

تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج الإماراتية



* للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae>

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الثاني عشر المتقدم اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae/15>

* للحصول على جميع أوراق الصف الثاني عشر المتقدم في مادة كيمياء وجميع الفصول, اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae/15chemistry>

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الثاني عشر المتقدم في مادة كيمياء الخاصة بـ الفصل الثالث اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae/15chemistry3>

* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ الصف الثاني عشر المتقدم اضغط هنا

<https://almanahj.com/ae/grade15>

* لتحميل جميع ملفات المدرس عماد حمدي أحمد اضغط هنا

للتحدث إلى بوت المناهج على تلغرام: اضغط هنا

https://t.me/almanahj_bot

سرعة التفاعلات الكيميائية

الفكرة العامة: لكل تفاعل كيميائي سرعة محددة يمكن زيادتها او ابطاؤها بتغير ظروف التفاعل

تجربة استهلاكية



1- ضع 10 ml من فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 في دورق زجاجي (سجل ملاحظتك في جدول الملاحظات)

2- اضع 0.1g من خميرة الخبزالى فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 مع التحريك (سجل ملاحظتك في جدول الملاحظات)

الملاحظة: ظهور فقاعات في الخطوة (2) ولم تظهر في الخطوة (1)

الاستنتاج: سرعة تفاعل تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 في الخطوة (2) اسرع من الخطوة (1)

1-1 نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي

Collision Theory and Reaction Rate

الفكرة الرئيسية نظرية التصادم هي المفتاح لفهم الاختلاف في سرعة التفاعلات.

نلاحظ من التجربة الاستهلاكية : ان تفاعل تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 يمكن ان يكون سريعا او بطيئا ولكن مصطلح (سريع) ، (بطيء) غير دقيقة. لذلك يجب التعبير عن سرعة الأشياء المتحركة بالتغير الكمي خلال وحدة الزمن كما يلي من ملاحظة الصورتين التاليتين :



يمكن التعبير عن سرعة العداء في مضمار السباق بوحدة m/s



يبين عداد السرعة أن سيارة السباق تتحرك بسرعة مقدارها 100 Km/h

$$\frac{\Delta (\text{quantity})}{\Delta t} = \frac{\text{التغير في كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في الزمن } \Delta t} = \text{متوسط السرعة}$$

الرمز دلتا (Δ) التغير في هذه الكمية

◀ عموما يعرف متوسط السرعة لحدث ما او عملية محددة: بالتغير الكمي خلال زمن محدد

سرعة التفاعل الكيميائي : هو التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن

حيث التركيز المولاري يعبر عنه بوحدة mol/L(M) ويعبر عنه بالأقواس []
مثال : التركيز المولاري لـ NO₂ تكتب [NO₂]

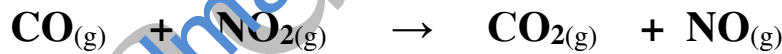
وتكون وحدة قياس سرعة التفاعل

$$\frac{M}{S} = \frac{\text{mol}}{L} \times \frac{1}{S} = \frac{\text{mol}}{L \cdot S} = \text{mol/L} \cdot \text{s}$$

من المعروف في أي تفاعل كيميائي يقل تركيز المتفاعلات ويزداد تركيز النواتج مع مرور الوقت

تتحول المواد المتفاعلة مع مرور الزمن إلى مواد ناتجة.
ويمكن التعبير عن سرعة التفاعل الكيميائي
بالتغير في عدد مولات المواد المتفاعلة
أو الناتجة خلال فترة محددة من الزمن.

مثال : من خلال تفاعل بين غاز اول أكسيد الكربون مع غاز ثاني أكسيد النيتروجين عند درجة حرارة اكبر من 500k



أولاً: حساب متوسط سرعة التفاعل من خلال التغير في تركيز احد النواتج المتكونة مثل [NO] خلال فترة زمنية

بدأت من t₁ ، وانتهت عند t₂ كما يلي :

على سبيل المثال

ولنفترض أن تركيز NO هو 0.000 M عندما كان t₁ = 0.0 s ، وقد أصبح تركيزه 0.010 M بعد ثنيتين من بداية التفاعل

فما متوسط سرعة التفاعل بوحدة عدد مولات NO الناتجة لكل لتر في الثانية؟

$$\text{Rate} = \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{[\text{NO}]_{t_2} - [\text{NO}]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$

$$\text{Rate} = \frac{0.010 \text{ M} - 0.000 \text{ M}}{2.00 \text{ s} - 0.00 \text{ s}} = \frac{0.010 \text{ M}}{2.00 \text{ s}} = 0.0050 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

ملحوظة :- تكون سرعة تكون المواد الناتجة دائما قيمة موجبة (علل) لأن مع مرور الوقت يزداد تركيز النواتج
ثانيا : حساب متوسط سرعة التفاعل من خلال التغير في تركيز احد المتفاعلات مثل [CO] خلال فترة زمنية
بدأت من t_1 ، وانتهت عند t_2 كما يلي :

$$\text{Rate} = \frac{\Delta[\text{CO}]}{\Delta t} = \frac{[\text{CO}]_{t_2} - [\text{CO}]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$

ملحوظة : نجد ان قيمة سرعة التفاعل سالبة لأن تركيز [CO] يستهلك ويقل مع مرور الزمن
ولكن يجب ان تكون سرعة التفاعل دائما موجبة لذلك نضع إشارة سالبة كما يلي :

معادلة متوسط سرعة التفاعل

$$\text{Rate} = - \frac{\Delta[\text{reactants}]}{\Delta t}$$

حيث تمثل [reactants] التغير في تركيز المواد المتفاعلة Δt تمثل التغير في الزمن $t_2 - t_1$

$$\text{Rate} = - \frac{\Delta[\text{CO}]}{\Delta t} = - \frac{[\text{CO}]_{t_2} - [\text{CO}]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$

مسألة : حساب متوسط سرعة التفاعل

مثال 1-1

إذا علمت أن تركيز كلوريد البيوتيل $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ في بداية تفاعله مع الماء 0.22 M ثم أصبح 0.100 M بعد مرور 4.00 ثوانٍ على التفاعل.
احسب متوسط سرعة التفاعل خلال هذه الفترة بوحدة $\text{mol/L}\cdot\text{s}$.

المعطيات

المطلوب	عند زمن	$[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]_{t_1} = 0.220 \text{ mol/L}$
	عند زمن	$[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]_{t_2} = 0.100 \text{ mol/L}$

$$\text{Rate} = ? \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

حساب المطلوب

$$\text{Rate} = - \frac{[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]_{t_2} - [\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$

اكتب معادلة متوسط سرعة التفاعل

عوض عن الزمن والتركيز الابتدائي والنهائيين

$$= - \frac{0.100 \text{ M} - 0.220 \text{ M}}{4.00 \text{ s} - 0.00 \text{ s}} = - \frac{0.100 \text{ mol/L} - 0.220 \text{ mol/L}}{4.00 \text{ s} - 0.00 \text{ s}} = - \frac{-0.120 \text{ mol/L}}{4.00 \text{ s}} = 0.0300 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

مسألة تدريبية:

مسائل تدريبية

استعمل البيانات الموجودة في الجدول أدناه لحساب متوسط سرعة التفاعل :

بيانات التجربة للتفاعل $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$			
[HCl]	[Cl ₂]	[H ₂]	الزمن s
0.000	0.050	0.030	0.00
	0.040	0.020	4.00

- احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً عنه بعدد مولات H₂ المستهلكة لكل لتر في كل ثانية.
- احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً عنه بعدد مولات Cl₂ المستهلكة لكل لتر في كل ثانية.
- تحفيز إذا علمت أن متوسط سرعة التفاعل لحمض الهيدروكلوريك HCl الناتج هو 0.050 mol /L.s، فما تركيز HCl الذي يتكون بعد مرور 4.00 s؟

الإجابات: -

1. احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً عنه بعدد مولات H₂ المستهلكة لكل لتر في كل ثانية.

بما أن H₂ قد استهلك فتكون إشارة متوسط سرعة التفاعل سالبة.

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = -\frac{[H_2]_{t_2} - [H_2]_{t_1}}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -\frac{0.020 \text{ M} - 0.030 \text{ M}}{4.00 \text{ s} - 0.00 \text{ s}} = -\frac{-0.010 \text{ M}}{4.00 \text{ s}} = 0.0025 \text{ mol/(L.s)}$$

2. احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً عنه بعدد مولات Cl₂ المستهلكة لكل لتر في كل ثانية.

بما أن Cl₂ قد استهلك، فتكون إشارة متوسط سرعة التفاعل سالبة.

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = -\frac{[Cl_2]_{t_2} - [Cl_2]_{t_1}}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t} = -\frac{0.040 \text{ M} - 0.050 \text{ M}}{4.00 \text{ s} - 0.00 \text{ s}} = -\frac{-0.010 \text{ M}}{4.00 \text{ s}} = 0.0025 \text{ mol/(L.s)}$$

3. تحفيز إذا علمت أن متوسط سرعة التفاعل لحمض الهيدروكلوريك HCl الناتج هو 0.050 mol/L.s، فما تركيز HCl الذي يتكون بعد مرور 4.00 s؟
- تكون HCl. لذا، سيكون تعبير متوسط سرعة التفاعل موجباً.

