مذكرة للوحدة الثانية سرعة التفاعلات الكيميائية مع تطبيقات

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية	
موقع المناهج ⇦ المناهج الإماراتية ⇦ الصف الثاني عشر المتقدم ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الأول ⇦ ملفات متنوعة ⇦ الملف	
تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 2025-10-04 11:05:22	
ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس	المزيد من مادة كيمياء:
إعداد: عادل البيوك	

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر المتقدم					
صفحة المناهج الإماراتية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر المتقدم والمادة كيمياء في الفصل الأول	
1	مذكرة للوحدة الأولى الطاقة والتغيرات الكيميائية مع تطبيقات
2	ملخص الدرس الثاني الحرارة من الوحدة الأولى الطاقة والتغيرات الكيميائية
3	ملخص الدرس الأول الطاقة من الوحدة الأولى الطاقة والتغيرات الكيميائية
4	ملخص وتدريبات الدرس الأول Energy الطاقة منهج انسباير
5	أوراق عمل شاملة وحدة الطاقة والسرعة

(القسم – 1) سرعة التفاعلات الكيميائية

فرع الكيمياء الذي يهتم بدراسة سرعة التفاعلات الكيميائية وآليتها يسمى بالكيمياء الحركية .
حيث بمرور الزمن يقل تركيز المواد المتفاعلة ويزداد تركيز المواد الناتجة وكلما كان التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة كبيرا في وحدة الزمن كان التفاعل أسرع والعكس صحيح . **ويمكن تحديد سرعة التفاعل من خلال تتبع التغير في تركيز احدى المواد المتفاعلة أو الناتجة خلال وحدة الزمن بحيث تكون لهذه المادة خاصية فيزيائية محددة يمكن تتبع درجة تغيرها خلال وحدة الزمن مثل الحجم واللون .**

سرعة التفاعل الكيميائي (معدل التفاعل الكيميائي) : هي التغير في تركيز مادة متفاعلة أو ناتج معين خلال وحدة الزمن عند حدوث التفاعل

معادلة متوسط سرعة التفاعل

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

تدريبات :

1- إذا تفاعل 0.048 g من الماغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك بشكل تام في 20 ثانية فما معدل سرعة التفاعل (mol/s) و (g/s) . علما بأن $Mg = 24\ g/mol$

2- احسب متوسط سرعة التفاعل بين الجزيئات الإفتراضية A و B إذا كان تركيز A يتغير من 1.0 M إلى 0.5 M في 2.0 s .

3- بإستخدام البيانات في الجدول التالي .
- احسب متوسط سرعة التفاعل .
- إذا كان متوسط سرعة التفاعل معبرا عنه بعدد مولات HCl الناتجة يساوي 0.0050 mol/L.s . احسب تركيز HCl بعد 4.0 s

بيانات تجريبية للتفاعل $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

الزمن (s)	$[H_2]$ (M)	$[Cl_2]$ (M)	[HCl] (M)
0.00	0.030	0.050	0.000
4.00	0.020	0.040	

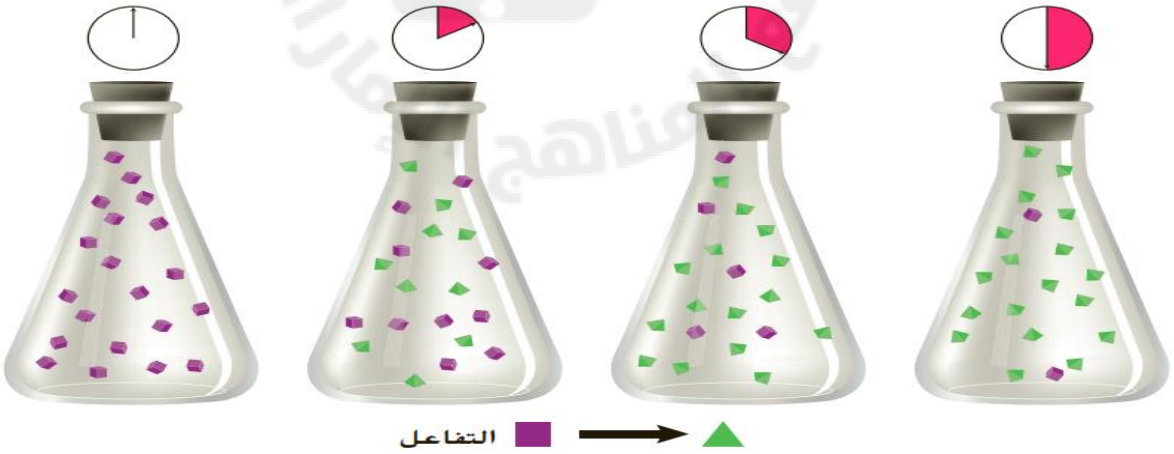
4- في التفاعل الذي تمثله المعادلة التالية

$$Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow H_2(g) + MgCl_2(aq)$$

وضع 6 g من Mg في بداية التفاعل وبعد مرور 3.0 min بقي منه 4.5 g . احسب متوسط سرعة استهلاك Mg في الدقيقة بالمولات و بالجرامات (Mg = 24 g/mol)

5- تفاعل كيميائي سرعته 2.25×10^{-2} mol/L.s عند 322 K . ما سرعته بوحدة mol/L.min .

6- من خلال الشكل التالي احسب سرعة التغير لكل فترة زمنية .



7- في التفاعل التالي

$$SO_2Cl_2 \longrightarrow SO_2 + Cl_2$$

إذا كانت البيانات التجريبية كما في الجدول . فما تركيز SO_2Cl_2 بعد مرور 100 s

البيانات التجريبية للتفاعل			
الزمن (min)	$[SO_2Cl_2]$ (M)	$[SO_2]$ (M)	$[Cl_2]$ (M)
0.0	1.00	0.00	0.00
100.0	?	0.13	0.13

نظرية التصادم : **تنص هذه النظرية على أنه كي يتم التفاعل بين المواد يجب أن تتصادم جسيماتها (من جزيئات أو ذرات أو أيونات)**

