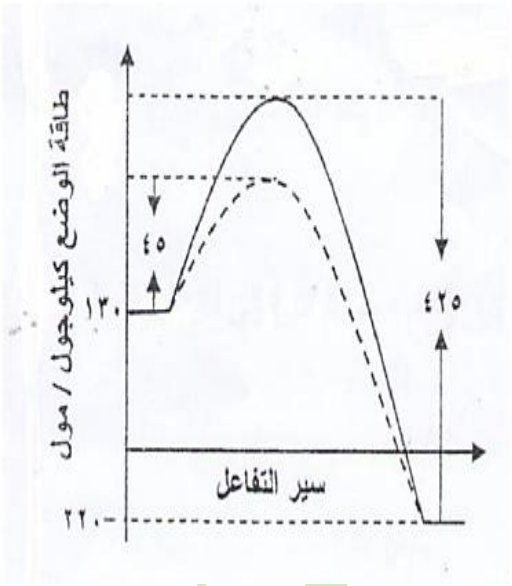
الاجابات :

1) طارد 2) 450KJ 3) -361KJ

4) 567KJ 5) -227KJ

مثال 64: وزاري

يمثل المجاور منحنى سير التفاعل لتفاعل ما ، ادرسه جيدا ثم اجب عن الاسئلة الاتية:



١- ما قيمة طاقة وضع المواد الناتجة بدون وجود عامل مساعد ؟
٢- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد ؟
٣- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الامامي بدون وجود عامل مساعد ؟
٤- ما قيمة التغيرفي المحتوى الحراري للتفاعل (ΔH) ؟
٥- هل التفاعل طارد ام ماص للطاقة ؟

الاجابات :

1) -220Kj 2) 395kj 3) 75Kj 4) -350kj
5) طارد

مثال 65 : وزاري2022 تكميلي :

في التفاعل الافتراضي نواتج $\rightarrow AB + 40KJ$ عند درجة حرارة معينة ، اذا علمت ان طاقة وضع المواد المتفاعلة تساوي (X) (kJ) وعند اضافة العامل المساعد انخفضت طاقة التنشيط الامامي بمقدار (10kJ) فاذا اصبحت طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (100kJ) أجب عن الفقرات (1،2،3،4)

1) قيمة طاقة المواد الناتجة تساوي :

أ) X+40 ب) X-40 ج) X+50 د) X-50

ب) قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الامامي بوجود عامل مساعد (kJ) تساوي :

أ) 110 ب)120 ج)140 د) 150

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

أ) 110 ب) 120 ج)140 د)50

4) قيمة طاقة المعقد المنشط بدون عامل مساعد (kJ) تساوي :

أ) 150+X ب) 150-X ج) 140+X د) 140-X

الحل :

1) $HP = 40+X \longleftarrow 40 = H_P-X \longleftarrow \Delta H = H_P-H_R$ (أ)

2) $Ea^*_1=140kJ \longleftarrow 40= Ea^*_1-100 \longleftarrow \Delta H = Ea^*_1-Ea^*_2$ (ج)

3) أ

4) $H_C^* =140+X \longleftarrow 140= H_C^*-X \longleftarrow Ea^*_1= H_C^*-H_R$

ولكن عند اضافة العامل المساعد انخفضت طاقة التنشيط الامامي بمقدار (10KJ) وكذلك الامر ستنخفض طاقة المعقد المنشط بمقدار 10KJ ومنه $H_C=H_C^*+10 =150+X$ (أ)

مثال 66:

في التفاعل الافتراضي $2AB + 50KJ \rightarrow A_2 + B_2$ اذا علمت ان طاقة النشيط للتفاعل الامامي تساوي (100KJ) طاقة المعقد المنشط تساوي (200KJ) ، وعند اضافة العامل المساعد تغيرت طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بمقدار (10KJ) جد ما يلي (بوحدة KJ) :

1) طاقة المواد الناتجة 2) طاقة التنشيط العكسي بوجود عامل مساعد 3) طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد

الاجابات :

1) 150KJ 2) 40KJ 3) 190KJ

مثال 67:

في التفاعل الافتراضي $2AB + 50KJ \rightarrow A_2 + B_2$ اذا علمت ان طاقة النشيط للتفاعل العكسي تساوي (80KJ) طاقة المعقد المنشط تساوي (170KJ)، اجب عن الاسئلة (1، 2)