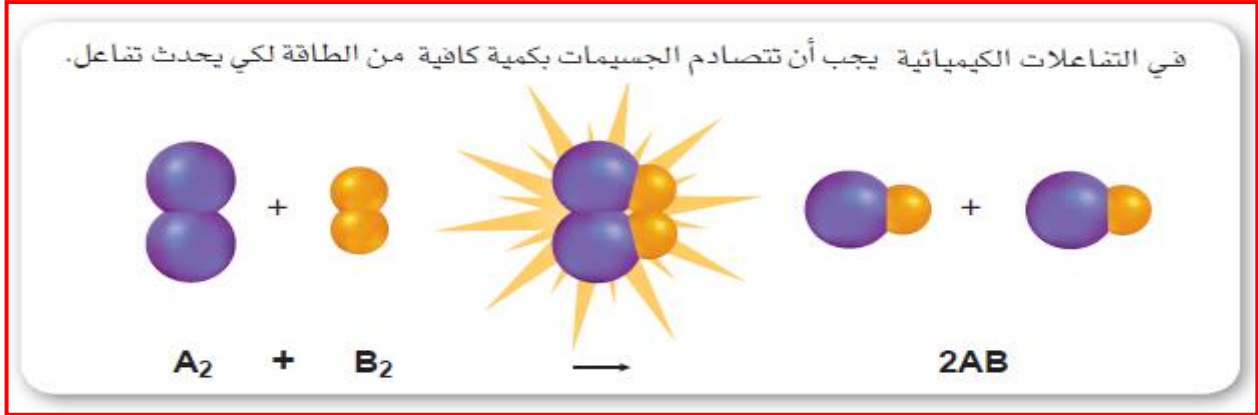
$$[HCl]_{t_1} = 0.000 \text{ M}$$

$$[HCl]_{t_2} = (0.0050 \text{ mol/(L.s)})(t_2 - t_1) = (0.0050 \text{ mol/L.s})(4.00 \text{ s} - 0.00 \text{ s}) = 0.020 \text{ M}$$

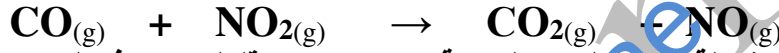
$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta[HCl]}{\Delta t} = \frac{[HCl]_{t_2} - [HCl]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{0.020 \text{ M} - 0.000 \text{ M}}{4.00 \text{ s} - 0.00 \text{ s}} = 0.0050 \text{ mol/(L.s)}$$

نظرية التصادم

في التفاعل الكيميائي يجب ان تتصادم المواد المتفاعلة لتكوين النواتج انظر الشكل التوضيحي التالي:



مثال :- عند تفاعل غاز اول أكسيد الكربون CO مع غاز ثاني أكسيد النيتروجين NO₂ عند درجة حرارة اكبر من 500 °k



تتصادم جزيئات المواد المتفاعلة لإنتاج المواد الناتجة ونجد ان عدد قليل من هذه التصادمات يكون نواتج بينما يفشل عدد كبير من هذه التصادمات في إنتاج النواتج لماذا ؟

لأن من شروط حدوث التصادم الفعال (الذي يؤدي الى حدوث تفاعل وتكوين النواتج المطلوبة)

1- الاتجاه المناسب (الصحيح)

حيث يجب ان تتلامس الذرات المتفاعلة بشكل مناسب لتكوين النواتج لتكوين النواتج المطلوبة

2- الطاقة الكافية

حيث لا بد ان تتوفر الطاقة الكافية للحصول على القوة الكافية للتصادم لتكوين المعقد المنشط وبالتالي تكوين النواتج

بين الشكل أربعة احتمالات مختلفة لاتجاهات التصادم بين جزيئات CO و NO₂.

a اتجاه غير صحيح

تصادم ارتداد

الحالة a لا تؤدي الاصطدامات في إلى حدوث تفاعل؛ لأن الجزيئات لا تستطيع تكوين روابط.

b اتجاه غير صحيح

تصادم ارتداد

الحالة b لا تؤدي الاصطدامات في إلى حدوث تفاعل؛ لأن الجزيئات لا تستطيع تكوين روابط.

c اتجاه صحيح

تصادم المعقد المنشط نواتج

الحالة c تصادم الجزيئات في اتجاه مناسب لحدوث التفاعل.

d اتجاه صحيح ولكن طاقة غير كافية

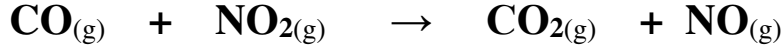
تصادم ارتداد

الحالة d على الرغم من أن تصادم الجزيئات في الاتجاه المناسب، إلا أن طاقتها غير كافية لحدوث تفاعل.

كربون (Blue sphere)
نيتروجين (Red sphere)
أكسجين (Red sphere)

ما هو المعقد المنشط؟

مثال :-



عندما يكون اتجاه التصادم مناسباً (صحيحاً) يجب ان تتوفر طاقة كافية (طاقة تنشيط) (E_a) حتى تنتقل ذرة اكسجين من جزئ NO_2 الى جزئ CO

وعندئذ يمر التفاعل الكيميائي بمرحلة انتقالية غير مستقرة من تجمع الذرات يحدث خلالها كسر الروابط وتكوين روابط جديدة تسمى (المعقد المنشط) ونتيجة لذلك إما تتكون النواتج او تنكسر الروابط وتكون المواد المتفاعلة مرة أخرى

المعقد المنشط :

- مرحلة انتقالية قصيرة غير مستقرة من تجمع الذرات يحدث خلالها تكسير الروابط وتكون روابط جديدة أو مجموعة من الذرات فترة بقائها معا قصيرة جدا قد ينتج عنها النواتج او قد تعود الى صورة المتفاعلات

طاقة التنشيط : (E_a)

- الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتحويل المتفاعلات الى معقد منشط
- الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل الكيميائي

معلومات هامة جدا

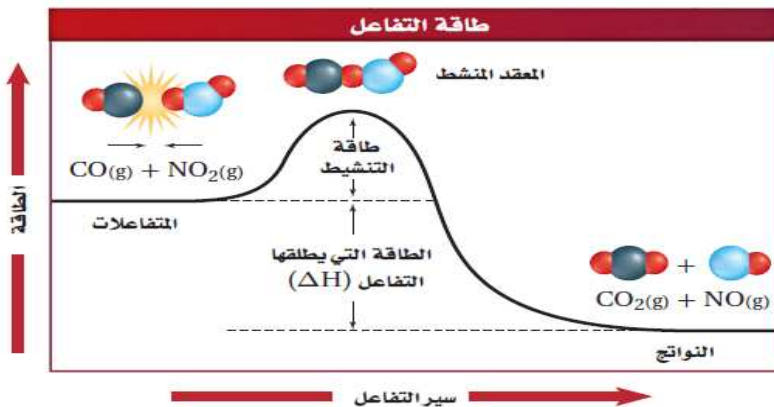
- 1- عندما تكون طاقة التنشيط (E_a) عالية
معنى ذلك ان عدد التصادمات التي لها طاقة كافية لتكوين المعقد المنشط قليل (التصادمات الفعالة عددها قليل) وبالتالي تكون سرعة التفاعل بطيئة
- 2- عندما تكون طاقة التنشيط (E_a) منخفضة
معنى ذلك ان عدد التصادمات التي لها طاقة كافية لتكوين المعقد المنشط كبير (التصادمات الفعالة عددها كبير) وبالتالي تكون سرعة التفاعل سريعة

مخططات الطاقة

◀ مخطط الرسم البياني التالي يوضح مسار الطاقة لتفاعل طارد للحرارة وغيره تكون محتوى طاقة النواتج أقل من محتوى طاقة المتفاعلات لذلك تنطلق طاقة من هذا التفاعل = الفرق بين محتوى طاقة النواتج - محتوى طاقة المتفاعلات تسمى التغير في المحتوى الحراري (ΔH) او تسمى طاقة التفاعل

◀ نلاحظ ان طاقة المعقد المنشط دائما أعلى من طاقة المتفاعلات وأيضا دائما أعلى من طاقة النواتج ويكون مكانه في قمة مسار الطاقة كما موضح بالشكل البياني

- ◀ من الرسم البياني يمكن حساب طاقة التنشيط E_a = طاقة المعقد المنشط - طاقة المتفاعلات
- ◀ اذا كان التفاعل انعكاسي يمكن حساب طاقة التنشيط (في الاتجاه العكسي) E_a' = طاقة المعقد المنشط - طاقة النواتج



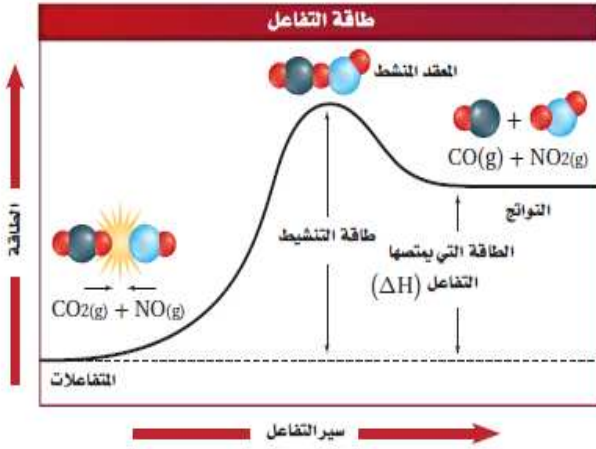
عندما يحدث تفاعل طارد للحرارة تستخدم الجزيئات التي لها طاقة كافية فتكون المعقد المنشط وتطلق طاقة، وتكون نواتج ذات محتوى طاقة أقل من المواد المتفاعلة.

اختبار الرسم البياني

فسر كيف يمكنك أن تعرف من خلال الرسم ما إذا كان التفاعل طارداً للحرارة.