تأمل التفاعل الإفتراضي التالي

$$AB + AB \xrightarrow{\Delta} A_2 + B_2$$

هناك إحتمالين للتصادم . تصادم ينتج عنه المواد الناتجة من التفاعل (يسمى تصادم في اتجاه مناسب) وتصادم لا ينتج عنه المواد الناتجة من التفاعل يسمى (تصادم في اتجاه غير مناسب)

$$\begin{matrix} A \\ | \\ B \end{matrix} \quad \text{تصادم في اتجاه غير صحيح} \quad \begin{matrix} B \\ | \\ A \end{matrix} \quad \text{تصادم في اتجاه صحيح} \quad \begin{matrix} B \\ | \\ A \end{matrix}$$

- من خلال نظرية التصادم نلاحظ أنه لكي يتم التفاعل
1- يجب أن تتصادم الجسيمات (الجزيئات)
2- يجب أن تتصادم الجزيئات في الإتجاه المناسب (الصحيح)
3- يجب أن تمتلك الجزيئات الطاقة الكافية لحدوث التفاعل
(طاقة تكفي للتغلب على قوى التنافر بين السحب الإلكترونية المحيطة بالجزيئات ولكسر الروابط الأصلية وتكوين روابط جديدة)

- فسر ما الذي يجعل بعض التصادمات بين الجزيئات المتفاعلة تفشل في إنتاج نوع جديد من النواتج ؟
السبب هو أنه قد تكون طاقة الجزيئات غير كافية للتغلب على قوى التنافر بين السحب الإلكترونية المحيطة بالجزيئات أو قد تكون التصادمات بين الجسيمات في اتجاه غير صحيح

علل : لا يحدث تفاعل أحيانا حتى وإن كان للتصادم طاقة تفيض عن طاقة التنشيط ؟
لحدوث أي تفاعل يجب أن يكون للتصادم طاقة كافية . ويجب أن تكون الجزيئات في الإتجاه الصحيح لحظة التصادم . لا تلبي كافة الجزيئات هذين المتطلبين في العادة .

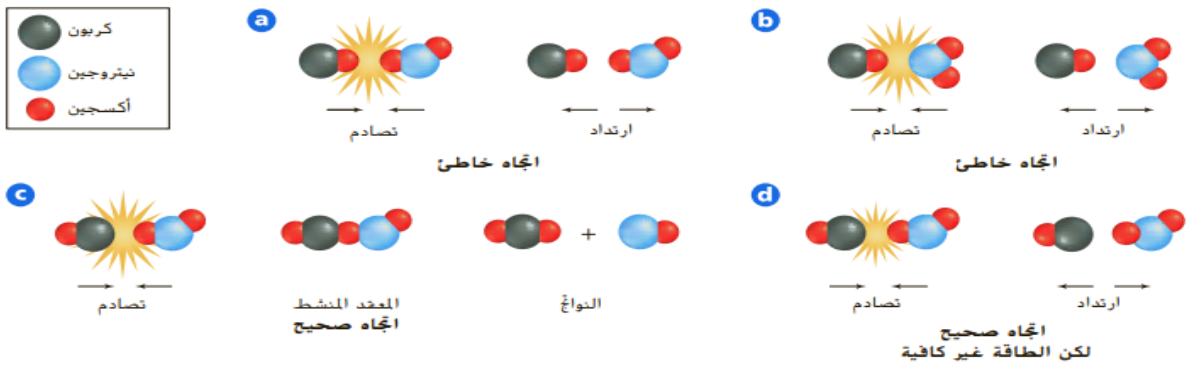
تدريبات :
متى يكون التصادم في الإتجاه المناسب ومتى يكون في الإتجاه غير المناسب في التفاعلات التالية

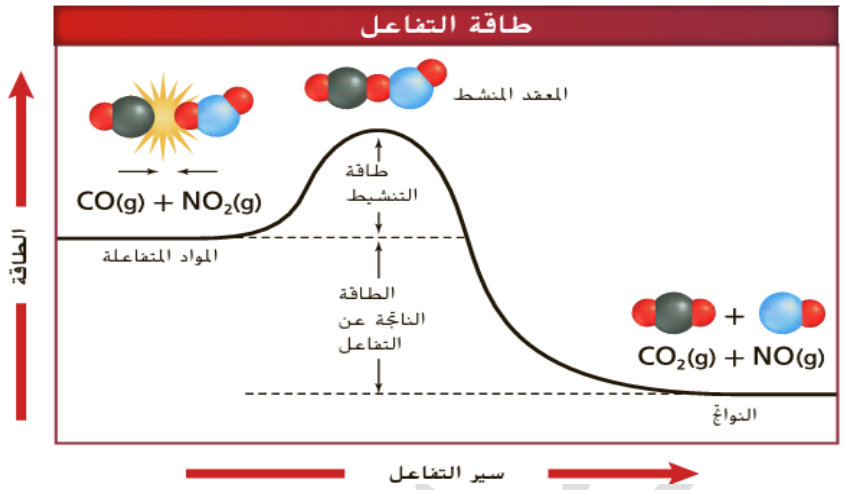
1- $NO + Cl_2 \longrightarrow NOCl + Cl$

2- $2HI \longrightarrow H_2 + I_2$

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

الشكل التالي يمثل التصادمات المحتملة في التفاعل بين CO و NO_2





■ **الشكل 5** عندما يحدث تفاعل طارد للحرارة، تتصادم الجزيئات بطاقة كافية للتغلب على حاجز طاقة التنشيط. وتكوّن الجزيئات معقدًا نشطًا، ثم تطلق الطاقة وتكوّن النواتج عند مستوى أقل من الطاقة.

طاقة التنشيط :

$$2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2H_2O_{\,(g)} \qquad \Delta H_f = -285.8\ KJ/mol$$

- **فسر بالرغم من أن حرارة تكوين الماء مرتفعة جدا وكذلك قيمة التغير في الطاقة الحرة هي أيضا مرتفعة جدا $\Delta G = -285.8\ kJ/mol$ إلا أن التفاعل لا يحدث بشكل تلقائي؟**

وذلك بسبب التنافر بين السحب الإلكترونية المحيطة بجزيئات كل من الهيدروجين والأكسجين وللتغلب على قوى التنافر هذه وكسر الروابط الأصلية وتكوين روابط جديدة يحتاج التفاعل لطاقة تنشيط

إن بعض التفاعلات الكيميائية الطاردة للحرارة والتي تحدث بين الجزيئات تحتاج الى طاقة لكسر الروابط بين الجزيئات المتفاعلة (عملية ماصة للحرارة) ولكي تتغلب على التنافر بين الجزيئات المتفاعلة ومن ثم تتكون روابط جديدة بين الذرات (عملية تكوين روابط جديدة تكون طاردة للحرارة) تسمى هذه الطاقة بطاقة التنشيط . حيث يتكون تركيب كيميائي يبدأ عنده تكسر روابط الجزيئات الأصلية وتكون روابط جديدة بين الذرات يسمى هذا التركيب بالمعقد المنشط وعمره الزمنى قصير جدا حيث يتحول بعد ذلك الى نواتج خلال خطوات التفاعل .

