شغف رفيقك خطوة بخطوة

شغف التعليمي

Educational passion

القناة الرئيسية " فريق شغف التعليمي "

https://t.me/alsh276

مكتبة شغف " بوت الملفات "

https://t.me/passion_study_bot

الوحدة الثالثة

1.سرعة التفاعل الكيميائي

يتضمن الملف:

✓كامل أفكار النظري.

✓كامل مسائل الكتاب.

الملف من إعداد:

د.يمامة حسين

م.راية ريحاوي

شغف التعليمي

Educational passion

تصنيف التفاعلات الكيميائية:

تفاعلات سريعة:احتراق غاز البوتان

تفاعلات بطيئة:صدأ الحديد

تفاعلات بطيئة جداً:تشكل النفط و الغاز

سرعة التفاعلات الكيميائية:

✓علل قيمة تغير تراكيز المواد المتفاعلة بالنسبة لتغير الزمن سالبة؟

لأن التراكيز في تناقص مستمر

✓علل قيمة تغير تراكيز المواد الناتجة بالنسبة لتغير الزمن موجبة؟

لأن التراكيز في تزايد مستمر

شغف التعليمي
Educational passion

(تعميم)في وسط متجانس ،لدينا التفاعل الكيميائي $mA+nB \rightarrow pC+qD$

حيث m n p q عدد المولات في المعادلة الموزونة

اكتب علاقة السرعة الوسطية للتفاعل الكيميائي.

$$v_{avg} = -\frac{1}{m}\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{n}\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{p}\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{q}\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

$$v_{avg} = -\frac{1}{m}v_{avg}(A) = -\frac{1}{n}v_{avg}(B) = \frac{1}{p}v_{avg}(C) = \frac{1}{q}v_{avg}(D)$$

تطبيقات سرعة التفاعلات الكيميائية:

التطبيق الأول:

يحدث التفاعل الممثل بالمعادلة الآتية $A \rightarrow B$ / في وعاء حجمه 1 L

سجّلت النتائج في الجدول الآتي:

الزمن S	A (mol)	B (mol)
0	1.00	0
20	0.54	0.46
40	0.30	0.70
80	0.00	1.00

1. احسب تركيز كل من المادّتين عند الأزمنة / S / (40,20,0).

2. أحسب تغير تراكيزهما خلال تغيّر الزّمن من (0 ← 20) ومن (20 ← 40)

3. أمثّل بيانياً تغيّر تراكيز كلّ من المادتين خلال سير التفاعل, ماذا أستنتج؟

1.

الزمن t(s)	0	20	40
تركيز المادة A $(mol.L^{-1})$	1.00	0.54	0.30
تركيز المادة B $(mol.L^{-1})$	0	0.46	0.70

شغف التعليمي
Educational passion

2. تغيّر تركيز المادّة A خلال الزّمن من (0 ← 20)

$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1} = \frac{0.54 - 1}{20 - 0} = -0.023\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

تغيّر تركيز المادّة A خلال الزّمن من (20 ← 40)

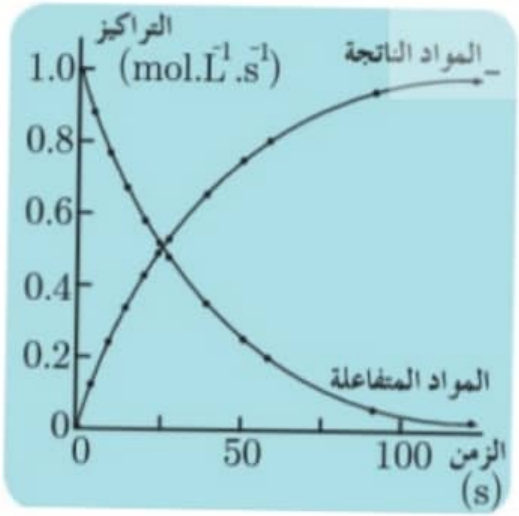
$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{[A]_3 - [A]_2}{t_3 - t_2} = \frac{0.3 - 0.54}{40 - 20} = -0.012\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

تغيّر تركيز المادّة B خلال الزّمن من (0 ← 20)

$$\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{[B]_2 - [B]_1}{t_2 - t_1} = \frac{0.46 - 0}{20 - 0} = 0.023\ mol.L^{-1}.S^{-1}$$

