المنى في الكيمياء للصف الثاني الثانوي العلمي	الوحدة الثالثة **سرعة التفاعل الكيميائي** الفصل الأول	**إعداد** : **لؤي أبو طالب** 0797403102

مقدمـــة . . تتفاوت سرعة التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها :

- بعض التفاعلات سريعة جدا (أي لحظية) كاحتراق الغابات و تفاعلات الحموض و القواعد في وسط مائي
- و منها ما هو بطيئ نسبيا كصدأ الحديد .
- و يستغرق بعضها الآف السنين مثل تفاعلات تكون النفط .

أولاً : مفهوم سرعة التفاعل

سرعة التفاعل الكيميائي : مقدار التغير في كمية إحدى المتفاعلات أو النواتج في فترة زمنية محددة .

يمكن قياس معدل سرعة التفاعل الكيميائي باستخدام التغير في عدد مولات هذه المواد أو حجمها أو كتلتها أو تركيزها في وحدة الزمن .

- ✓ **تقاس سرعة التفاعل الكيميائي بتحديد سرعة اختفاء احدى المواد المتفاعلة ، أو سرعة تكون إحدى المواد الناتجة .**
- ✓ **مع استمرار حدوث التفاعل الكيميائي تقل تراكيز المواد المتفاعلة و تزداد تراكيز المواد الناتجة.**

يمكن حساب معدل سرعة التفاعل من العلاقة :

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في كمية احدى المواد المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في الزمن}}$$

✍ **طرق التعبير عن سرعة التفاعل تعتمد على نوع الكميات المستخدمة .**

← **اذا كان التغير في كتلة المادة المتفاعلة أو الناتجة مع الزمن (بالثانية) يكون :**

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في الكتلة}}{\text{التغير في الزمن}} = \frac{\Delta ك}{\Delta ن} = \frac{ك_{٢} - ك_{١}}{ن_{٢} - ن_{١}} \text{ غ/ ث}$$

← أما إذا كان التغير في تركيز المادة (مول / لتر) و الزمن بالثانية فيكون

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}} = \frac{ت_{٢} - ت_{١}}{ن_{٢} - ن_{١}} \text{ مول/ لتر.ث}$$

ثانيا : تغير سرعة التفاعل مع الزمن : (ايجاد السرعة اللحظية للتفاعل)

السرعة اللحظية :
هي سرعة التفاعل عند أي زمن نريده خلال سير التفاعل .

السرعة الابتدائية:
أعلى سرعة للتفاعل وذلك عند بداية التفاعل (الزمن صفر) حيث يكون تراكيز المتفاعلات أعلى ما يمكن

معدل السرعة
معدل سرعة التفاعل خلال فترة زمنية معينة

✍ تقل سرعة التفاعل مع الزمن باستمرار مع استهلاك المواد المتفاعلة .

لحساب السرعة اللحظية : يمكن حساب السرعة اللحظية عند زمن محدد من خلال رسم منحنى يمثل التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة مع الزمن ثم ايجاد ميل المماس للمنحنى الناتج عند تلك اللحظة .

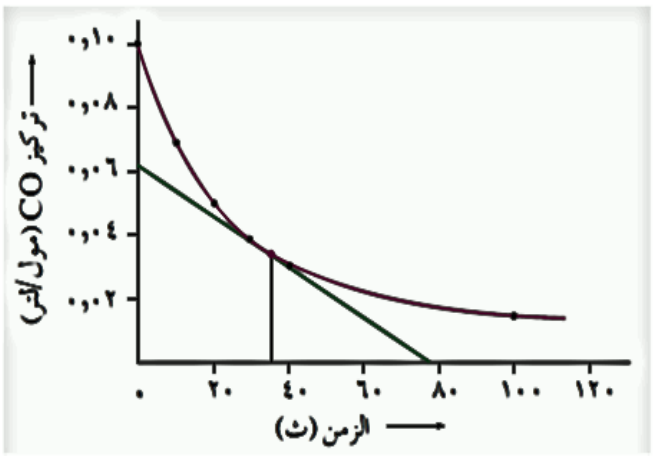
سرعة التفاعل اللحظية = ميل المماس = $\frac{\Delta \text{ص}}{\Delta \text{س}}$

منهاجي
متعة التعليم الهادف

مثال توضيحي : يمثل الشكل المجاور رسماً بيانياً لتغير تركيز المادة **CO** مع الزمن في التفاعل الآتي

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

احسب السرعة اللحظية بدلالة تغير تركيز **CO** عند الزمن **35** ث مستعيناً بالشكل .