1) عند اضافة العامل المساعد الى التفاعل فان قيمة :

أ) $50KJ < \Delta H$ ب) $50KJ > \Delta H$ ج) $170KJ < H_C$ د) $170KJ > H_C$

2) قيمة طاقة المواد المتفاعلة (KJ) تساوي :

أ) 50 ب) 40 ج)70 د) 90

الاجابات :

1) د (العامل المساعد لا يؤثر على التغير في المحتوى الحراري ولكن يقلل طاقة المعقد المنشط)

2) أ

مثال 68 :

(وزاري2018): في تفاعل افتراضي كانت طاقة وضع المواد الناتجة 20 كيلو جول ، وطاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد 15KJ ، وطاقة وضع المعقد المنشط دون العامل المساعد 150KJ ،وعند استخدام عامل مساعد انخفضت قيمة طاقة المعقد المنشط بمقدار 25KJ ، أجب عما يأتي :

1- ما قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة ؟

2- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد ؟

3- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بدون العامل المساعد ؟

4- ما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون العامل المساعد ؟

5- ما التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ؟

6- هل التفاعل ماص أم طارد للطاقة ؟

7- إذا كانت كتلة العامل المساعد عند بداية التفاعل تساوي 2 غ ؟ فما كتلته عند نهاية التفاعل ؟

الاجابات :

1) 110KJ 2) 105KJ 3) 130KJ 4) 40KJ 5) -90KJ

6) طارد 7) 2g(العامل المساعد لا يستهلك اثناء التفاعل)

مثال 68 : وزاري

الجدول الاتي يبين قيم الطاقة بوحدة (kj) للتفاعل $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3 + 90KJ$

سير التفاعل	طاقة المواد الناتجة	طاقة التنشيط للتفاعل العكسي	طاقة التنشيط للتفاعل الامامي
دون عامل مساعد	ع	150	ن
مع عامل مساعد	40	ل	45

1) هل التفاعل طارد ام ماص للطاقة ؟

2) ما قيمة الرموز (ع، ل، ن) ؟

3) ما قيمة طاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد ؟

4) ما مقدار النقصان في طاقة التنشيط للتفاعل الامامي بسبب العامل المساعد ؟

الاجابات :

1) طارد

2) ع = 40KJ ، ل = 135KJ ، ن = 60KJ

3) 175KJ 4) 15KJ

مثال 69 (وزاريات 2022 تكميلي) :

- **يبين الجدول الاتي بيانات لبعض التفاعلات وقيم طاقة التنشيط لها عند الظروف نفسها ، ادرسه جيدا ، ثم اجب عن الفقرات (1،2)**

الرقم	التفاعل	طاقة التنشيط KJ
1	نواتج $\rightarrow A$	10
2	نواتج $\rightarrow B$	40
3	نواتج $\rightarrow C$	20
4	نواتج $\rightarrow D$	30

1)تكون سرعة التفاعل اعلى في التفاعل :

أ) 1 ب) 2 ج) 3 د) 4

2) رقم التفاعل الاقل سرعة عند اضافة العامل المساعد لجميع التفاعلات هو :

أ) 1 ب) 2 ج) 3 د) 4

(طاقة التنشيط تتناسب عكسيا مع سرعة التفاعل)

سادسا: أثر العامل المساعد في موضع الاتّزان

ملاحظات :

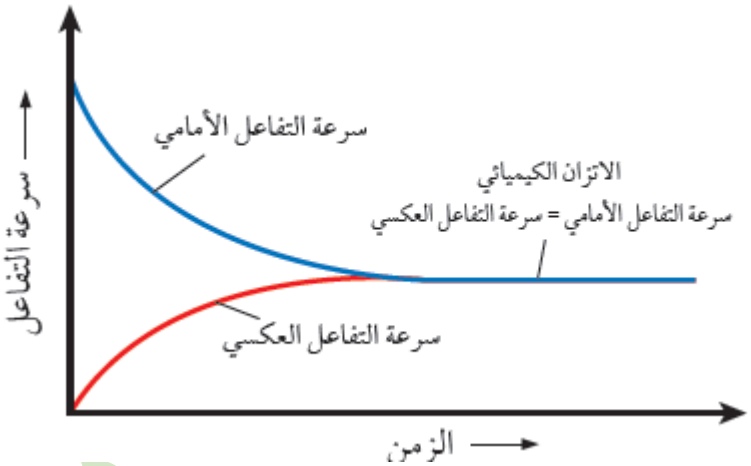
تقسم التفاعلات الكيميائية حسب آلية حدوثها الى :