◀ مخطط الرسم البياني التالي يوضح مسار الطاقة للتفاعل العكسي للتفاعل السابق لذلك يكزن تفاعل ماص للحرارة وفيه تكون محتوى طاقة النواتج أكبر من محتوى طاقة المتفاعلات لذلك تمتص طاقة من هذا التفاعل = الفرق بين محتوى طاقة النواتج - محتوى طاقة المتفاعلات تسمى التغير في المحتوى الحراري (ΔH) او تسمى طاقة التفاعل

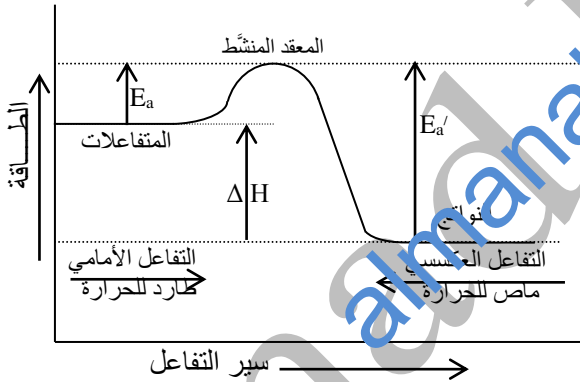
◀ نلاحظ ان طاقة المعقد المنشط دائما أعلى من طاقة المتفاعلات وأيضا دائما أعلى من طاقة النواتج ويكون مكانه في قمة مسار الطاقة كما موضح بالشكل البياني



تكون طاقة جزيئات المواد المتفاعلة في التفاعل العكسي الماص للحرارة أقل من طاقة النواتج، ولكي يحدث التفاعل يجب أن تمتص المواد المتفاعلة طاقة لتتغلب على طاقة التنشيط وتكون نواتج ذات طاقة عالية.

اختبار الرسم البياني

قارن بين طاقتي التنشيط، بين التفاعل الأمامي والعكسي؟



♥ مثال آخر للتوضيح والشرح :-

◀ الشكل المجاور يظهر مساراً عاماً أمامياً لتفاعل تارد للحرارة وطاقة التنشيط للتفاعل الأمامي هي E_a .
 ◀ التفاعل العكسي تفاعل ماص للحرارة ، لذلك فإن الطاقة اللازمة لتنشيط هذا التفاعل العكسي $E_{a'}$ أكبر من الطاقة اللازمة لتنشيط التفاعل الأمامي E_a .

◀ الفرق بين الطاقة اللازمة لتنشيط التفاعل العكسي $E_{a'}$ والطاقة اللازمة لتنشيط التفاعل الطرد E_a يساوي التغير في المحتوى الحراري ΔH لهذا التفاعل .

◀ تكون قيمة ΔH للتفاعل الطرد مساوية عددياً قيمة ΔH للتفاعل العكسي مع تغيير الإشارة .

◀ يمكن حساب ΔH للتفاعل الأمامي بطريقتين

طاقة المتفاعلات - طاقة النواتج = ΔH أمامي (من اليسار الى اليمين) → → →

$$\Delta H = E_a - E_{a'}$$

هذا العمل ليس بغرض الكسب المادي أو التبريح - أسالكم الدعاء لي ولوالدي

لكم جميعاً أرق التمنيات وخالص الدعوات - لا تنسوننا من الدعاء - وإلى اللقاء

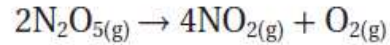
أ. عماد حمدي أحمد

مختبر حل المشكلات

تفسير البيانات

[N ₂ O ₅]	الزمن (min)
0.01756	0
0.00933	20.0
0.00531	40.0
0.00295	60.0
0.00167	80.0
0.00094	100.0

كيف تتغير سرعة التحلل خلال الزمن؟ يتحلل مركب خامس أكسيد ثنائي النيتروجين N₂O₅ في الهواء وفقاً للمعادلة الآتية:



ويمكن تحديد التركيز في أي وقت من خلال معرفة سرعة التحلل

التحليل

يبين الجدول المقابل النتائج التجريبية التي تم الحصول عليها عند قياس تركيز N₂O₅ خلال فترة زمنية محددة، عند الضغط الجوي العادي، ودرجة حرارة 45 °C.

الأسئلة مع الاجابات

1. احسب متوسط سرعة التفاعلات خلال كل فترة زمنية: (0 – 20 min) ، (40 – 60 min) ، (80 – 100 min).

عبر عن سرعة التفاعل في كل فترة بإشارة موجبة، وبوحدة mol/L.min من N₂O₅.

يمكن حساب متوسط سرعة التفاعل باستعمال المعادلة:

$$\text{متوسط السرعة} = \frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t}$$

$$(0 - 20 \text{ min}): \quad \text{متوسط السرعة} = \frac{(0.01756 \text{ mol/L} - 0.00933 \text{ mol/L})}{20.0 \text{ min}} = 4.12 \times 10^{-4} \text{ mol/(L.min)}$$

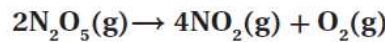
$$(40 - 60 \text{ min}): \quad \text{متوسط السرعة} = \frac{(0.00531 \text{ mol/L} - 0.00295 \text{ mol/L})}{20.0 \text{ min}} = 1.18 \times 10^{-4} \text{ mol/(L.min)}$$

$$(80 - 100 \text{ min}): \quad \text{متوسط السرعة} = \frac{(0.00167 \text{ mol/L} - 0.00094 \text{ mol/L})}{20.0 \text{ min}} = 3.65 \times 10^{-5} \text{ mol/(L.min)}$$

2. احسب متوسط سرعة التفاعل خلال كل فترة زمنية بعدد مولات NO₂ الناتجة لكل لتر لكل دقيقة (mol/L.min)،

واستعمل المعادلة الكيميائية لتفسير العلاقات بين السرعات المحسوبة في هذا السؤال، وتلك المحسوبة في السؤال 1.

من المعادلة الكيميائية الآتية:



نلاحظ أن سرعة إنتاج NO₂ تساوي ضعف سرعة استهلاك N₂O₅؛ وذلك لأن 2 mol من NO₂ تُنتج عند استهلاك 1 mol من N₂O₅.

يمكن حساب متوسط سرعة التفاعل باستعمال المعادلة:

$$\text{متوسط السرعة} = \frac{\Delta[\text{NO}_2]}{\Delta t} = \frac{2\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t}$$

$$(0 - 20 \text{ min}): \quad \text{متوسط السرعة} = \frac{2(0.01756 \text{ mol/L} - 0.00933 \text{ mol/L})}{20.0 \text{ min}} = 8.24 \times 10^{-4} \text{ mol/(L.min)}$$

$$(40 - 60 \text{ min}): \quad \text{متوسط السرعة} = \frac{2(0.00531 \text{ mol/L} - 0.00295 \text{ mol/L})}{20.0 \text{ min}} = 2.36 \times 10^{-4} \text{ mol/(L.min)}$$

$$(80 - 100 \text{ min}): \quad \text{متوسط السرعة} = \frac{2(0.00167 \text{ mol/L} - 0.00094 \text{ mol/L})}{20.0 \text{ min}} = 7.30 \times 10^{-5} \text{ mol/(L.min)}$$

3. فسر البيانات والنتائج التي توصلت إليها، ثم استعملها في وصف كيفية تغير سرعة تحلل N_2O_5 خلال الزمن.
تتناقص سرعة تحلل N_2O_5 مع مرور الزمن.

4. طبق نظرية التصادم لتفسير سبب تغير سرعة التفاعل.
تنص نظرية التصادم على وجوب تصادم الذرات، أو الجزيئات، أو الأيونات من أجل حدوث التفاعل، واعتماداً على ذلك النموذج، فإنه عندما يتناقص تركيز N_2O_5 خلال فترة التجربة، يقل عدد الجزيئات المتوافرة للتصادم خلال وحدة الزمن؛ لذا تقل سرعة التفاعل.

التقويم 1-1

الخلاصة

4. الفكرة الرئيسية **جد** العلاقة بين نظرية التصادم وسرعة التفاعل.
 5. فسّر علام تدل سرعة التفاعل لتفاعل كيميائي محدد؟
 6. قارن بين تركيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة خلال فترة التفاعل (على افتراض عدم إضافة أي مادة جديدة).
 7. فسّر لماذا يعتمد متوسط سرعة التفاعل على طول الفترة الزمنية اللازمة لحدوث التفاعل؟
 8. صف العلاقة بين طاقة التنشيط وسرعة التفاعل الكيميائي.
 9. رخص ماذا يحدث خلال فترة تكون المعقد المنشط القصيرة؟
 10. طبق نظرية التصادم لتفسر لماذا لا تؤدي الاصطدامات بين جسيمات التفاعل دائماً إلى تفاعل؟
 11. احسب متوسط سرعة التفاعل بين جزيئات A و B إذا تغير تركيز A من 1.00 M إلى 0.5 M خلال 2.00 s.
- يعبر عن سرعة التفاعل الكيميائي بمعدل التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن. غالباً ما تحسب سرعة التفاعل الكيميائي معبراً عنها بوحدة mol/L.s. لا بد من تصادم الجسيمات لحدوث التفاعل.

بعض الأسئلة والتدريبات كما بالكتاب المدرسي :

30. ماذا يحدث لتركيز المواد المتفاعلة والناتجة في أثناء حدوث التفاعل؟
يقل تركيز المواد المتفاعلة، في حين يزداد تركيز المواد الناتجة.

31. اشرح المقصود بمتوسط سرعة التفاعل.