تغيّر تركيز المادّة B خلال الزّمن من (20 ← 40)

$$\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{[B]_3 - [B]_2}{t_3 - t_2} = \frac{0.7 - 0.46}{40 - 20} = 0.012\ mol.L^{-1}.S^{-1}$$



أستنتج:

- السّرعة الوسطيّة لاستهلاك المادّة (A) المتفاعلة $v_{avg}(A) = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$ ، والسّرعة الوسطيّة لتشكّل المادّة (B) النّاتجة $v_{avg}(B) = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$.
- بسبب تساوي عدد المولات لكلٍّ منهما، ويُعبَّر عن سرعة التّفاعل الوسطيّة للتّفاعل السّابق:

$$v_{avg} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

مراحل حدوث التفاعل الكيميائي:

نظرية التصادمات

"تقوم نظرية التصادم على فرضيتين"

1. لحدوث تفاعل كيميائيّ يجب أن تتصادم دقاق المواد المتفاعلة (جزيئات أو ذرات أو أيونات) مع بعضها.

2. التصادم شرط لازم وغيرُ كاف لحدوث التفاعل ،حيث يُوجد تصادماتٌ فعالة و أخرى غير فعالة.

"حتى يكون التصادم فعالاً لا بد من توافر شرطين هما"

1. أن تأخذ دقائق المواد المتفاعلة وضعاً فراغياً مناسباً.

2. أن تمتلك دقائق الموادّ المتفاعلة الحدّ الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل (طاقة التنشيط).

(عدد المراحل التي تمر فيها التفاعلات الكيميائية التي تحتاج طاقة تنشيط)

1. إضعاف روابط جزيئات الموادّ المتفاعلة.

2. تشكّل الحالة الانتقالية أو ما يسمى المعقد النشط.

3. تفكك المعقد النشط و تشكل النواتج.

المعقد النشط: مركب مرحلي غير ثابت يتشكل آنياً و لا يمكن فصله من المزيج التفاعلي.

طاقة التنشيط: هي الحد الأدنى من الطاقة الواجب توافره لوصول طاقة المواد المتفاعلة إلى الحالة الانتقالية

تتعلق طاقة التنشيط: بطبيعة الموادّ المتفاعلة.

علل:التفاعلات التي تحتاج الى طاقة تنشيط منخفضة تكون سريعة:

لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون كبيراً

علل:التفاعلات التي تحتاج الى طاقة تنشيط كبيرة تكون بطيئة:

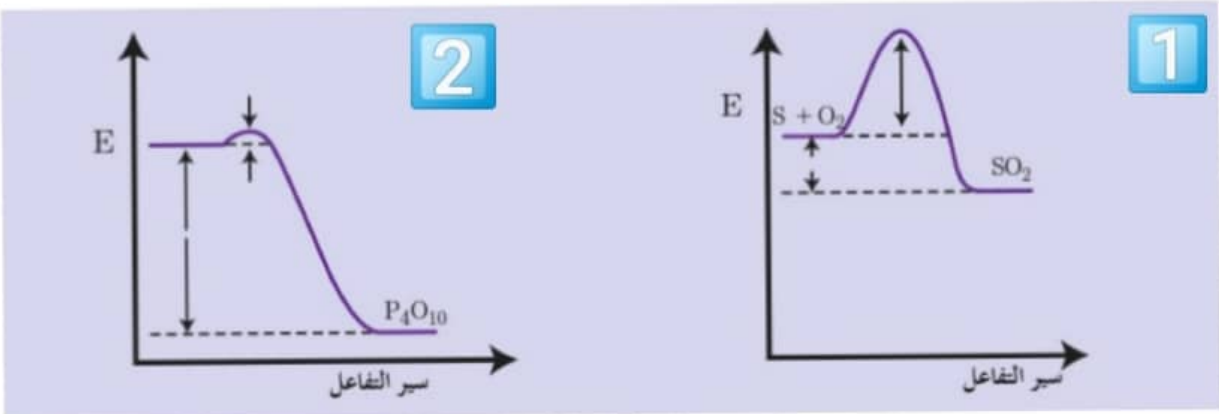
لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون صغيراً

شغف التعليمي
Educational passion

تطبيق:

أي التفاعلين يحتاج طاقة تنشيط أكبر؟ و أي التفاعلين أسرع؟ أفسر ذلك.