1) تفاعلات غير منعكسة تحدث في اتجاه واحد فقط يسمى الاتجاه الأمامي ومثال ذلك احتراق غاز الميثان بوجود الأكسجين

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2H2O_{(g)} + CO_2$$

2) تفاعلات منعكسة : تفاعلات كيميائية تحدث في الاتجاهين الامامي والعكسي؛ فبمجرد تحول المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة؛ فإن المواد الناتجة تتفاعل في ما بينها لتعيد تكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى، ويطلق على هذا التفاعل؛ تفاعل منعكس (وعاء التفاعل عند الاتزان يحتوي على المواد المتفاعلة والمواد الناتجة)

ادرس الشكل الاتي الذي يبين تغير سرعة التفاعل(لتفاعل منعكس) مقابل الزمن.



ملاحظات على الشكل :

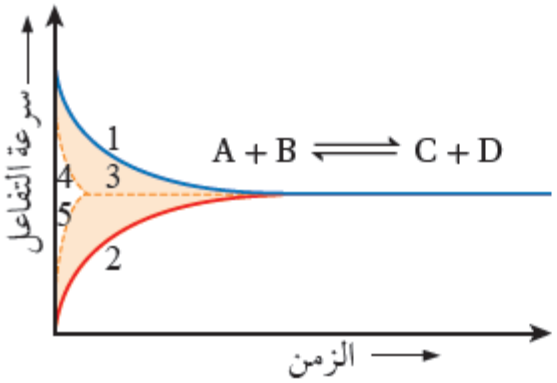
1) التفاعل الأمامي يكون في البداية هوالأسرع (لاحظ نقصان سرعة التفاعل الأمامي في الشكل أعلاه بمرور الزمن ، نظراً لنقصان تراكيز المواد المتفاعلة)، إلا انه مع استمرار التفاعل ، يزداد تركيز المواد الناتجة وتزداد معه سرعة التفاعل العكسي

2) تصل التفاعلات المنعكسة إلى حالة اتزان كيميائي، مما يعني أن سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي، ويستمر التفاعل بالحدوث في الاتجاهين الأمامي والعكسي، وفي اللحظة التي تتساوى فيها سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي يكون التفاعل قد وصل إلى موضع الاتزان (عند الاتزان تثبت تراكيز المواد المتفاعلة وتراكيز المواد الناتجة وتثبت الخصائص المرتبطة بها مثل اللون)

س) هل يتأثر موضع الاتزان بإضافة عامل مساعد للتفاعل؟

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

(الشكل ادناه يوضح اثر العامل المساعد على موضع الاتزان)



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

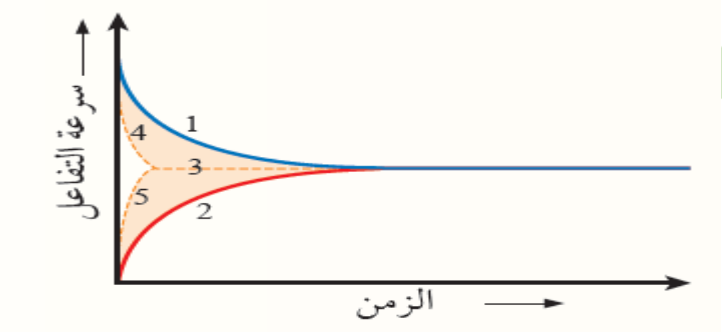
س) يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي في الاتجاهين الأمامي والعكسي (فسر ذلك)
لأنه يقلّل من طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل في كلا الاتجاهين وفي نفس المقدار

س) في التفاعل المتزن الاتي : $A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2AB$ وضح اثر العامل المساعد على موضع الاتزان .