متوسط سرعة التفاعل هو التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة خلال فترة زمنية محددة.

32. كيف يمكن أن تعبر عن سرعة التفاعل الكيميائي $A \rightarrow B$ بالاعتماد على تركيز المادة المتفاعلة A؟ وكيف يمكن مقارنة سرعة التفاعل بالاعتماد على المادة الناتجة B؟

يعبر عن السرعة بأنها النقصان في [A] خلال وحدة الزمن: $R = \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$ ، أما رقمياً فتكون السرعتان متساويتين، ولكن تكون إشارة $\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$ سالبة، في حين تكون إشارة $\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$ موجبة.

33. ما دور المعقد المنشط في التفاعل الكيميائي؟
يعد المعقد المنشط حالة وسطية بين المواد المتفاعلة، والمواد الناتجة.

34. افترض أن جزيئين قد يتفاعلا إذا تصادما، فتحت أي ظرف لا يمكن أن يتفاعلا؟

لا تحدث التفاعلات بين الجزيئات إذا لم يؤد التصادم إلى وجود كمية كافية من الطاقة، وإذا لم يتوافر الاتجاه المناسب لحظة التصادم.

35. يتفاعل المغنسيوم مع حمض الهيدروكلوريك حسب المعادلة: $Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow H_2(g) + MgCl_{2(aq)}$ إذا كانت كتلة Mg تساوي 6.00 g لحظة بدء التفاعل، وبقي منها 4.5 g، بعد مضي 3.00 min فما متوسط سرعة التفاعل بدلالة عدد مولات Mg المستهلكة/دقيقة؟

احسب كتلة Mg المستهلكة، $6.00 \text{ g Mg} - 4.50 \text{ g Mg} = 1.50 \text{ g Mg}$

احسب عدد مولات Mg ، ثم احسب متوسط سرعة التفاعل، $\text{mol Mg} = \frac{1.50 \text{ g Mg}}{24.3 \text{ g Mg/mol}} = 0.0617 \text{ mol Mg}$

$$\text{متوسط السرعة} = \frac{0.0617 \text{ mol}}{3.00 \text{ min}} = 2.06 \times 10^{-2} \text{ mol/min}$$

36. إذا وجد أن سرعة تفاعل كيميائي $2.25 \times 10^{-2} \text{ mol/L.s}$ عند درجة حرارة 322 K، فما مقدار هذه السرعة بوحدة mol/L.min ؟

$$\text{متوسط السرعة} = 2.25 \times 10^{-2} \text{ mol/(L.s)} \times \frac{60 \text{ sec}}{1 \text{ min}} = 1.35 \text{ mol/(L.min)}$$

اختيار من متعدد : (رقم 1 ، رقم 4) صفحة 38

1. جميع العبارات التالية حول سرعة التفاعل الكيميائية صحيحة ما عدا:

- a. السرعة التي يحدث بها التفاعل.
b. التغير في تراكيز المواد المتفاعلة خلال وحدة الزمن.
c. التغير في تراكيز المواد الناتجة خلال وحدة الزمن.
d. كمية المواد الناتجة المتكوّنة في كل فترة زمنية.

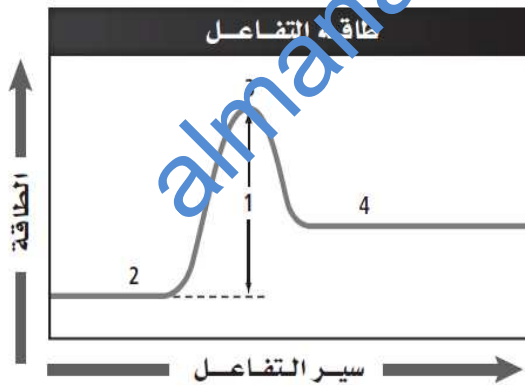
الجواب d

4. أيّ الوحدات لا تُستعمل للتعبير عن سرعة التفاعل؟

- a. M/min .b. L/s .c. mol/mL .d. mol/L.min

الجواب b

إجابات قصيرة وأسئلة مفتوحة : (رقم 9 ، رقم 11) صفحة 39



9. يُبين الشكل منحنى طاقة تفاعل.

الإلم يشير كل رقم من الأرقام المبيّنة على الرسم؟

الاجوبة

- 1: طاقة التنشيط
2: المواد المتفاعلة
3: المعقد المنشط
4: المواد الناتجة

11. يتفاعل اليود والكلور في الحالة الغازية: $I_2 + Cl_2 \rightarrow 2ICl$ فإذا كان $[I_2]$ يساوي 0.400 M عند بداية التفاعل، وأصبح 0.300 M

بعد مضي 4.00 min. فاحسب متوسط سرعة التفاعل بوحدة mol/L.min .

بما أن $[I_2]$ قد استهلك، فيجب أن تكون قيمة متوسط سرعة التفاعل موجبة.

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = -\frac{\Delta[I_2]}{\Delta t} = -\frac{[I_2]_{t_2} - [I_2]_{t_1}}{t_2 - t_1} = -\frac{0.300 \text{ M} - 0.400 \text{ M}}{4.00 \text{ min} - 3.00 \text{ min}} = -\frac{-0.100 \text{ M}}{4.00 \text{ min}} = 0.0250 \text{ mol/(L.min)}$$

لكم جميعاً اربق التمنيات وخالص الدعوات - لا تنسونا من الدعاء - وإلى اللقاء

أ. عماد حمدي أحمد

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

1-2 Factors Affecting Reaction Rates

الفكرة الرئيسية تؤثر عوامل كثيرة في سرعة التفاعل الكيميائي، منها: طبيعة المواد المتفاعلة، والتركيز، ودرجة الحرارة، ومساحة السطح، والمحفزات.

العوامل المؤثرة:

(1) طبيعة المتفاعلات (2) التركيز (3) المساحة السطحية (4) درجة الحرارة (5) المحفزات والمثبطات

(1) طبيعة المواد المتفاعلة:

تعتمد سرعة التفاعل على طبيعة المتفاعلات والروابط الكيميائية المتعلقة بعملية التفاعل ونشاط المتفاعلات

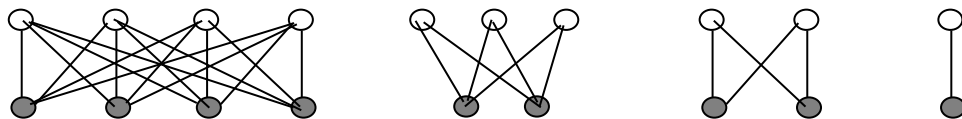
فعلي سبيل المثال

- 1- يتفاعل الصوديوم مع الأكسجين بسرعة أكبر من سرعة اتحاد الحديد مع الأكسجين تحت الشروط نفسها
- 2- يتفاعل الخارصين مع نترات الفضة أسرع من تفاعل النحاس مع نترات الفضة وذلك لأن الخارصين أكثر نشاطاً كيميائياً من النحاس



(2) التركيز:

تزداد سرعة التفاعلات بزيادة تركيز المواد المتفاعلة عندما يزداد تركيز المواد المتفاعلة يزداد عدد التصادمات الفعالة مما يؤدي الى زيادة سرعة التفاعل تعتمد سرعة التفاعل على تركيز واحد أو أكثر من المتفاعلات.



يؤثر عدد جزيئات الأنواع المتفاعلة في عدد التصادمات المحتملة، وبالتالي في سرعة التفاعل

أمثلة :

(1) في التفاعلات غير المتجانسة، مثل احتراق الفحم في الأكسجين (تفاعل غير متجانس) ، نجد أن الضوء المنبعث من عملية الاحتراق في الأكسجين النقي (تركيز الأكسجين فيه يزيد عن تركيزه في الهواء الجوي 5 مرات) أكبر من الضوء المنبعث من عملية احتراق الفحم في الهواء (سرعة احتراق الفحم في الأكسجين النقي أكبر لزيادة التركيز) .

في هذا التفاعل غير المتجانس لا تعتمد سرعة التفاعل على مساحة السطح الصلب فقط بل أيضاً على التركيز. (2) في التفاعلات المتجانسة، زيادة تركيز أحد المتفاعلات يزيد احتمالية عدد التصادمات الفعالة ، مما يزيد من سرعة التفاعل .

تشير شدة إضاءة اللهب المغطى في الزجاج التي تحتوي تركيزاً أكبر من الأكسجين إلى زيادة سرعة التفاعل. لذا يفسر الازدياد في سرعة التفاعل إلى الزيادة في تركيز الأكسجين.



تحترق الشمعة بسرعة أكبر؛ لأن الوعاء يحتوي على أكسجين تركيزه 100% تقريباً.

يبلغ تركيز الأكسجين في الهواء حول الشمعة 20% تقريباً.