السرعة اللحظية = ميل المماس = $\frac{\Delta[CO]}{\Delta \text{ن}}$

$= \frac{٠,٠٦٢ - ٠}{٧٨ - ٠} = 7.95 \times 10^{-4}$ مول/لتر.ث

ثالثا : أثر التركيز في سرعة التفاعل (قانون سرعة التفاعل)

ما هو أثر زيادة التركيز على سرعة التفاعل ؟

إن سرعة التفاعل تتناقص بمرور الزمن بسبب تناقص تركيز المواد المتفاعلة . ووجد عمليا أن

سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع تراكيز المواد المتفاعلة مرفوعة لقوى معينة

فمثلا في التفاعل العام الاتي لتفاعل يحتوي مادة واحدة : $A \xrightarrow{\text{نواتج}}$

سرعة التفاعل $\propto [A]^x$

حيث تمثل قيمة (X) رتبة التفاعل (Order) بالنسبة إلى المادة A وهي قيمة عددية صحيحة صفراً ، 1 ، 2، 3، أو قيمة كسرية ، و يتم تعيين قيمة X بطرق عملية.

← قانون سرعة التفاعل Rate Law (الصيغة العامة لقانون السرعة)

$$\text{سرعة التفاعل} = K[A]^x$$

حيث يمثل K ثابت سرعة التفاعل (ثابت التناسب). حيث تزداد قيمة K بزيادة درجة الحرارة .

وقانون السرعة لتفاعل يحتوي مادتين : $A + B \rightarrow AB$

$$\text{سرعة التفاعل} = K[A]^X[B]^Y$$

تكون وحدة K للتفاعل حسب الرتبة الكلية من خلال العلاقة الاتية : (حيث ن = الرتبة الكلية) .

لتر$^{-1}$ن / مول$^{-1}$ن . ث

الرتبة الكلية	وحدة K
1	ث$^{-1}$
2	لتر/ مول . ث
3	لتر^2/ مول^2. ث

حساب رتبـة التفاعل (لتفاعل يحتوي مادة متفاعلة واحدة)

سؤال : **يمثل الجدول المجاور بعض البيانات المتعلقة بالتفاعل التالي ، أجب عما يليه من أسئلة :** $2N_2O_5 \longrightarrow 4NO_2 + O_2$

رقم التجربة	$[N_2O_5]$ الإبتدائي (مول / لتر)	السرعة الإبتدائية (مول / لتر.ث)
1	0.004	2×10^{-6}
2	0.008	4×10^{-6}

1- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة N_2O_5 ،

أ- نكتب الصيغة العامة لقانون السرعة.

سرعة التفاعل = $K\,[N_2O_5]^x$

ب - نجد قيمة X بالتعويض بالتجربة 1، 2

نلاحظ أنه عند مضاعفة $[N_2O_5]$

في التجربتين 1 ، 2 مرتين تضاعفت سرعة التفاعل مرتين ولذلك تكون قيمة X =1

استنتاج

تكون الرتبة =1 عندما يكون

التغير في السرعة = التغير في التركيز

← سرعة التفاعل $\alpha\ [N_2O_5]^1$

أي أن قانون السرعة يصبح

سرعة التفاعل = $K\,[N_2O_5]^1$ و بطريقة حسابية نقسم التجربة 2 على التجربة رقم 1

$$\frac{\text{تجربة2}}{\text{تجربة1}} \leftarrow \frac{x(٠,٠٠٨)k = ^{-٦}١٠\times٤}{x(٠,٠٠٤)k = ^{-٦}١٠\times٢}$$

$2=2^x$ ← $x = 1$

2-احسب k

ج لحساب k نعوض في أحد التجربتين

$k = \frac{2 \times 10^{-6}}{(4 \times 10^{-3})^1}$

$k = \frac{٢\times١٠^{-٦}}{٤\times١٠^{-٣}} = 0.5 \times 10^{-3} = 5\times10^{-4}$ ث$^{-1}$

3-احسب السرعة الابتدائية عندما يكون

$[N_2O_5]$ = 0.016 مول/لتر .

ج

سرعة التفاعل = $5\times10^{-4} \times (16 \times 10^{-3})^1$

$= 80 \times 10^{-7} = 8 \times 10^{-6}$ مول/لتر.ث

لاحظ ....