في الشكل الأول طاقة التنشيط أكبر و لذلك التفاعل أسرع في الشكل الثاني



العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي:

سؤال:عدد العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

1.طبيعة المواد المتفاعلة.　　2.درجة الحرارة

3.تأثير الوسيط.　　4.تأثير التركيز

أولاً:طبيعة المواد المتفاعلة:

✓تزداد سرعة التفاعل الكيميائي كلما قلت قيمة روابط المواد المتفاعلة

علل:سرعة احتراق البوتان أكبر من سرعة احتراق الأوكتان

لأن عدد روابط C-H و C-C أقل في حالة البوتان و بالتالي احتراقه أسرع

ثانياً:درجة الحرارة:

شغف التعليمي
Educational

✓تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة

علل:تصنف الزواحف بأنها من الحيوانات ذات الدّم البارد:

لأنها تحتاج للحرارة حتى تستطيع الحركة بسرعة.

علل: أثر زيادة درجة الحرارة على العمليات الاستقلابية داخل أجسام هذه الكائنات وعلى التفاعلات الكيميائية بشكل عام

تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى زيادة عدد الجزيئات التي تملك طاقةحركية أكبرّ أو تساوي طاقة التنشيط فيزداد عدد التصادمات الفعالة و سرعة التفاعل

ثالثآ:تأثير الوسيط:

✓علل:تحفظ الأغذية المعلبة لفترة زمنية طويلة دون أن تفسد

بسبب إضافة مواد حافظة إليها تبطئ سرعة تفاعل تحللها

✓ الوسيط: مادة تغير من سرعة التفاعل الكيميائي القابل للحدوث دون أن يتغيّر تركيبها الكيميائيّ في نهايةالتفاعل

✓يقسم الوسيط إلى: مسرع للتفاعل(حفاز) و مبطئ للتفاعل (مثبط)

✓ يعمل الحفاز على:تغيير آلية حدوث التفاعل وفق تفاعلات طاقة تنشيطها أقلّ من طاقة تنشيط التفاعل الأصلي

✓دور الأنزيمات:تلعب دور المحفز أو المثبط في ضبط التفاعلات الكيميائية داخل جسم الكائن الحي و التي تحدث بشكل دقيق للحفاظ على حياته

شغف التعليمي
Educational passion

رابعآ:تأثير التراكيز:

✓أنواع التفاعلات:

1. متجانسة: تكون فيها المواد المتفاعلة و الناتجة في طور واحد

2. غير متجانسة: تكون فيهاالمواد المتفاعلة والناتجة في أطوار مختلفة

✓علل:الموادّ الصلبة والسائلة الصرفة ذات تركيز ثابت

لأنّ تغير عدد المولات يؤدي لتغير الحجم والعكس صحيح فتبقى نسبة عدد المولات إلى الحجم (التركيز) ثابتة

تطبيقات العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي:

التطبيق الأول:

يتفاعل غاز الهدروجين مع غاز الفلور بسرعة كبيرة تصل إلى حد الانفجار في الدرجة العادية من الحرارة وفق المعادلة: $H_2+F_2 \rightarrow 2HF$

يتفاعل غاز الهدروجين مع غاز الكلور ببطء في الدّرجة العادية من الحرارة وفق المعادلة: $H_2+Cl_2 \rightarrow 2HCl$

ما سبب اختلاف سرعتي التفاعلين السابقين؟ علماً أن:

$$\Delta H_b(H-H)=435\,kJ.mol^{-1}, \Delta H_b(Cl-Cl)=243\,kJ.mol^{-1}, \Delta H_b(F-F)=156.9\,kJ.mol^{-1}$$

لأنه تختلف سرعة التفاعل الكيميائي باختلاف قيمة روابط المواد المتفاعلة

شغف التعليمي
Educational passion

التطبيق الثاني:

اكتب معادلة تفكك الماء الأكسجيني و اذكر طريقة لزيادة سرعة تفككه

$$2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O+O_2$$

و نزيد من سرعة تفككه عند إضافة أيونات البروم في وسط حمضي

التطبيق الثالث:

كيف نزيد سرعة التفاعل في المعادلة: $H_2+Cl_2 \rightarrow 2HCl$

بزيادة أحد تركيزي الهدروجين أو الكلور أو كليهما

التطبيق الرابع:

يتفاعل حمض كلور الماء مع قطعة من كربونات الكالسيوم

-كيف يمكن زيادة سرعة هذا التفاعل؟. 1.زيادة تركيز حمض كلور الماء

2.تحويل قطعة كربونات الكالسيوم إلى مسحوق فيزداد السطح المعرض للتفاعل

التطبيق الخامس:

يتفاعل حمض الكبريت الممدّد مع قطعة حديد ؛ اقترح طريقتين لزيادة سرعة هذا التفاعل. 1. زيادة تركيز حمض الكبريت

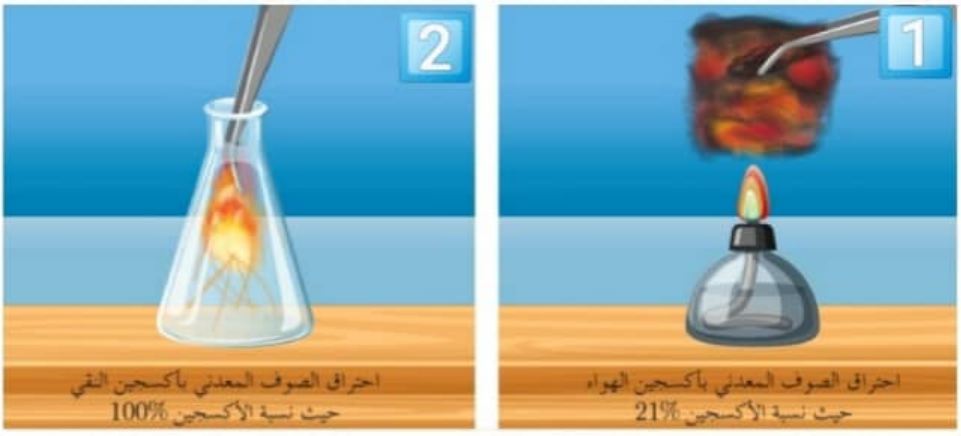
2.استخدام برادة الحديد بدلًا من قطعة الحديد

شغف التعليمي
Educational passion

التطبيق السادس:

توضح الصورتان الآتيتان ،احتراق كتلتين متساويتين من الصوف المعدني بالأكسجين ،أي التفاعلين أسرع؟ فسر اجابتك؟

التفاعل الثاني أسرع لأنه تزداد سرعة التفاعل بزيادة تراكيز المواد المتفاعلة



قانون سرعة التفاعل اللحظية:

أولآ:حساب السرعة اللحظية بيانيآ

✓تمثل قيمة ميل المماس عند لحظة محددة قيمة السرعة اللحظية للتفاعل

لحساب السّرعة اللّحظية يقاس تغيّر التّركيز خلال أزمنة صغيرة جدّاً ليصبحَ قانونُ السّرعة للموادّ المتفاعلة $v=-\frac{dC}{dt}$، وللموادّ النّاتجة $v=+\frac{dC}{dt}$

ثانيآ:حساب السرعة اللحظية رياضيآ

✓يحدث عند درجة حرارة ثابتة التفاعل الكيميائي الممثل بالمعادلة الكيميائية الآتية: نواتج $\rightarrow mA+nB$

✓في التفاعل الأولي: تتناسب سرعة التفاعل اللحظية طرداً مع جداء تراكيز المواد المتفاعلة؛ مرفوع كل منها لأس يساوي عدد الأمثال التفاعلية (عدد المولات) $V\sim[A]^m\times[B]^n \Rightarrow V=K.[A]^m\times[B]^n$

✓ [A] [B] تراكيز المواد المتفاعلة ،واحدتها $mol.l^{-1}$

✓ V سرعة التفاعل اللحظية ،واحدتها $mol.l^{-1}.s^{-1}$

✓ K ثابت سرعة التفاعل

تتعلق قيمته ب :طبيعة الموادّ المتفاعلة ودرجة الحرارة

تطبيقات قانون سرعة التفاعل اللحظية:

التطبيق الأول:

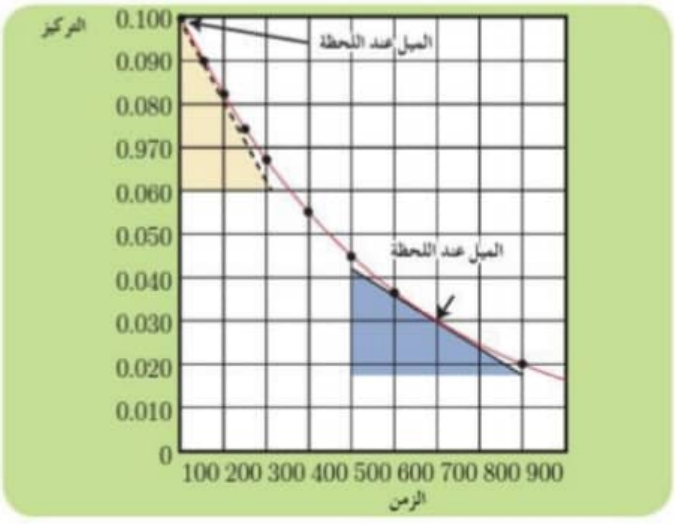
يتفاعل 1- كلورو البوتان مع الماء وفق المعادلة الآتي: $C_4H_9Cl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow C_4H_9OH_{(aq)} + HCl_{(aq)}$