3) المساحة السطحية للمتفاعلات الصلبة :

*في المخاليط الغازية أو المحاليل المائية تختلط الجسيمات وتتصادم بحرية حيث تحدث التفاعلات بسرعة
*في المخاليط غير المتجانسة التي تحتوي على متفاعلات في حالات فيزيائية مختلفة فإن المساحة السطحية للمتفاعل الصلب تؤثر في تحديد سرعة التفاعل حيث الزيادة في المساحة السطحية تزيد من سرعة التفاعل

على سبيل المثال

(1) سرعة تفاعل مسحوق الخارصين مع محلول حمض HCl أكبر بكثير من تفاعل الخارصين الصلب الذي له نفس الكتلة؟ حيث المساحة المعرضة للتفاعل في المسحوق أكبر بكثير من المساحة المعرضة للتفاعل في القطعة الصلبة

(2) تحترق قطعة من الفحم الحجري ببطء عندما تشتعل في الهواء و تزداد سرعة الاحتراق عند التكسير إلى قطع صغيرة وإذا تحولت هذه القطعة إلى مسحوق ثم أشعلت فإنها تحترق بشكل انفجاري

وهذا ما يفسر حدوث الانفجارات في مناجم الفحم الحجري؟

علل :

4) درجة الحرارة :

برفع درجة الحرارة تزداد الطاقة الحركية لجسيمات المادة مما يؤدي إلى حدوث عدد أكبر من التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل الكيميائي ، (والعكس صحيح)

ملاحظة:

* طاقة التصادم المؤثرة هي تلك الطاقة التي تساوي قيمتها طاقة التنشيط ، أو أكبر منها ، والحرارة المرتفعة تكسب

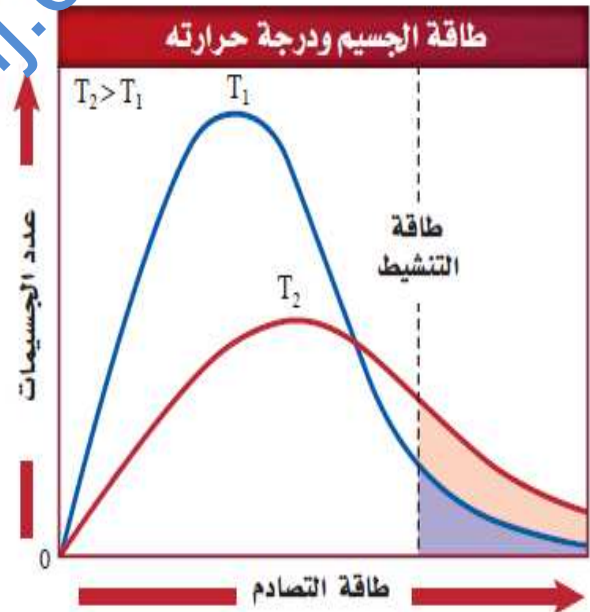
عدداً أكبر من الجسيمات طاقة كافية لتكوين معقدات منشطة ، مما يزيد من طاقة التصادمات وعدادها، وبالتالي زيادة سرعة التفاعل . (رفع درجة الحرارة (10°C) يضاعف سرعة التفاعل تقريبا)

* خفض درجة الحرارة يقلل الطاقة الحركية للجسيمات ، مما يقلل عدد التصادمات الفعالة فتقل سرعة التفاعل .

تفحص الرسوم البيانية التالية

يؤدي الارتفاع في درجة الحرارة إلى زيادة الطاقة الحركية للجسيمات، وبالتالي زيادة عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط، وهذا يؤدي إلى زيادة عدد الاصطدامات وزيادة سرعة التفاعل. إضافة إلى ذلك فإن للكثير من الاصطدامات طاقة كافية للتغلب على طاقة التنشيط، لذا تؤدي إلى التفاعل.

س/ حدد السرعة النسبية للتفاعل عند درجة حرارة 325 K ؟



تمثل المنطقة المظللة تحت كل منحنى عدد التصادمات التي لها طاقة مساوية أو أكبر من طاقة التنشيط E_a عند طاقة التنشيط E_a عدد التصادمات عند درجة حرارة T_2 أكبر من عدد التصادمات عند درجة الحرارة T_1 لذلك كلما كانت درجة الحرارة أعلى تزداد عدد التصادمات الفعالة التي ينتج عنها حدوث التفاعل وإنتاج النواتج

5) المحفزات والمثبطات :

مقدمة :

إذا اردنا زيادة سرعة تحلل الجلوكوز في الخلية الحية فلن يكون الحل في زيادة درجة الحرارة او زيادة تركيز المواد المتفاعلة حيث ذلك قد يضر بالخلية او يقتلها ، ولكن هناك نوعان من المواد التي تؤثر في سرعة التفاعل هي :

1- المحفزات (العامل الحفاز)

هي مواد تعمل على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي دون ان تستهلك في التفاعل

مثال : الانزيمات التي خلقها الله تعالى في الكائنات الحية

مثال : يستخدم ثاني أكسيد المنجنيز MnO_2 كحفاز لزيادة سرعة تفكك فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 .



ملحوظة (1) : المحفزات تستخدم على نطاق واسع في الصناعات الكيميائية لإنتاج كمية أكبر من المنتج بسرعة كبيرة مما يقلل من تكاليف المنتج

ملحوظة (2) : المحفزات لا تزيد من عدد النواتج ولا تعد من ضمن المواد المتفاعلة او الناتجة لذلك لا يتم تضمينه في المعادلة الكيميائية

2- المثبطات

هي مواد تعمل على إبطاء سرعة التفاعل الكيميائي او إيقافه

تعمل المثبطات بطرق مختلفة منها :

- 1- غلق المسارات المخفضة للطاقة وتزيد من لمقاة التنشيط للتفاعل الكيميائي
- 2- في التفاعلات الحيوية ترتبط المثبطات مع الانزيمات التي تحفز التفاعل فتمنع حدوثه
- 3- في الصناعات الغذائية تسمى المثبطات (المواد الحافظة) أو (المواد المضادة للأكسدة) حيث تعطي فترة صلاحية أطول للغذاء وتعتبر بعض المواد الحافظة آمنة للأكل



يوضح الرسم البياني مسار التفاعل دون وجود محفز (حفاز) ومسار التفاعل في وجود محفز (حفاز) لاحظ ان طاقة التنشيط للتفاعل المحفز أقل بكثير من طاقة التنشيط للتفاعل غير المحفز



طاقة تنشيط أعلى
تعني أنه يجب أن يكون للجسيمات
طاقة أعلى لكي تتفاعل؛ فالحصان
والفارس يحتاجان إلى القليل من
الطاقة للتمزق فوق حاجز منخفض،
بيتما يحتاجان إلى مزيد من السرعة
والطاقة لاجتياز الحاجز المرتفع.

ميكانيكية عمل الحفاز:

- يكون الحفاز مساراً بديلاً للطاقة.
- يكون الحفاز معقداً منشطاً بديلاً يتطلب طاقة تنشيط أقل فيسرّ ع التفاعل.
- لا يظهر الحفاز بين النواتج (في المعادلة) النهائية للمعادلة التي يسرّها.
- قد يشارك الحفاز في خطوة واحدة من مسار التفاعل، ولكن يتم استعادته في خطوة لاحقة.

التقويم 1-2

الخلاصة

- تتضمن العوامل الرئيسية التي تؤثر في سرعة التفاعل طبيعة المواد المتفاعلة، والتركيز، ومساحة السطح، والحرارة، والمحفزات.
 - تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى زيادة سرعة التفاعل؛ وذلك بزيادة عدد الاصطدامات التي تشكل المعقد المنشط.
 - تزيد المحفزات من سرعة التفاعل الكيميائي بتقليل طاقة التنشيط.
12. الفكرة الرئيسية وضح سبب سرعة تفاعل فلز الماغنسيوم مع حمض الهيدروكلوريك HCl مقارنة بالحديد.
13. هل يؤثر التركيز في سرعة التفاعل حسب نظرية التصادم؟
14. قارن بين المحفزات والمثبطات.
15. صف تأثير طحن إحدى المواد الداخلة في التفاعل على شكل مسحوق بدلاً من وضعها قطعة واحدة في سرعة التفاعل.
16. استنتج إذا كانت زيادة درجة حرارة التفاعل بمقدار 10 K يؤدي إلى تضاعف سرعة التفاعل، فماذا تتوقع أن يكون أثر زيادة درجة الحرارة بمقدار 20 K؟
17. ابحث في كيفية استعمال المحفزات في الصناعة، أو الزراعة، أو في معالجة التربة الملوثة، أو النفايات، أو الماء الملوث. اكتب تقريراً قصيراً يلخص النتائج التي حصلت عليها حول دور المحفزات في أحد هذه التطبيقات.

15. تزداد سرعة التفاعل بازدياد مساحة سطح التفاعل المتوافرة.

16. ستزداد سرعة التفاعل بمقدار أربعة أضعاف.

17. ستتنوع الإجابات وفقاً لاختيار التطبيق، ولكن يجب أن تظهر التقارير جميعها قاسماً مشتركاً فيما بينها، وهو أن المحفز يزيد من سرعة التفاعل، ولا يستهلك فيه.

12. يعد فلز الماغنسيوم أكثر نشاطاً من الحديد؛ لذا سيكون تفاعل الماغنسيوم مع HCl أسرع من تفاعل الحديد معه.

13. يؤدي ازدياد تركيز المواد المتفاعلة إلى زيادة عدد التصادمات بين جسيمات المواد المتفاعلة.

14. تزيد المحفزات من سرعة التفاعل وذلك بخفض طاقة التنشيط، في حين تبطئ المثبطات التفاعل، أو توقفه أحياناً وذلك بالتدخل في المواد المتفاعلة، أو المحفزات.

إتقان المفاهيم

41. حفظ الأغذية طُبِّقَ نظرية التصادم لتفسير فساد الطعام

ببطء عند وضعه في الثلاجة بالمقارنة ببقائه خارجها عند درجة حرارة الغرفة.

يقلل خفض درجة الحرارة عدد التصادمات بين المواد المتفاعلة في الطعام، ولهذا تقل سرعة التفاعلات الكيميائية التي تؤدي إلى فساد الطعام.