علل- في التفاعلات الطاردة للحرارة يستمر التفاعل بشكل تلقائي ؟
في التفاعلات الطاردة للحرارة تكون الطاقة الناتجة من تكوين الروابط أكبر من الطاقة اللازمة لكسر الروابط الأصلية في الجزيئات المتفاعلة وهذه الطاقة تكفي لتنشيط بقية الجزيئات فيستمر التفاعل

علل - في التفاعلات الماصة للحرارة لا يستمر التفاعل بشكل تلقائي؟
في التفاعلات الماصة للحرارة تكون الطاقة الناتجة من تكوين الروابط أقل من الطاقة اللازمة لكسر الروابط الأصلية في الجزيئات المتفاعلة وهذه الطاقة لا تكفي لتنشيط بقية الجزيئات لذلك لا يستمر التفاعل بشكل تلقائي .

طاقة التنشيط (Ea) : هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتحويل المتفاعلات الى معقد منشط

المعقد المنشط : الحالة الإنتقالية وهي عبارة عن ترتيب مؤقت وغير مستقر للذرات حيث تتكسر فية الروابط القديمة وتتشكل روابط جديدة . (هو التركيب الإنتقالي الناتج عن التصادم الفعال والذي يبقى أثناء تكسرالروابط الأصلية وتكون الروابط الجديدة)

قد يشكل المعقد المنشط نواتج أو قد يتفكك ليعيد تشكيل المواد المتفاعلة

ملاحظات :

1- يمكن توضيح فكرة المعقد المنشط من خلال المعادلة التالية

$$2BrNO \longrightarrow Br_2 + 2NO$$

حيث يحدث عند الوصول الى طاقة التنشيط تكسر جزئي لرابطتي Br-N وتكون جزئي لرابطة Br-Br يعرف بالمعقد المنشط ON…Br…Br…NO .

2- يمثل المعقد المنشط أعلى نقطة في منحنى الطاقة حيث تكون طاقة المعقد المنشط أعلى من طاقة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة .

3- المعقد المنشط يتكون عند أعلى نقطة في منحنى الطاقة بينما يتكون الوسيط خلال مراحل التفاعل عند مستويات أقل في الطاقة

4- للمعقد المنشط تركيب انتقالي محدد بينما قد يكون هناك أكثر من وسيط وبتراكيب مختلفة

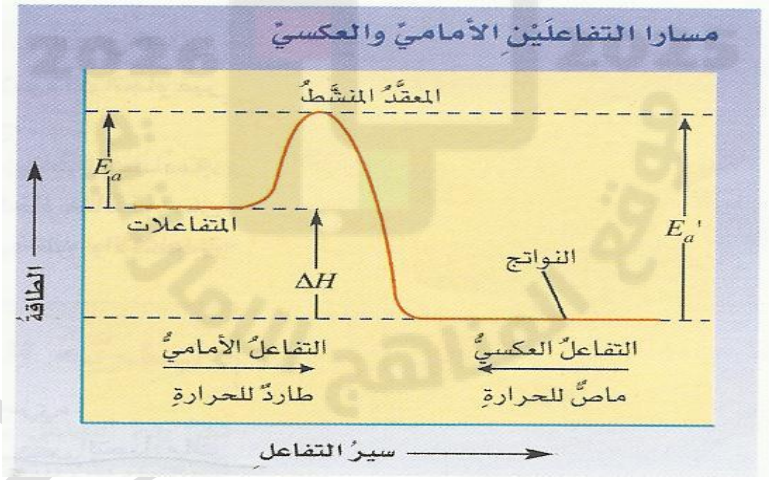
5- العمر الزمني للمعقد المنشط أقصر من العمر الزمني للوسيط الذي يكون أكثر استقرارا نسبيا

6- للتفاعل العكسي نفس المعقد المنشط للتفاعل الأمامي حيث يمكن للمعقد المنشط تكسير الروابط الأصلية وتكوين روابط جديدة (يتحول الى نواتج) ويمكنه أيضا اعادة تكوين الروابط الأصلية في المواد المتفاعلة (يتحول الى متفاعلات)

7- في التفاعلات الطاردة للحرارة تمثل Ea طاقة تنشيط التفاعل الأمامي (طارد للحرارة) و Ea' طاقة تنشيط التفاعل العكسي (ماص للحرارة) . حيث تكون قيمة Ea' أكبرمن قيمة Ea

8- في التفاعلات الماصة للحرارة تمثل Ea طاقة تنشيط التفاعل الأمامي (ماص للحرارة) و Ea' طاقة تنشيط التفاعل العكسي (طارد للحرارة) . حيث تكون قيمة Ea' أقل من قيمة Ea

9- الفرق بين Ea' و Ea يساوي التغير في المحتوى الحراري . ويمكن توضيح ذلك من خلال الشكل التالي



تفاعل طارد للحرارة

10- طاقة التنشيط هي أدنى مستوى من الطاقة يسمح بتحويل المتفاعلات الى معقد منشط بينما طاقة التفاعل هي الفرق بين Ea و Ea' أو الفرق بين طاقة النواتج وطاقة المتفاعلات (ΔH)

11- آلية تفاعل ذات طاقة تنشيط قليلة أسرع من آلية تفاعل ذات طاقة تنشيط كبيرة لأن عدد التصادمات الفعالة في الآلية الأقل طاقة تنشيط يكون أكبر حيث تحدث عند مستوى أقل في الطاقة (أي قبل الآلية الأكبر طاقة تنشيط)

12- عند حساب متوسط سرعة التفاعل خلال فترة زمنية قصيرة يكون معدل التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة كبيرا وبالتالي تزداد قيمة متوسط سرعة التفاعل (تزداد سرعة التفاعل) . وعند حساب سرعة التفاعل خلال فترة زمنية طويلة يقل تركيز المواد المتفاعلة لذلك يكون معدل التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة قليلا وبالتالي ستقل قيمة متوسط سرعة التفاعل (تقل سرعة التفاعل)