يبيّن الجدول تركيز 1- كلورو البوتان خلال لحظات محدّدة من زمن سير التّفاعل:

الزمن (s)	$[C_4H_9Cl]\ mol.L^{-1}$
0.0	0.10
100	0.08
200	0.06
300	0.05
400	0.04
500	0.03
800	0.02
10000	0

شغف التعليمي
Educational passion

أرسم المنحني البيانيّ لتغيّر تركيز كلورو البوتان بدلالة تغيّر الزّمن، وأحسب ميل المماسّ عند كلّ من اللحظتين $t = 600\ s, t = 0\ s$



الحل:

عند بداية التّفاعل $t = 0$

$$\text{ميل المماسّ} = \frac{(0.060 - 0.100)}{(200 - 0)}$$
$$= -2 \times 10^{-4} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

في اللّحظة $t = 600$

$$\text{ميل المماسّ} = \frac{(0.017 - 0.042)}{(800 - 400)}$$
$$= -6.3 \times 10^{-5} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

التطبيق الثاني:

اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية لكل من التفاعلات الأولية الآتية:

المعادلة	قانون سرعة التفاعل	ملاحظات
$C_4H_9Cl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow C_4H_9OH_{(aq)} + HCl_{(aq)}$	$v = k[C_4H_9Cl]$	لم يَدخل تركيز الماء في عبارة سرعة التفاعل لأنّه (مُحلّ) وتركيزه ثابت.
$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$	$v = k[HCl]^2$	تم استبعاد تركيز كربونات الكالسيوم لأنّه صلب تركيزه ثابت، وتمّ رفع قيمة التركيز للأسّ 2 لأنّ الأمثال المولية تساوي 2.
$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$	$v = k[SO_2]^2[O_2]$	كلاً من ثنائي أكسيد الكبريت والأكسجين غاز، وتتعلق السّرعة بتغيّر تركيزهما.
$C_{(s)} + 2S_{(s)} \longrightarrow CS_{2(l)}$	$v = k$	تفاعل من الرّتبة صفر، لا تتعلق بتركيز كلٍّ من الكربون والكبريت (موادّ صلبة).

رتبة التفاعل:

التفاعلات الأولية: تفاعلات تتوافق فيها عبارة السرعة اللحظية مع معادلة التفاعل المعطاة.

التفاعلات غير الأولية: تفاعلات تتم على عدّة مراحل لا تتوافق فيها عبارة السرعة اللحظية مع معادلة التفاعل ؛ وتعطى عبارة السرعة للمرحلة الأبطأ.

رتبة التفاعل: مجموع أسس تراكيز الموادّ المتفاعلة في عبارة سرعة التفاعل

✓يوجد تفاعلاتٌ من الرتبة (صفر» الأولى» الثانية .... الخ).

شغف التعليمي

سؤال:ما العوامل التي تتعلق بسرعة التفاعلات ذات الرتبة صفر؟

الجواب:مساحة سطح التماس أو الحفاز

الرتبة صفر	الرتبة الأولى	الرتبة الثانية	الرتبة الثالثة
$v = k$	$v = k[A]$	$v = k[A]^2$ $v = k[A][B]$	$v = k[A]^3$ $v = k[A]^2[B]$ $v = k[A][B]^2$ $v = k[A][B][C]$

تطبيقات رتبة التفاعل:

التطبيق الأول:

يحدث التفاعُل الآتي في شروط مناسبة: $NO_{2(g)} + CO_{(g)} \longrightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$ وكانت النتائج لقياس سرعة التفاعل الابتدائيّة في عدّة تجاربَ بتراكيزَ مختلفة على الشّكل:

	$[NO_2](mol.L^{-1})$	$[CO](mol.L^{-1})$	$v(mol.L^{-1}.s^{-1})$
1	0.10	0.10	0.0021
2	0.20	0.10	0.0084
3	0.20	0.20	0.0084

والمطلوب:

1. اكتب عبارة سرعة التفاعل اللّحظيّة، واستنتج رتبته.
2. احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل.