42. طُبِّقَ نظرية التصادم لتفسير سبب تفاعل مسحوق

الخارصين لإنتاج غاز الهيدروجين أسرع من تفاعل قطع كبيرة منه عند وضع كليهما في محلول حمض الهيدروكلوريك. تسمح زيادة المساحة السطحية لمسحوق الخارصين للذرات بالتصادم بصورة أكبر مع جسيمات الحمض خلال وحدة الزمن.

43. يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين إلى ماء وغاز الأكسجين

بسرعة أكبر عند إضافة ثاني أكسيد المنجنيز. اشرح دور ثاني أكسيد المنجنيز في هذا التفاعل إذا علمت أنه لا يُستهلك في التفاعل.

يعد ثاني أكسيد المنجنيز محفزًا لتفاعل التحلل؛ لأنه يؤدي إلى تقليل طاقة التنشيط.

37. ما دور نشاط المواد المتفاعلة في تحديد سرعة التفاعل الكيميائي؟

تعتمد سرعة التفاعل على نشاط المواد المتفاعلة، وتكون المواد المتفاعلة ذات النشاط الأعلى تحت ظروف معينة، هي الأسرع في التفاعل.

38. ما العلاقة بين سرعة التفاعل عمومًا وتركيز المواد المتفاعلة؟

تؤدي زيادة التركيز إلى زيادة السرعة، في حين يؤدي تقليل التركيز إلى تقليل السرعة.

39. طُبِّقَ نظرية التصادم لتفسير سبب زيادة سرعة التفاعل

بزيادة تركيز المواد المتفاعلة. زيادة تركيز المواد المتفاعلة، يزيد من عدد فرص التصادمات بين جسيمات التفاعل.

40. فسّر لماذا تتفاعل المادة الصلبة - التي على شكل مسحوق

مع الغاز أسرع من تفاعل المادة الصلبة نفسها إذا كانت قطعة واحدة؟

للجسيمات الصلبة الناعمة مساحة سطح أكبر من القطع الكبيرة.

تمثل مساحة المنطقة الأكبر تظليلًا تحت المنحنى ارتفاع درجة الحرارة الأعلى، حيث تشير T_2 إلى أن عدد التصادمات الناتجة في التفاعل يكون كبيراً عند درجة الحرارة المرتفعة.

56. تأمل مخطط الطاقة لتفاعل ماص للطاقة، مكوّن من خطوة

واحدة، ثمّ قارن ارتفاع طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي والتفاعل العكسي.

تعدّ طاقة تنشيط التفاعل الطردّي أكبر من طاقة تنشيط التفاعل العكسي.

58. طُبِّقَ نظرية التصادم لتفسير سببين يوضحان أن الزيادة في

درجة حرارة التفاعل بمقدار 10 K تؤدي غالبًا إلى مضاعفة سرعة التفاعل.

إن زيادة درجة الحرارة بمقدار 10 K، تزيد من متوسط

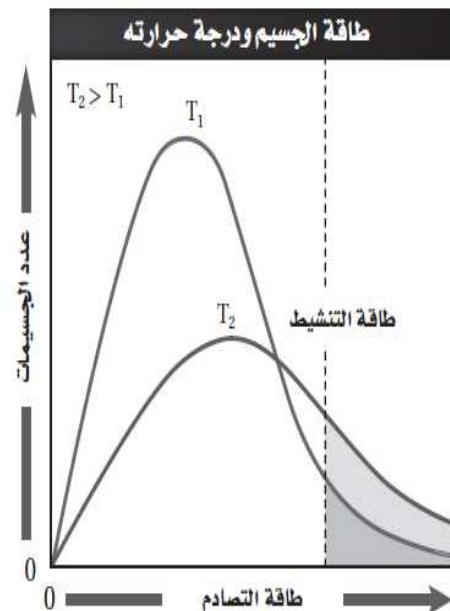
سرعة تفاعل الجسيمات. وعليه، تزداد وتيرة التصادمات،

إضافة إلى ازدياد عدد التصادمات التي لها طاقة كافية

لتكوين المعقد المنشط بمقدار الضعف في معظم الأحيان.

55. ميّر بين المناطق المظلّلة في الشكل 15-3 عند درجتَي الحرارة T_1 و T_2

بالاعتماد على عدد الاصطدامات التي تحدث في وحدة الزمن والتي لها طاقة أكبر من أو تساوي طاقة التنشيط.



3-1 قوانين سرعة التفاعل الكيميائي Reaction Rate Laws

الفكرة الرئيسية قانون سرعة التفاعل عبارة عن علاقة رياضية - يمكن تحديدها بالتجربة تربط بين سرعة التفاعل وتركيز المادة المتفاعلة .

عند دراسة تأثير التركيز على سرعة تفاعل - تثبت درجة الحرارة ، كما تثبت مختلف تراكيز المتفاعلات الأخرى عدا تلك المادة التي يدرس تأثير تغير تركيزها على سرعة التفاعل . ويتم ذلك غالبا بتجارب عملية ويلاحظ ان سرعة التفاعل تقل تدريجيا مع مرور الزمن لان تركيز المتفاعلات يقل تدريجيا مع مرور الزمن أيضا .

قانون سرعة التفاعل

(هو العلاقة الرياضية بين سرعة التفاعل وتركيز المواد المتفاعلة)

إذا كان التفاعل التالي : $A \rightarrow B$ يحدث في خطوة واحدة

يعبر عن قانون السرعة $R = k[A]$

$R = k[A]$ يمثل سرعة التفاعل ، [A] تركيز المادة المتفاعلة ، بينما K هو ثابت سرعة التفاعل

يعبر عن سرعة التفاعل بخطوة واحدة بحاصل ضرب كمية ثابتة في تركيز المادة المتفاعلة .

◀ يبين قانون السرعة ان سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع التركيز المولاري للمركب A وان ثابت السرعة لا يتغير مع التركيز ولكنه يتغير مع تغير درجة الحرارة واذا كانت قيمة الثابت كبيرة هذا يعني ان A يتفاعل بسرعة لتكوين B

ثابت سرعة التفاعل (k) :

قيمة عددية ثابتة تربط سرعة التفاعل بتركيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة معينة

ملحوظة:

1- قيمة ثابت السرعة K محددة لكل تفاعل كيميائي

2- وحدات قياس K مختلفة مثل (S^{-1} ، $L/mol \cdot S$ ، $L^2/mol^2 \cdot S$)



تحديد قانون السرعة تجريبياً

يمكن تحديد قانون سرعة التفاعل من خلال تغير تركيز المواد المتفاعلة وعلاقتها بسرعة التفاعل رتبة التفاعل : هي رقم يمثل الأس لتركيز المادة المتفاعلة ويعبر عن مدى تأثير التغير في تركيز المادة المتفاعلة على سرعة التفاعل

مثال : قانون سرعة تفاعل تحلل فوق أكسيد الهيدروجين هو :

$$R = K [H_2O_2]$$

نجد ان سرعة التفاعل R تتناسب طردياً مع تركيز H_2O_2 مرفوع لأس = 1 (تسمى رتبة أولى)

معنى ذلك ان :

سرعة التفاعل R سوف تتغير نفس التغير في تركيز H_2O_2

بمعنى آخر :

◀ اذا زاد تركيز H_2O_2 للضعف فإن سرعة التفاعل R تزداد للضعف أيضاً (علاقة طردية بالمثل)

◀ اذا قل تركيز H_2O_2 للنصف فإن سرعة التفاعل R تقل للنصف أيضاً (علاقة طردية بالمثل)

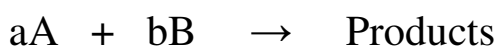
س/ اذا كانت رتبة المادة المتفاعلة من الرتبة الأولى

فكيف تتغير سرعة التفاعل اذا تضاعف تركيز المادة المتفاعلة ثلاث اضعاف ؟

ج /

قوانين سرعة التفاعل لرتب أخرى

الرتبة الكلية للتفاعل: هي ناتج جمع رتب المواد المتفاعلة في التفاعل الكيميائي
مثال:



التفاعل التالي :

يكون الشكل العام لقانون السرعة هو

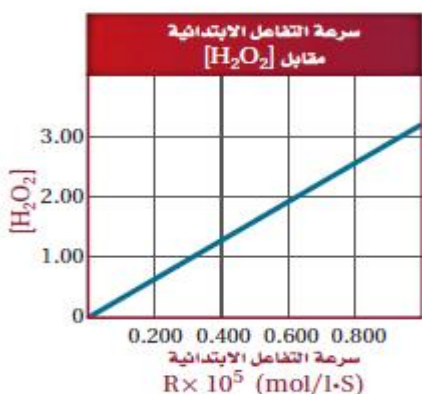
$$R = K [A]^m \cdot [B]^n$$

حيث R تمثل سرعة التفاعل ، k ثابت السرعة للتفاعل ، [A] ، [B] تراكيز المتفاعلات ، m , n تمثلان الأسس التي ترفع إليها التراكيز (أو الرتب)

الرتبة order : الأس الذي يرفع إليه تركيز المتفاعل وهذه تكون عدداً صحيحاً صغيراً أو صفراً.

الرتبة الكلية للتفاعل = n + m للمتفاعلات فقط .

يبين الرسم
البياني العلاقة المباشرة بين
تركيز H_2O_2 وسرعة التحلل.