يمكن الإستعانة بالعلاقات الرياضية التالية لحساب ΔH , $Ea^{/}$, Ea

طاقة المتفاعلات - طاقة النواتج = $\Delta H_{(\text{أمامي})}$ أو

$\Delta H_{(\text{أمامي})} = Ea - Ea^{/}$

طاقة النواتج - طاقة المتفاعلات = $\Delta H_{(\text{عكسي})}$ أو

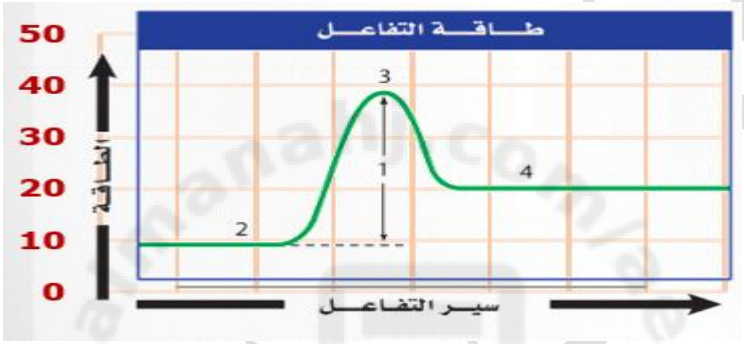
$\Delta H_{(\text{عكسي})} = Ea^{/} - Ea$

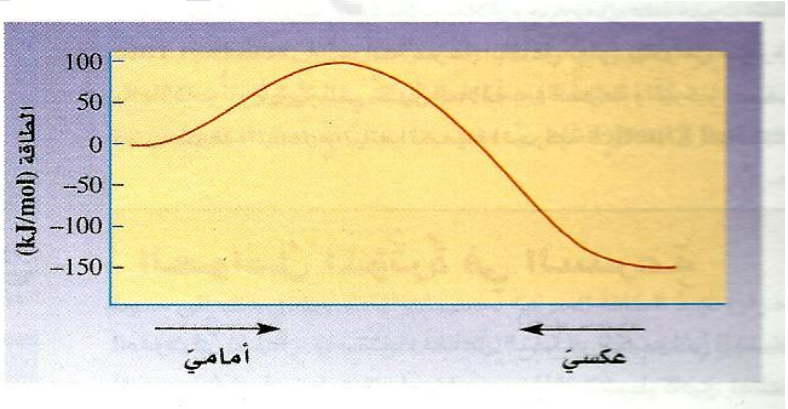
طاقة المتفاعلات - طاقة المعقد المنشط = Ea

طاقة النواتج - طاقة المعقد المنشط = $Ea^{/}$

تدريبات :

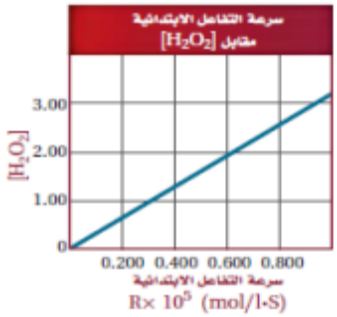
- أوجد قيمة $\Delta H_{(\text{أمامي})}$, $\Delta H_{(\text{عكسي})}$, $Ea^{/}$, Ea مستعينا بالأشكال البيانية التالية





اختر الاجابة الصحيحة :

- يوضح الرسم البياني المقابل علاقة مباشرة بين تركيز H_2O_2 وسرعة تفككه .



من خلال الرسم ما سرعة التفاعل الابتدائية عندما يكون $[H_2O_2]= 1.50\ mol/L$ بوحدة (mol/L.s)

4.60×10^{-4} ✍ 5.60×10^{-4} ✍

6.00×10^{-4} ✍ 8.00×10^{-4} ✍

- أي مما يلي يمثل المعقد المنشط للتفاعل الافتراضي التالي: $2AB \rightarrow A_2 + 2B$

A----B----A----B ✍ B----A----A----B ✍

B----A + A----B ✍ A----A + 2B ✍

- أي مما يلي يمثل المعقد المنشط للتفاعل: $ClO + O \rightarrow Cl + O_2$

Cl---O + O ✍ O----Cl----O ✍

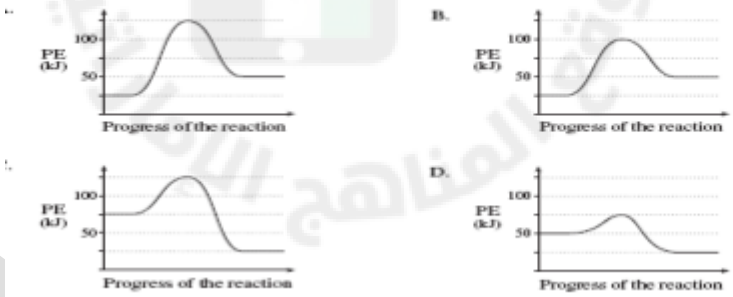
O----O + Cl ✍ Cl----O----O ✍

- في التفاعل : $2BrNO_{(g)} \longrightarrow Br_{2(g)} + 2NO_{(g)}$ أي مما يلي يمثل المعقد المنشط للتفاعل:

Br ---- NO----NO----Br ✍ Br ---- NO----Br----NO ✍

ON ---- Br + Br----NO ✍ ON ---- Br----Br----NO ✍

- أي الأشكال البيانية التالية يعبر عن التفاعل الأمامي الأبطأ :



- عند أكسدة الأمونيا ينتج غاز النيتروجين والماء حسب المعادلة: $4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$

فإذا كانت سرعة تكون النيتروجين 3.0 M/S عند درجة حرارة معينة ، فيتكون سرعة استهلاك الأكسجين (M/S) تساوي :

2.0 ✍ 3.0 ✍ 4.5 ✍ 9.0 ✍

- يلزم لحدوث التصادم يؤدي إلى تفاعل توفر:

آلية تفاعل في خطوة واحدة ✍ الاتجاه المناسب ✍ الطاقة الكافية والاتجاه المناسب ✍ طاقة كافية