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

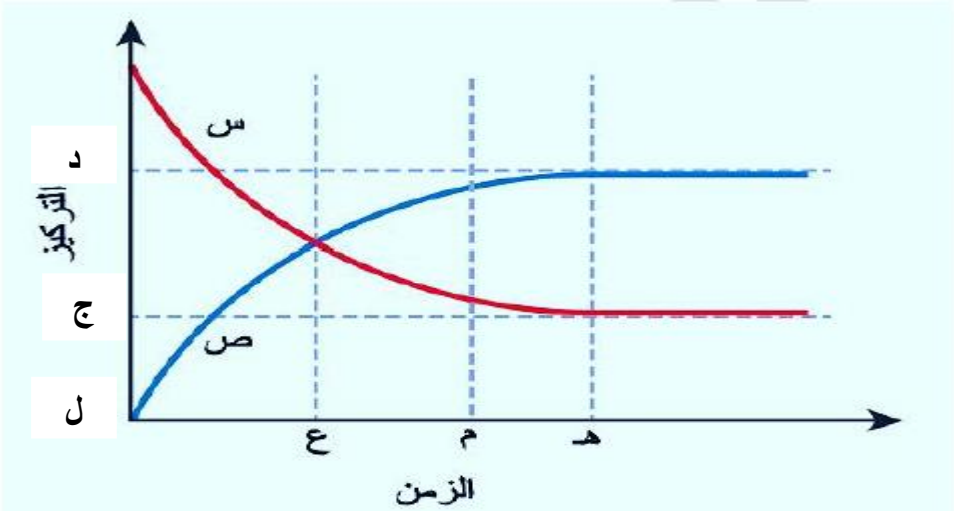
مثال 70: (السؤال 5 صفحة 48)

إلامَ تشير الأرقام المبيّنة في الشكل الآتي:



مثال 71: وزاري

اعتمادا على الشكل المجاور الذي يمثل سير التفاعل المتزن $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$



1) ما رمز المنحنى الذي يمثل تغير تركيز N_2O_4؟

2) ما الرمز الذي يمثل الزمن اللازم للوصول إلى حالة الاتزان ؟

3) ماذا يحدث لتركيز NO_2 في الفترة ع-م ؟

لاجابات :

1) س 2) هـ 3)يزداد

اسئلة اضافية على الشكل السابق

4) ما الزمن الذي تتساوى عنده $[N_2O_4]$ و $[NO_2]$؟ (ع)

5) ما الزمن الذي تتساوى عنده سرعة التفاعل الامامي وسرعة التفاعل العكسي ؟ (هـ)

6) ما الزمن الذي يكون عنده تركيز N_2O_4 اعلى ما يمكن ؟ (ل)

7) ما الزمن الذي يكون عنده تركيز N_2O_4 اقل ما يمكن ؟ (هـ)

8) عند وصول التفاعل لوضع الاتزان أيهما يكون اكبر $[N_2O_4]$ او $[NO_2]$ ؟ (تركيز النواتج اكبر من المتفاعلات)

9) هل يمكن أن تكون سرعة التفاعل العكسي صفر اً ؟ فسر إجابتك.

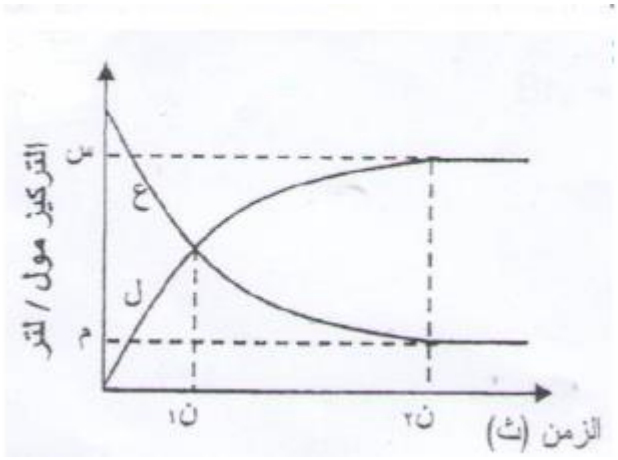
يمكن <u>حسب الشكل</u> لأنه عند بداية التفاعل تكون تراكيز المواد الناتجة صفر اً.

10) هل يمكن أن تكون سرعة التفاعل الأمامي صفر اً ؟ فسر إجابتك.