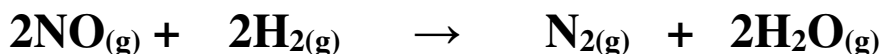
اختبار الرسم البياني ✓

طبق استعمال الرسم لتحديد
سرعة التفاعل عندما
 $[H_2O_2] = 1.5 \text{ mol/l}$

ملحوظة هامة:

إذا حدث التفاعل بين A , B في خطوة واحدة وتكون معقد منشط واحد فستكون $a = m$, $b = n$ وهذا غير محتمل لأن تفاعلات الخطوة الواحدة ليست شائعة

مثال : تأمل التفاعل التالي:-



نلاحظ ان :

قانون السرعة لهذا التفاعل هو

$$R = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$$

1 - سرعة التفاعل R تتناسب طردياً مع مربع تركيز NO .
إذا تضاعف تركيز [NO] مرتين فإن السرعة R تتضاعف اربع مرات (علاقة طردية تربيعية)

2 - سرعة التفاعل R تتناسب طردياً مع تركيز H₂ .
إذا تضاعف تركيز [H] مرة واحدة فإن السرعة R تتضاعف مرة واحدة (علاقة طردية بالمثل)

$$3 = 1 + 2 = n + m = \text{الرتبة الكلية للتفاعل}$$

ملخص الرتب: -

رتبة صفر	سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز المتفاعل
رتبة 1 أو رتبة أولى	سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز المتفاعل
رتبة 2 أو رتبة ثانية	سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع مربع تركيز المتفاعل

تحديد رتبة التفاعل (من خلال السرعة الابتدائية للتفاعل)

بيانات السرعات الابتدائية للتفاعل			
نواتج $aA + bB \rightarrow$			
المحاولة	السرعة الابتدائية mol/l · s	التركيز الابتدائي [A] (M)	التركيز الابتدائي [B] (M)
1	2.00×10^{-3}	0.100	0.100
2	4.00×10^{-3}	0.200	0.100
3	16.00×10^{-3}	0.200	0.200

أولاً : تحديد رتبة المتفاعل A

يجب عمل علاقة توضح تأثير تركيز [A] على السرعة عند ثبوت [B]
نختار تجربتين بحيث يكون [B] ثابت ثم نقارن بين عدد مرات تضاعف السرعة مع عدد مرات
تضاعف [A] وبناء عليه يمكن تحديد الأس (الرتبة) للمتفاعل [A]
حيث نجد ان

في المحاولتين 1،2 تركيز [B] ثابت ويساوي 0.100 ، فنجد ان السرعة الابتدائية تضاعفت مرة
واحدة في حين ان تركيز [A] تضاعف مرة واحدة ايضا
 $2^2 = 2$; $2^m = 2$; $m = 1$

ثانياً : تحديد رتبة المتفاعل B

يجب عمل علاقة توضح تأثير تركيز [B] على السرعة عند ثبوت [A]
نختار تجربتين بحيث يكون [A] ثابت ثم نقارن بين عدد مرات تضاعف السرعة مع عدد مرات
تضاعف [B] وبناء عليه يمكن تحديد الأس (الرتبة) للمتفاعل [B]
حيث نجد ان

في المحاولتين 2،3 تركيز [A] ثابت ويساوي 0.200 ، فنجد ان السرعة الابتدائية زادت اربع
مرات في حين ان تركيز [B] تضاعف مرة واحدة فقط
 $2^2 = 4$; $2^n = 4$; $n = 2$

قانون السرعة العام :-

$$R = K [A]^m \cdot [B]^n$$

قانون السرعة بعد ايجاد الرتب :-

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

وحدة قياس k ثابت السرعة في التفاعل السابق هي :- $L^2 / mol^2 \cdot S$

ثابت السرعة النوعية (k)

تعريف ... ثابت التناسب الذي يربط سرعة تفاعل معين بتركيز المتفاعلات
◀ ملاحظات ... 1- قيمة k يتم تحديدها من خلال التجربة العملية

2- قيمة k خاصة لتفاعل معين و تختلف من تفاعل إلى آخر

3- تعتمد وحدة k على الرتبة الكلية للتفاعل

4- قيمة k ثابتة للتفاعل دون تغيير و لا تتغير بمرور الوقت أو بتغير التركيزات للنواتج أو المتفاعلات

5- تزداد قيمة k للتفاعل برفع درجة الحرارة

6- تتغير قيمة k وتزداد بوجود الحفاز

مسائل تدريبية

18. اكتب معادلة قانون سرعة التفاعل $aA \rightarrow bB$ إذا كان تفاعل المادة A من الرتبة الثالثة.

19. إذا علمت أن التفاعل $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$ من الرتبة الأولى للأكسجين، والرتبة الكلية للتفاعل هي الرتبة الثالثة، فما القانون العام لسرعة التفاعل؟

20. في ضوء البيانات التجريبية الواردة في الجدول الآتي، حدد قانون سرعة التفاعل: $aA + bB \rightarrow$ نواتج
(ملاحظة: أي رقم مرفوع إلى القوة صفر يساوي 1. على سبيل المثال: $(55.6)^0 = 1$ و $((0.22))^0 = 1$)

بيانات تجريبية			
رقم المحاولة	التركيز الابتدائي [A](M)	التركيز الابتدائي [B](M)	السرعة الابتدائية mol/(l.s)
1	0.100	0.100	2.00×10^{-3}
2	0.200	0.100	2.00×10^{-3}
3	0.200	0.200	4.00×10^{-3}

21. تحفيز إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل: $CH_3CHO_{(g)} \rightarrow CH_4_{(g)} + CO_{(g)}$ هو: $R = k[CH_3CHO]^2$. فاستعمل هذه المعلومات لتعبئة البيانات المقيدة في الجدول الآتي:

بيانات تجريبية		
رقم المحاولة	التركيز الابتدائي [A](M)	السرعة الابتدائية (mol/(l.s))
1	2.00×10^{-3}	2.70×10^{-11}
2	4.00×10^{-3}	10.8×10^{-11}
3	8.00×10^{-3}	

21. تحفيز

$$R = k[A]^3 \quad .18$$

$$R = k[O_2][NO_2]^2 \quad .19$$

بدراسة المحاولتين 1 و2، تؤدي مضاعفة تركيز $[CH_3CHO]$ إلى زيادة سرعة التفاعل بمقدار العامل 4، وبدراسة المحاولتين 2 و3، نجد أن مضاعفة تركيز المادة [B] سيؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل أيضاً بمقدار العامل 4. لذا فالسرعة في المحاولة 3 هي: $43.2 \times 10^{-11} \text{ mol/(L.s)}$

20. بدراسة المحاولتين 1 و2، سنجد أن مضاعفة تركيز [A] لا يؤثر في سرعة التفاعل؛ لذا فإن رتبة التفاعل للمادة A تساوي صفراً، وبدراسة المحاولتين 2 و3، فإن مضاعفة تركيز المادة [B] يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل؛ لذا فرتبة التفاعل أحادية بالنسبة إلى المادة B.

$$k[A]^0[B]^1 = k[B]$$

التقويم 1-3

الخلاصة

- تسمى العلاقة الرياضية بين سرعة التفاعل الكيميائي عند درجة حرارة وتركيز محددين للمواد المتفاعلة قانون سرعة التفاعل.
- يحدد قانون سرعة التفاعل تجريبياً باستخدام طريقة مقارنة السرعات الابتدائية.
22. **الفكرة الرئيسة** اشرح ماذا يمكن أن نعرف عن التفاعل من خلال قانون سرعة التفاعل الكيميائي؟
23. **طبق** اكتب معادلات قانون سرعة التفاعل التي تظهر الفرق بين الرتبة الأولى والتفاعل من الرتبة الثانية لمادة متفاعلة واحدة.
24. **اشرح** وظيفة ثابت سرعة التفاعل في معادلة قانون سرعة التفاعل.
25. **وضح** متى يمكن أن يصبح ثابت سرعة التفاعل k ليس ثابتاً؟ وعلام تدل قيمة k في قانون سرعة التفاعل؟
26. **اقترح** تفسيراً لأهمية أن نعرف أن قيمة قانون سرعة التفاعل هو متوسط سرعة التفاعل.
27. **اشرح** كيفية ارتباط الأسس في معادلة قانون سرعة تفاعل كيميائي بالمعاملات في المعادلة الكيميائية التي تمثله.
28. **حدد** الرتبة الكلية لتفاعل المادتين A و B إذا علمت أن معادله سرعته: $R = k[A]^2[B]^2$.
29. **صمم** تجربة اشرح كيف يمكن تصميم تجربة لتحديد القانون العام لسرعة التفاعل باستعمال طريقة مقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل: $aA + bB \rightarrow$ نواتج

22. يُعبّر قانون السرعة عن العلاقة الرياضية بين سرعة التفاعل، وتراكيز المواد المتفاعلة.

23. إذا كان التفاعل من الرتبة الأولى تكون المعادلة:

$$R = k[A]$$

أما إذا كان التفاعل من الرتبة الثانية فتكون المعادلة:

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

24. يربط ثابت سرعة التفاعل (k) بين سرعة التفاعل، والتركيز عند درجة حرارة معينة.

25. تتغير قيمة k مع تغير قيمة درجة الحرارة، فكلما كانت قيمة k أكبر، كان التفاعل أسرع.

26. تقل سرعة التفاعل مع الزمن كلما قلت تراكيز المواد المتفاعلة، لذا تُعد سرعة التفاعل هي المعدل خلال الزمن، وليست السرعة عند لحظة معينة.

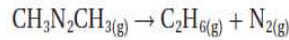
27. لا توجد علاقة بصورة عامة. ولكن في حالة نادرة لتفاعل ذي خطوط واحدة، ومعقد منشط محدد، يمكن أن تتساوى الأسس مع المعاملات في المعادلة.