-ارتفاع درجة حرارة المذيب يجعل تصادمات المذيب-المذاب

أقل حدوثاً وأكثر طاقة ✍ أكثر حدوثاً وأقل طاقة ✍ أقل حدوثاً وأقل طاقة ✍ أكثر حدوثاً وأكثر طاقة

-يسمى الحد الأدنى للطاقة اللازمة لتشكيل معقد منشط بـ:

طاقة التنشيط ✍ الطاقة الحركية ✍ طاقة التفاعل ✍ طاقة الوضع

-ماذا يحدث في معقد منشط؟

تكون روابط ✍ تكسر روابط ✍ تتكون بعض الروابط وتنكسر أخرى ✍ ينتج حفاز

- يربط قانون السرعة :

الطاقة بتركيز المتفاعلات ✍ سرعة التفاعل بدرجة الحرارة
درجة الحرارة بتركيز المتفاعلات ✍ سرعة التفاعل بتركيز المتفاعلات

- كيف تتغير سرعة التفاعل مع الزمن؟

تقل ✍ تزيد ✍ تبقى هي نفسها ✍ لا يوجد وسيلة لقياس التغير

-أي العبارات التاليه يفسر تغير سرعة التفاعل بتغير درجة الحرارة:

خصائص المتفاعلات ✍ طاقة المعقد المنشط ✍ عدد التصادمات الفعالة ✍ حرارة التفاعل

- إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل (A) تساوي (120 kJ /mol) وللتفاعل (B) تساوي(270 kJ /mol) فأن سرعة التفاعل:

Aأسرع ✍ B أسرع ✍ سرعة A =سرعةB ✍ سرعة A اقل من سرعةB

- أي من الموضح بالجدول المقابل ضروري لحدوث تصادم فعال (يؤدي لتفاعل) بين جزيئات المتفاعلات ؟

1	تركيز عالي
2	طاقة كافية
3	اتجاه مناسب
4	وجود حفاز

1و2فقط ✍ 2و3 فقط ✍ 3و4 فقط ✍ 1و3 فقط

-إذا كان التصادم بين الجزيئات ضعيفاً ،تكون الجزيئات:

في الاتجاه المناسب ✍ في الاتجاه غير المناسب ✍قابلة للتفاعل ✍ قابلة للارتداد دون تفاعل

- الروابط في المعقد المنشط تخص :

المتفاعلات فقط ✍ النواتج فقط ✍المتفاعلات والنواتج معاً ✍ المواد الصلبة فقط

- في التفاعل : $2BrNO_{(g)} \longrightarrow Br_{2(g)} + 2NO_{(g)}$

تنكسر رابطة منBr-N وتتكون رابطة منBr-Br ✍ تنكسر رابطتان منBr-N وتتكون رابطة منBr-Br
تنكسر رابطتان منBr-N وتتكون رابطتان منBr-Br ✍ تنكسر رابطة منBr-N وتتكون رابطتان منBr-Br

(القسم – 3) قوانين سرعة التفاعلات :

كما لاحظنا سابقا فإن العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المواد المتفاعلة علاقة طردية . ولكن العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز كل مادة من المواد المتفاعلة تختلف بإختلاف المادة المتفاعلة وتختلف كذلك بإختلاف التفاعل . ولتحديد العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز كل مادة من المواد المتفاعلة يجب تثبيت تركيز مادة وتغيير تركيز المادة الأخرى ومن ثم إيجاد العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المادة وهكذا لبقية المواد .

والمثال التالي يوضح ذلك

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

عند تثبيت تركيز غاز NO أول أكسيد النيتروجين وتغيير تركيز الهيدروجين وجد أن سرعة التفاعل تتضاعف عند مضاعفة تركيز الهيدروجين وبالتالي تصبح العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز الهيدروجين كالتالي

$$R \quad \alpha \quad [\,H_2\,]$$

وعند تثبيت تركيز الهيدروجين وتغيير تركيز NO وجد أن سرعة التفاعل تزداد بمقدار أربعة أمثالها عند مضاعفة تركيز NO وتصبح تسعة أمثالها عند زيادة تركيز NO الى ثلاثة أمثاله . وبالتالي فإن سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع مربع تركيز NO وتصبح العلاقة الرياضية بين سرعة التفاعل وتركيز NO كالتالي

$$R \quad \alpha \quad [\,NO\,]^2$$

وبما أن سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع تركيز كل من NO و H_2 . تصبح علاقة السرعة كالتالي

$$R \quad \alpha \quad [\,H_2\,]\,[\,NO\,]^2$$

$$R = K\,[\,H_2\,]\,[\,NO\,]^2$$

ملاحظة :

- **يسمى الأس الذي يرفع اليه تركيز المتفاعل في معادلة السرعة بالرتبة . ويتم تحديده من خلال إجراء تجارب لتحديد العلاقة السرعة وتركيز كل مادة من المواد المتفاعلة**
- **يسمى مجموع رتب المتفاعلات كلها برتبة التفاعل أو الرتبة الكلية**
- **العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز علاقة ثابتة حتى وإن تغيرت درجة الحرارة**
- **قيمة K تتغير بتغير درجة الحرارة حيث تزداد قيمة K بزيادة درجة الحرارة**
- **تسمى المعادلة التي تربط بين سرعة التفاعل وتركيز المتفاعلات بقانون السرعة للتفاعل**

القانون العام للسرعة

$$\mathbf{R = K\,[\,A\,]^n\,[\,B\,]^m}$$

R هي متوسط سرعة التفاعل الكيميائي (تسمى متوسط سرعة التفاعل لأن تركيز المتفاعلات يقل بمرور الزمن وبالتالي ستقل كذلك سرعة التفاعل بمرور الزمن)

K هي ثابت السرعة النوعية للتفاعل

[A] , [B] هي تراكيز المواد المتفاعلة بوحدة mol / L

n , m هي رتب المواد المتفاعلة

تطبيقات :

1- ما المقصود بكل من

متفاعل له الرتبة 1

متفاعل له الرتبة 2

متفاعل له الرتبة 0

2- حدد رتب المتفاعلات والرتبة الكلية للتفاعل في التفاعلات التالية

$$3NO_{(g)} \longrightarrow N_2O_{(g)} + NO_{2(g)}$$

$$R = K[NO]^2$$

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

$$R = K[NO_2]^2$$

<u>ملاحظات :</u>

- إن قيمة K خاصة بتفاعل معين وتختلف من تفاعل لآخر

- تعتمد وحدة K على الرتبة الكلية للتفاعل

- لا تتغير قيمة K بتغير تراكيز المتفاعلات أو النواتج ولا تتغير مع الوقت

- تختلف قيمة K لتفاعل معين بإختلاف درجة الحرارة وتزداد بزيادة درجة الحرارة

- تزداد قيمة K بوجود عامل حفاز

- كلما زادت قيمة K ذلك يعني أن التغير في تركيز المتفاعلات يكون كبيرا وسرعة التفاعل تكون كبيرة

-في حالة عدم إعطاء بيانات تجارب لإيجاد رتبة كل متفاعل يرفع كل متفاعل في معادلة السرعة الى أس يساوي المعامل في المعادلة .