عبارة سرعة التفاعل اللّحظيّة: $v = k[NO_2]^x[CO]^y$

يمكن استنتاج رتبة التفاعل

نعوض في نتائج التجربة الأولى: $0.0021 = k(0.1)^x(0.1)^y$

نعوض في نتائج التجربة الثانية: $0.0084 = k(0.2)^x(0.1)^y$

نقسم عبارة السرعة 2 على عبارة السرعة 1

$$\frac{0.0084}{0.0021} = \frac{k(0.2)^x(0.1)^y}{k(0.1)^x(0.1)^y}$$

$$4 = (\frac{0.2}{0.1})^x$$

$$4 = (2)^x \Rightarrow x = 2$$

نعوض في نتائج التجربة الثانية: $0.0084 = k(0.2)^x(0.1)^y$

نعوض في نتائج التجربة الثالثة: $0.0084 = k(0.2)^x(0.2)^y$

نقسم عبارة السرعة 3 على عبارة السرعة 2

شغف التعليمي
Educational passion

$$\frac{0.0084}{0.0084}=\frac{k(0.2)^x(0.2)^y}{k(0.2)^x(0.1)^y}$$

$$1=(\frac{0.2}{0.1})^y$$

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

تكون رتبة التفاعل: $v=k[NO_2]^2[CO]^0$

$$v=k[NO_2]^2$$

حساب ثابت سرعة التفاعل:

$$0.0021=k(0.1)^2$$

$$k=\frac{0.0021}{(0.1)^2}=0.21$$

التطبيق الثاني:

يحدث التّفاعل الآتي في شروط مناسبة: $xA+yB \longrightarrow C$

قيست السّرعة الابتدائيّة لهذا التّفاعل بدلالة تراكيز الموادّ المتفاعلة، وكانت النّتائج كما في الجدول الآتي:

رقم التجربة	[A]	[B]	سرعة التفاعل
1	0.1	0.1	4.0×10^{-5}
2	0.1	0.2	4.0×10^{-5}
3	0.2	0.1	16.0×10^{-5}

اعتماداً على الجدول السّابق، وبفرض عبارة سرعة التّفاعل: $v=k[A]^x[B]^y$

1. استنتج قيمة كلّ من (x,y)
2. اكتب عبارة سرعة التّفاعل اللحظيّة، وأستنتج رتبته.
3. احسب ثابت سرعة التّفاعل.

الحل:

1. أعوّض قيم التّجربة الأولى: $v_1=4\times10^{-5}=k[0.1]^x[0.1]^y$ (1)
أعوّض قيم التّجربة الثّانية: $v_2=4\times10^{-5}=k[0.1]^x[0.2]^y$ (2)
أعوّض قيم التّجربة الثّالثة: $v_3=16\times10^{-5}=k[0.2]^x[0.1]^y$ (3)
أقسّم (1) على (2)، وأختصر $\frac{v_1}{v_2}=\frac{4\times10^{-5}}{4\times10^{-5}}=\frac{k[0.1]^x[0.1]^y}{k[0.1]^x[0.2]^y}\Rightarrow[0.2]^y=[0.1]^y$
أستنتج: $y=0$
أقسّم (3) على (1)، وأختصر $\frac{v_3}{v_1}=\frac{16\times10^{-5}}{4\times10^{-5}}=\frac{k[0.2]^x[0.1]^y}{k[0.1]^x[0.1]^y}$
$$\Rightarrow 4=\frac{[0.2]^x}{[0.1]^x}\Rightarrow 4=2^x\Rightarrow x=2$$

أستنتج: $x=2$

2. أكتب عبارة السّرعة اللّحظيّة: $v=k[A]^2[B]^0 \Longrightarrow v=k[A]^2$
$x+y=2+0=2$ أستنتج أنّ التّفاعل من الرّتبة الثّانية.

3. أحسب k من خلال قيم إحدى التّجارب:
$$4\times10^{-5}=k[0.1]^2\Longrightarrow k=\frac{4\times10^{-5}}{10^{-2}}=4\times10^{-3}$$

شغف رفيقك خطوة بخطوة

شغف التعليمي

Educational passion

القناة الرئيسية " فريق شغف التعليمي "

https://t.me/alsh276

مكتبة شغف " بوت الملفات "

https://t.me/passion_study_bot