حسب الشكل لا يمكن أبداً أن يكون معدل سرعة التفاعل الأمامي صفراً لان المواد المتفاعلة تكون موجودة دائماً في النظام ولا تستهلك بالكامل

مثال 72 : وزاري

يمثل الشكل المجاور تغير تراكيز المواد المتفاعلة و الناتجة مع الزمن للتفاعل الافتراضي الاتي: $X_2Y_2 \rightleftharpoons 2XY$



1) ما رمز المنحنى الذي يمثل تغير تركيز X_2Y_2 مع الزمن ؟

2) ما الرمز الذي يمثل تركيز XY عند الاتزان ؟

الاجابات :

1) ع 2) س

الربط بعلم الأحياء (الانزيمات) (ينطبق عليها ما ينطبق على العوامل المساعدة)

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. فمثلا ؛ أنزيم السكريز، ليحفز إلى التحلل المائي لمحلول السكر لتكوين سكريات .الفركتوزوالجلوكوز؛ لإمداد الجسم بالطاقة اللازمة للقيام بالأعمال الحيوية

تقليل تلف الاطعمة :

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

اجابات اسئلة الدروس :

الدرس الاول :

1) تحسب سرعة التفاعل المتوسطة بقياس التغير الكلي في الكمية المتفاعلة أو الناتجة مقسوما على الزمن المستغرق في ذلك، أما السرعة الإبتدائية فتحسب من ميل المماس عند الزمن صفر.

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

السرعة اللحظية: سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية معينة

3) تم حل فكرته سابقا صفحة 5

4) 0.1M/s

5) تم حله صفحة 12

الدرس الثاني:

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

2-رتبة التفاعل الكلية: مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل الكيميائي

3) أ) رتبة A تساوي 1

ب) رتبة B تساوي 2

ج) $Rate = K[A]^1[B]^2$

د) $6.4 \times 10^3 M^{-2}/s$

4) أ) رتبة T تساوي 1

ب) رتبة E تساوي صفر

ج) رتبة D تساوي 1

د) $R = k[T]^1[D]^1$

هـ) 0.2M

الدرس الثالث :

1) تفترض نظرية التصادم أنه يجب تصادم الجسيمات المتفاعلة بالاتجاه الصحيح وأن تمتلك الطاقة الكافية لتكسير الروابط بين الجسيمات المتفاعلة لتكوين روابط جديدة

2) طاقة التنشيط: الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تمتلكها الجسيمات المتفاعلة كي تبدأ التفاعل وتكون روابط جديدة

العامل المساعد: مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي دون أن تستهلك أثناء التفاعل

3) تركيز المواد المتفاعلة: بزيادة عدد الجسيمات المتفاعلة في وحدة الحجم يزداد عدد التصادمات الكلية بينها تزداد فرصة تصادم الجسيمات بينها في الاتجاه الصحيح وبوجود الطاقة الكافية يزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل

درجة الحرارة: تزداد الطاقة الحركية للجسيمات المتفاعلة يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها, فيزداد عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل.

مساحة سطح الجسيمات الفعالة: زيادة سطح المواد الصلبة المعرضة للتفاعل يزدا د عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل

4)أ) 30KJ ب) 20 KJ ج) طاقة تنشيط امامي دون عامل مساعد 130 KJ

د) طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد kJ160

هـ. ما ص

و. طاقة تنشيط أمامي بوجود عامل مساعد 40 KJ

5) تم حله صفحة 67

اسئلة الوحدة :

1) الاجابات داخل المحتوى

2) أ(لأنه قد لا يتوفر الاتجاه الصحيح(المناسب) والطاقة الكافية في الجسيمات المتصادمة.

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

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

ب) 1M/S

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

4)

$$-\frac{1}{2}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{3}\frac{\Delta[C]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = 0.18 \ \ M/S$$

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

6) أ) 150s

ب) $\frac{20-10}{90-60} = \frac{1}{6}$ M/s

ج) الناتجة

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

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

9) طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعدa

طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعدb

طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعدc

التغير في المحتوى الحراريd

الانخفاض في طاقة المعقد المنشط نتيجة اضافة عامل مساعدE

10) أ) $R=K[X]^x[Y]^y$

ب) $R=K[X]^1[Y]^2$

ج) $10M^{-1}/s$

11) أ) رتبة A= 2، رتبة B = 1، رتبة C =صفر

ب) $R= K[A]^2[B]^1$

ج) $4.6 \times 10^2\ M^{-2}.s^{-1}$

12)

الفقرة	1	2	3	4	5	6	7	8	9
الاجابة	ب	ب	ج	د	ج	أ	ا	ب	ج،ج

13)

أ	ب	ج	د	ه	و
C	E	A	F	B	D

14)

أ) 40 ب) 210 ج) 140 د)110

أ. أحمد نوفل

تم بحمد الله