- **في حالة التفاعلات التي تتم في خطوة واحدة وبمعقد منشط واحد فإن سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة حيث ترفع تراكيز المواد المتفاعلة الى أس يساوي معاملها في المعادلة الموزونة . لذلك إذا وجد ان رتب المتفاعلات المحسوبة عمليا يساوي معاملها في المعادلة الموزونة فهذا يعني أن التفاعل يسير في خطوة واحدة وله معقد منشط واحد .**

<u>تدريبات :</u>

1- التفاعل الرمزي التالي $X + Y \longrightarrow Z$ له قانون السرعة التالي $R = [X]^3[Y]$

وضح التغيرات على سرعة التفاعل في الحالات التالية

- عند خفض تركيز X الى الثلث مع بقاء تركيز Y ثابتا

- عند مضاعفة تركيز X مع بقاء تركيز Y ثابتا

- عند اضافة عامل حفاز

2- في التفاعل الرمزي التالي $X + 2Y \longrightarrow XY_2$. أكتب قانون السرعة لهذا التفاعل ثم وضح التغيرات على سرعة التفاعل في الحالات التالية

- عند مضاعفة تركيز X
- عند مضاعفة تركيز Y
- عند إستخدام ثلث تركيز Y

3- في التفاعل الإفتراضي التالي $3A \longrightarrow C$ إذا كان التركيز الإبتدائي للمتفاعل A 0.2M وسرعة التفاعل 1.0 M/s . وبمضاعفة [A] إزدادت سرعة التفاعل بمقدار 4.0 M/s حدد قانون السرعة للتفاعل .

4- وجد أن سرعة التفاعل الإفتراضي بين L و M و A تتضاعف لدى مضاعفة تركيز L وتزداد الى 4 أمثالها عند مضاعفة تركيز M وعند مضاعفة تركيز A لا تتأثر سرعة التفاعل أكتب قانون سرعة هذا التفاعل

5- وجد أن قانون سرعة تفاعل معين هو $R = K [X]^3$. ما المعامل الذي تزداد بموجبه السرعة . علما بأن [X] قد تتضاعف الى ثلاثة أمثال التركيز الإبتدائي .

8- أكتب قانون السرعة للتفاعل التالي . ثم جد ما يلي . مستعينا بنتائج التجارب المعطاة في الجدول
- قيمة ثابت السرعة النوعية ووحدته
- هل يحدث التفاعل في خطوة واحدة . مع التفسير

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

التجربة	[HI] (M)	السرعة (M/s)
1	0.015	1.1×10^{-3}
2	0.030	4.4×10^{-3}
3	0.045	9.9×10^{-3}

9 - أكتب قانون السرعة للتفاعل التالي . ثم جد مايلي . مستعينا بنتائج التجارب المعطاة في الجدول

- قيمة ثابت السرعة النوعية ووحدته
- هل يحدث التفاعل في خطوة واحدة . مع التفسير

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

التجربة	[A] (M)	[B] (M)	[X] (M)	السرعة (M/s)
1	1.2	2.4	0.25	8.0×10^{-8}
2	1.2	1.2	0.25	4.0×10^{-8}
3	3.6	2.4	0.25	7.2×10^{-7}
4	1.2	2.4	0.5	6.4×10^{-7}

في التفاعل : $2NO_{2(g)} + F_{2(g)} \xrightarrow{Pt_{(s)}} 2NO_2F_{(g)}$

أعطت ثلاث تجارب عملية النتائج التالية :

رقم التجربة	$[F_2]$ M	$[NO_2]$ M	السرعة M / s
1	4×10^{-5}	1×10^{-5}	1.1×10^{-2}
2	8×10^{-5}	1×10^{-5}	4.4×10^{-2}
3	8×10^{-5}	2×10^{-5}	8.8×10^{-2}

- اكتب قانون سرعة التفاعل .

.....

.....

.....

- احسب قيمة ثابت السرعة النوعية للتفاعل .

.....

.....

- احسب سرعة التفاعل عندما يكون $[NO_2] = [F_2] = (0.5\ M)$

.....

- هل يحدث التفاعل في خطوة واحدة ؟ .....

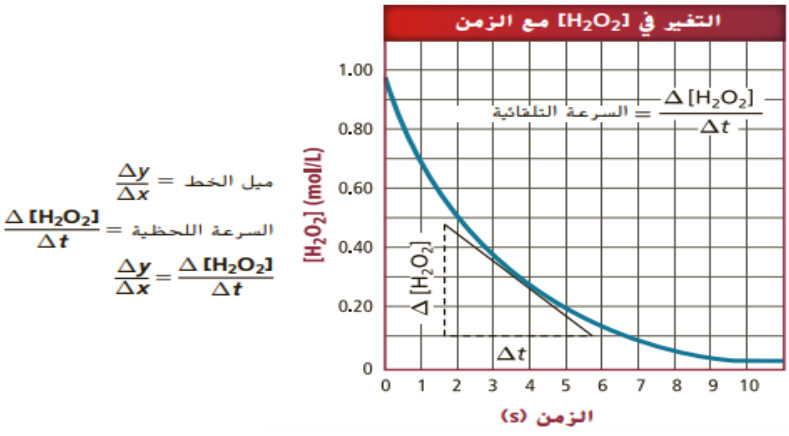
فسر إجابتك. .....

.....

- ما نوع الحفاز المستخدم في التفاعل السابق ؟ .....