28. الرتبة الكلية للتفاعل 4، وهي مجموع الأسس.

29. صمم تجربة اشرح كيف يمكن تصميم تجربة لتحديد القانون العام لسرعة التفاعل باستعمال طريقة مقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل: $aA + bB \rightarrow$ نواتج لتحديد رتبة المادة المتفاعلة A، تقاس سرعة التفاعل لعدة محاولات، حيث تتغير قيمة [A] في كل مرة، في حين تبقى قيمة [B] ثابتة، ولتحديد رتبة المادة المتفاعلة B، تقاس سرعة التفاعل مرات عدة، باعتبار تغير قيمة [B]، في حين تبقى قيمة [A] ثابتة.

إتقان حل المسائل

48. تم الحصول على البيانات التجريبية المدرجة في الجدول من تحلل مركب الأزوميثان $\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3$ عند درجة حرارة محددة حسب المعادلة:



جدول 1-3 تحلل مادة الأيزوميثان		
رقم التجربة	$[\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3]$ الابتدائي	السرعة الابتدائية للتفاعل
1	0.012 M	$2.5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$
2	0.024 M	$5.0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

استعمل البيانات الواردة في الجدول 1-3 لتحديد قانون سرعة التفاعل.

49. استعمل بيانات الجدول 1-3 لحساب قيمة ثابت سرعة التفاعل k .

50. استعمل بيانات الجدول 1-3 لتوقع سرعة التفاعل، إذا كان التركيز الابتدائي

لـ $\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3$ هو 0.048 M ، ودرجة الحرارة ثابتة.

48. تؤدي مضاعفة تركيز الأزوميثان $\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3$ في التجربة رقم 2 إلى مضاعفة سرعة التفاعل؛ لذا تكون

$$k = \frac{\text{متوسط سرعة التفاعل}}{[\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3]} \quad k = \frac{2.5 \times 10^{-6} \text{ mol}/(\text{L}\cdot\text{s})}{0.012 \text{ mol/L}} = 2.1 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1} \quad .49$$

$$k = k[\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3] \quad \text{متوسط سرعة التفاعل} = 2.1 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1} (0.048 \text{ mol/L}) = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol}/(\text{L}\cdot\text{s}) \quad .50$$

تطبيقات :-

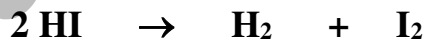
1 (التفاعل التالي يحدث بآلية الخطوة الواحدة $\text{X} + 2\text{Y} \rightarrow \text{XY}_2$

أكتب قانون السرعة في كل من الحالات التالية ثم حدد التأثير في سرعة التفاعل :-

قانون السرعة الأساسي للتفاعل هو :- $R = k \dots\dots\dots$

الحالة	قانون السرعة	تأثير السرعة (علاقة السرعة الجديدة بالسرعة الابتدائية)
عند مضاعفة تركيز X	$R = k$	
عند مضاعفة تركيز Y	$R = k$	
عند استخدام ثلث تركيز Y	$R = k$	

2 (أجريت ثلاث تجارب مخبرية تحت شروط متماثلة للتفاعل التالي :-



مستخدماً بيانات الجدول المقابل - اجب عن الآتي :

أ) اكتب قانون سرعة التفاعل .

ب) ما قيمة ثابت السرعة النوعية و وحدات قياسه .

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

الحل :-

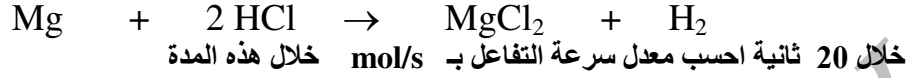
ملاحظات :-

- 1 - التعويض عن التركيز يكون بالتركيز الابتدائي .
- 2 - لتعيين نسبة السرعة ، نقسم السرعة الكبيرة في تجربة على السرعة الصغيرة في تجربة أخرى .
- 3 - إذا كان التفاعل من عدة خطوات ، نستخدم الخطوة الأبطأ ونهمل باقي الخطوات .

نستطيع حساب السرعة R من خلال قسمة تغير الكميات على زمن التغير (حسب وحدة القياس المطلوبة)

$$R = \frac{\text{تغير الكمية}}{\text{الزمن}}$$

مثال : تفاعل 0.048 g من فلز Mg (Mg = 24.3 amu) بشكل تام مع حمض الهيدروكلوريك وفقاً للمعادلة التالية



الجواب = $9.9 \times 10^{-5} \text{ mol/s}$

الحل: -

.....

.....

.....

ضع دائرة حول رمز الإجابة الصحيحة:

1- في التفاعل $3 \text{A} \rightarrow \text{C}$ كان التركيز الابتدائي لـ A يساوي 0.2 M وسرعة التفاعل 1.0 M/s و بمضاعفة [A] ازدادت سرعة التفاعل بمضار 4.0 M/s يكون قانون السرعة للتفاعل :

(أ) $R = k [\text{A}]^3$ (ب) $R = k [\text{A}]^2$ (ج) $R = k [\text{A}]$ (د) $R = k [\text{C}]^2$

2- الضوء المنبعث من قطعة الفحم المشتعلة في جو من الأوكسجين النقي مقارنة بالضوء المنبعث من قطعة الفحم المسخنة في الهواء الجوي

(أ) يزيد حوالي ثلاث مرات (ب) يقل للنصف (ج) يزيد حوالي خمس مرات (د) يزيد للضعف

3- إذا كانت وحدة ثابت السرعة النوعية (k) للتفاعل التالي $\text{A}_{(g)} \rightarrow \text{B}_{(g)}$ هي $3 \text{M}^{-1} \cdot \text{S}^{-1}$ فإن رتبة التفاعل الكلية هي

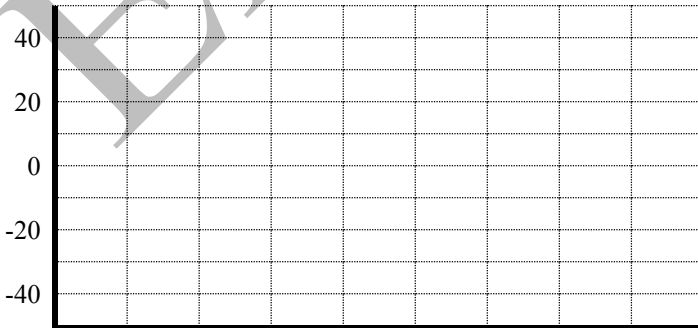
(أ) صفر (ب) 1 (ج) 2 (د) 3

4- الزيادة الأكبر في سرعة التفاعل بين X وبين Z حيث $R = k [\text{X}][\text{Z}]^2$ تنتج من :

(أ) مضاعفة تركيز X (ب) مضاعفة تركيز Z (ج) مضاعفة تركيز X ثلاث مرات (د) تقليل الحرارة

أجب عما يلي :

1- ارسم و رمز شكلا بيانيا للطاقه الذي يكون فيه طاقة المتفاعلات عند مستوى الصفر و $\Delta \text{H} = -40 \text{ kJ/mol}$ للتفاعل و $E_a = 30 \text{ kJ/mol}$



أ - احسب طاقة تنشيط التفاعل العكسي

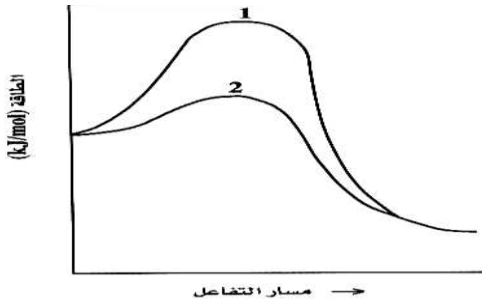
ب - إذا تم استخدام حفاز و أصبحت $E_a = 15 \text{ kJ/mol}$ احسب طاقة تنشيط التفاعل العكسي

2- التفاعل التالي : $A(g) \rightarrow B(g)$

هو تفاعل من الرتبة الأولى وسرعته تساوي $1.3 \times 10^{-4} M/s$ عندما يكون تركيز المتفاعل $0.04M$
 أ- ما قيمة السرعة عندما يكون $[A] = 0.025M$.

ب- أوجد قيمة ثابت السرعة النوعية ووحداته:

3- فيما يلي رسم بياني للطاقة في عملية كيميائية . أحد المنحنيين يمثل رسماً بيانياً للطاقة للتفاعل غير المحفز والمنحنى الآخر يمثل الرسم البياني للطاقة للتفاعل المحفز . و المطلوب :



أ) أي منحنى يكون له طاقة التنشيط الكبرى

ب) ما العلاقة بين ΔH للتفاعل المحفز وغير المحفز من حيث المقدار الحراري .

ج) أي منحنى يمثل العملية المحفزة ، مع التفسير؟

د) لديك مجموعة من الطاقات هي $(7 , 20 , 35 , 55) kJ/mol$

إختر الطاقة المناسبة لكل من المتفاعلات و النواتج والمعقدن المنشطين المنحنيين ثم أكتبها على الرسم البياني ؟

4- أجريت ثلاث تجارب عملية لقياس السرعة الابتدائية للتفاعل :



وكانت النتائج كما يلي :

التجربة	[A] M	[B] M	السرعة M/s
1	0.1	0.1	3.0×10^{-3}
2	0.1	0.3	3.0×10^{-3}
3	0.3	0.3	2.7×10^{-2}

أكتب قانون السرعة للتفاعل ثم حدد قيمة k ووحداته .

لكم جميعاً أرقى التمنيات وخالص الدعوات - لا تنسونا من الدعاء - وإلى اللقاء

أ. عماد حمدي أحمد