(القسم – 4) سرعة التفاعلات اللحظية وآليات التفاعل

السرعة اللحظية هي سرعة التفاعل في زمن محدد . وهي ميل الخط المستقيم المماس للمنحنى في زمن محدد



$$\text{ميل الخط} = \frac{\Delta y}{\Delta x}$$

$$\text{السرعة اللحظية} = \frac{\Delta [H_2O_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{\Delta [H_2O_2]}{\Delta t}$$

الشكل 17 يمكن تحديد النسبة اللحظية عند نقطة معينة في سير التفاعل عن طريق ميل مماس المنحنى الذي يمر عبر هذه النقطة.

التأكد من فهم الرسم البياني
تعرّف على المتغيرات المرسومة على المحور y و المحور x.

ويمكن تحديد السرعة اللحظية بطريقة أخرى . إذا كان معلوم لديك تراكيز المتفاعلات في درجة حرارة معينة وقانون السرعة المحدد تجريبيا وثابت السرعة النوعية

تطبيقات :

1- التفاعل التالي

$$2NO(g) + H_2(g) \rightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$$

هو من الرتبة الأولى في H_2 والرتبة الثانية في NO وثابت السرعة النوعية له $2.90 \times 10^2\ (L^2/(mol^2 \cdot s))$.
احسب سرعة التفاعل تركيز المواد المتفاعلة عندما اللحظية المواد المتفاعلة هو $[H_2] = 0.00400\ M$ و $[NO] = 0.00200\ M$.

-2

خامس أكسيد ثنائي النيتروجين يتفكك في الكلوروفورم بسرعة $2.48 \times 10^{-4}\ mol/(L \cdot min)$
عند درجة حرارة معينة وفقا للمعادلة
$2N_2O_5 \rightarrow 4NO_2 + O_2$. التفاعل يكون من الرتبة الأولى في N_2O_5. فإذا كان التركيز الابتدائي لـ N_2O_5 $0.400\ mol/L$. احسب ثابت السرعة النوعية. ما هو بالتقريب $[N_2O_5]$ بعد استمرار التفاعل لمدة 1.30 ساعة؟

-3

الانحلال الإشعاعي من الرتبة الأولى في النظير المنحل. على سبيل المثال. السترونشيوم – 90 الموجود في الغبار النووي الناتج عن الانفجارات النووية ينحل إلى أتريوم – 90 وجسيم بيتا. اكتب قانون السرعة لانحلال السترونشيوم – 90.

-4

احسب التفاعل بين A و B لتكوين AB من الرتبة الأولى في A ومن الرتبة الأولى في B. ثابت السرعة النوعية، k، يساوي 0.500 mol/(L•s). ما سرعة التفاعل عندما يكون $[A] = 2.00 \times 10^{-2}\ M$ و $[B] = 1.50 \times 10^{-2}\ M$؟

آليات التفاعل :

إن التفاعل الكيميائي عادة لايحدث بصورة مباشرة وفي خطوة واحدة بل يمر بمراحل متسلسلة حتى تتكون المواد الناتجة.

فمثلا التفاعل بين الكربون والأكسجين لتكوين غاز CO_2 يحدث على خطوتين

$$C + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow \cancel{CO}$$

$$\cancel{CO} + \tfrac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2$$

جمع المعادلتين $$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

يطلق على سلسلة خطوات التفاعل والتي يحدث بموجبها التغير الكيميائي بآلية التفاعل

التفاعل المعقد هو الذي يتكون من خطوتين أو أكثر من الخطوات الأولية

ونلاحظ من خلال آلية التفاعل السابقة ظهور مادة (نوع) خلال الخطوات الأولية للتفاعل وعدم ظهورها في الخطوة النهائية . **تسمى الأنواع (المواد) التي تظهر خلال خطوات التفاعل الأولية ولا تظهر في المعادلة النهائية بإسم الوسيط**

أمثلة : أكتب المعادله النهائية مستعينا بالخطوات المعطاة ثم حدد الوسيط مبينا السبب

1- $I_2 \longrightarrow 2I$

$2I + H_2 \longrightarrow 2HI$

2- $I_2 \longrightarrow 2I$

$I + H_2 \longrightarrow H_2I$

$H_2I + I \longrightarrow 2HI$

3- $NO_2 + NO_2 \longrightarrow NO_3 + NO$

$NO_3 + CO \longrightarrow NO_2 + CO_2$

4- تحدث عملية تفكك ثاني أكسيد النيتروجين

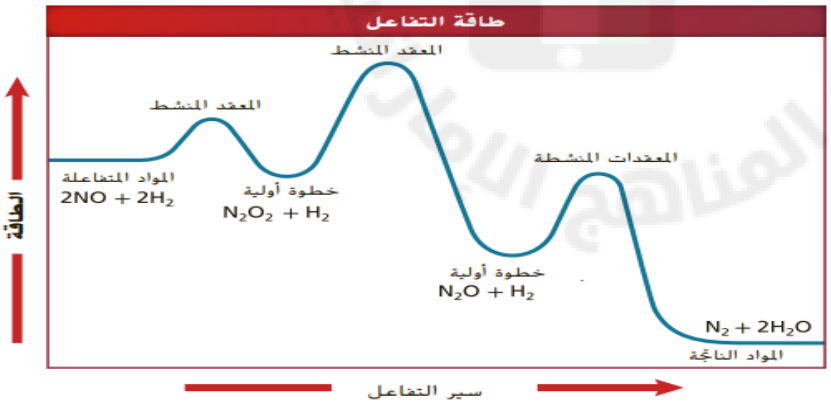
$2NO_2 \longrightarrow 2NO + O_2$

في خطوتين عند درجات الحرارة العالية

الخطوة الأولى $NO_2 \longrightarrow NO + O$

توقع الخطوة الثانية

ملاحظة : **في حالة التفاعلات التي لا تجري في خطوة واحدة وتجري في عدة خطوات تعتبر الخطوة الأبطأ هي المحددة لسرعة التفاعل وتكتب علاقة السرعة من خلال الخطوة الأبطأ .**
(الخطوة المحددة لسرعة التفاعل هي الخطوة ذات السرعة الأبطأ)



■ **الشكل 20** القمم الثلاث في مخطط الطاقة هذا يقابلها طاقات التنشيط اللازمة لتكوين المعقدات المنشطة. القمة الوسطى تمثل أعلى حاجز طاقة يجب التغلب عليه؛ وبالتالي، فإن التفاعل المشتمل على $N_2O_2 + H_2$ هو الخطوة المحددة للسرعة.

التأكد من فهم الرسم البياني
حدد من الرسم البياني ما إذا كان التفاعل الكلي طاردًا للحرارة أم ماصًا للحرارة.

(سريع) $2NO \rightarrow \cancel{N_2O_2}$

(بطيء) $\cancel{N_2O_2} + H_2 \rightarrow \cancel{N_2O} + H_2O$

(سريع) $\cancel{N_2O} + H_2 \rightarrow N_2 + H_2O$

$2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$

تطبيقات :

1- يجري التفاعل التالي $NO_2 + CO \longrightarrow NO + CO_2$
وفق الآلية التالية

(بطيء) $NO_2 + NO_2 \longrightarrow NO_3 + NO$

(سريع) $NO_3 + CO \longrightarrow NO_2 + CO_2$

أكتب قانون السرعة لهذا التفاعل . ثم حدد رتب المتفاعلات

1- يجري التفاعل التالي $2NO_2 + F_2 \longrightarrow 2NO_2F$
وفق الآلية التالية

(بطيء) $NO_2 + F_2 \longrightarrow NO_2F + F$

(سريع) $F + NO_2 \longrightarrow NO_2F$

أكتب قانون السرعة لهذا التفاعل . ثم حدد رتب المتفاعلات

2- حدد كل المسميات 1 , 2 , 3 , 4 , 5 , 6 , 7 (المعقد المنشط – الوسيط – المتفاعلات – النواتج) في الشكل التالي

اختر الإجابة الصحيحة :

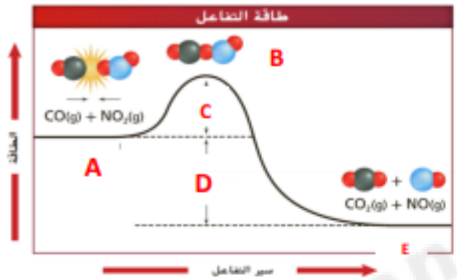
١ ـ إذا علمت إن وحدة ثابت السرعة النوعية K هي $(M^{-1}s^{-1})$ ،يكون قانون السرعة:

$R=K[A]^3$ ✍ $R=K[A]^2[B]$ ✍ $R=K[A][B]$ ✍ $R=K[A]$ ✍

٢ ـ أي القوانين التالية يخالف القوانين الثلاث الأخرى:

$R=K[A]^3$ ✍ $R=K[A][B]^2$ ✍ $R=K[A]^2[B]$ ✍ $R=K[A]^2$ ✍

٣ ـ من الشكل المقابل : ماذا يمثل الرمز C ؟



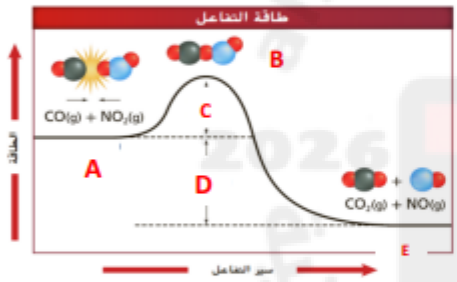
✍ طاقة النواتج

✍ طاقة المتفاعلات

✍ طاقة تنشيط التفاعل العكسي

✍ طاقة تنشيط التفاعل الأمامي

٤ ـ من الشكل المقابل : ما الرمز الذي يمثل المعقد المنشط ؟



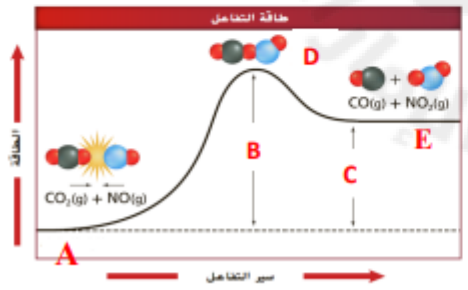
A ✍

B ✍

C ✍

D ✍

٥ ـ الشكل المقابل : أ ـ الرمز الدال على الطاقة التي يمتصها التفاعل ؟



A ✍

B ✍

C ✍

E ✍

ب ـ الرمز يمثل التغير في المحتوى الحراري ؟

A ✍ B ✍

C ✍ D ✍

- وحدة قياس ثابت السرعة النوعية k عندما تكون رتبة التفاعل صفراً ؟

$mol .L^{-1}. s^{-1}$ - s^{-1} $mol .L^{-2}.S^{-1}$ - $mol^2 .L^{-2}.S^{-1}$ -

- وحدة قياس ثابت السرعة النوعية k عندما تكون رتبة التفاعل = 1 ؟

$mol .L^{-1}. s^{-1}$ - s^{-1} $mol .L^{-2}.S^{-1}$ - $mol^2 .L^{-2}.S^{-1}$ -

- وحدة قياس ثابت السرعة النوعية k عندما تكون رتبة التفاعل = 2 ؟

$mol .L^{-1}. s^{-1}$ - s^{-1} $mol^{-1}.L.S^{-1}$ - $mol^{-2} .L^{-2}.S^{-1}$ -

- وحدة قياس ثابت السرعة النوعية k عندما تكون رتبة التفاعل = 3 ؟

$mol .L^{-1}. s^{-1}$ - s^{-1} $mol^{-2}.L^{2}.S^{-1}$ - $mol^2 .L^{2}.S^{-1}$ -

- سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز المتفاعل الذي رتبته ؟

صفراً (1) - (2) - (3) -

- تعتمد وحدة قياس ثابت السرعة النوعية k على :

الرتبة الكلية للتفاعل - طبيعة المتفاعلات - خطوات التفاعل - ظروف التفاعل

- ما يلي صحيح بالنسبة لثابت السرعة النوعية k عدا ؟

لكل تفاعل ثابت سرعة نوعية k خاص به — قيمة ثابت سرعة نوعية k يختلف من تفاعل لأخر

ثابت سرعة نوعية k نفسه لكل التفاعلات — ثابت سرعة نوعية k تعتمد على الرتبة الكلية

تفاعل معين رتبته أولى في المتفاعل A ، ورتبة ثانية في المتفاعل B ، فما الذي يحدث لسرعة التفاعل عندما يتضاعف تركيزا كل من A و B :

تبقى سرعة التفاعل هي نفسها — يزداد التفاعل بمعامل مقداره 2

تزداد سرعة التفاعل بمعامل مقداره 4 — يزداد التفاعل بمعامل مقداره 8