لا يوجد علاقة بين عدد مولات N_2O_5 في المعادلة الموزونة و رتبة التفاعل لأن عدد مولات N_2O_5 في المعادلة = 2 و رتبة التفاعل بالنسبة لها 1

منهاجي
منصة التعليم الهادف

سؤال : في التفاعل الآتي : $2NOCl_{(g)} \longrightarrow 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$

تم الحصول بالتجربة العملية على البيانات المبينة في الجدول أدناه :

رقم التجربة	[NOCl] الابتدائي (مول/لتر)	سرعة التفاعل الابتدائية (مول/لتر.ث)
1	0.2	1.6×10^{-9}
2	0.4	6.4×10^{-9}
3	0.6	1.44×10^{-8}

1- اكتب قانون سرعة التفاعل.

2- احسب قيمة ثابت السرعة k و بين وحدته .

3- احسب سرعة التفاعل الابتدائية عندما يكون التركيز الابتدائي 0.1 مول/لتر .

ج

1- ايجاد قانون سرعة التفاعل .

أ) نكتب الصيغة العامة لقانون السرعة س= $k\,[NOCl]^x$

ب) ولايجاد رتبة التفاعل بالنسبة ل NOCl نأخذ التجربتين (1 ، 2) مثلاً .

نلاحظ عند مضاعفة التركيز مرتين تضاعفت السرعة 4 مرات ، اذن قيمة x = 2

أي أن رتبة التفاعل بالنسبة للمادة NOCl يساوي 2 (الرتبة الثانية) و عليه فإن قانون سرعة التفاعل هو

س= $k\,[NOCl]^2$

2- لحساب قيمة k يمكن أن نعوض القيم في أي تجربة مثلاً التجربة (1)

1.6×10^{-9} مول / لتر.ث = k (0.2 مول/لتر)^2 و منها $k = 4 \times 10^{-8}$ لتر / مول.ث .

3- السرعة الابتدائية = $4 \times 10^{-8} \times (10^{-1})^2 = 4 \times 10^{-10}$ مول/لتر.ث

تدريب1: سجلت النتائج الآتية للتفاعل الآتي : $A \longrightarrow B+C$

رقم التجربة	[A] مول/لتر	السرعة الابتدائية
1	0.02	2×10^{-3}
2	0.04	16×10^{-3}

1- احسب رتبة التفاعل للمادة A

2-اكتب قانون السرعة

3- أوجد قيمة K

4- احسب السرعة الابتدائية عندما يكون [A] =0.01 مول/لتر .

ج) 1- الرتبة = 3 2- س= $K[A]^3$ 3- K=250 4- 250×10^{-6}

منهاجي
منصة التعليم الهادف

تدريب2: في التفاعل العام الآتي نواتج $\longrightarrow 2A$

إذا علمت أن قيمة ثابت السرعة k عند درجة حرارة معينة يساوي 1.5×10^{-4} ث$^{-1}$

1- اكتب قانون سرعة التفاعل .

2- احسب سرعة التفاعل عندما يكون [A] = 0.1 مول/لتر .

ج) رتبة التفاعل = 1 (من وحدة K) .

1- س= $K[A]^1$ 2- س= 1.5×10^{-5}

قواعد مهمة لإستنتاج قانون سرعة التفاعل :

1- ايجاد قانون السرعة لتفاعل يحتوي مادة متفاعلة واحدة.

مثال : $a\,A \rightarrow B + C$

السرعة = $K[A]^x$ حيث X رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A .

2- ايجاد قانون السرعة لتفاعل يحتوي مادتين متفاعلتين.

مثال : $a\,A + b\,B \rightarrow c\,C + d\,D$

السرعة = $K[A]^x[B]^y$ حيث X : رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A

Y : رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B

3- إذا كان التغير في سرعة التفاعل يساوي التغير في تركيز المادة ، تكون رتبة التفاعل =1 أي X=1.

س $\propto$ [ ]1

4- إذا كان التغير في سرعة التفاعل يساوي مربع التغير في تركيز المادة ، تكون رتبة التفاعل =2 أي X= 2.

س $\propto$ [ ]^2

5- إذا كان التغير في سرعة التفاعل يساوي مكعب التغير في تركيز المادة ، تكون رتبة التفاعل =3 أي X= 3 .

س $\propto$ [ ]^3

6- عند تغير تركيز المادة و عدم تغير سرعة التفاعل ، تكون رتبة التفاعل = صفر .

(أي أن سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز المادة المتفاعلة) .

7- إذا كان التغير في التركيز يساوي مربع التغير في السرعة ، تكون رتبة التفاعل = ½

أي X = $\frac{1}{2}$ و بالتالي سرعة التفاعل $\propto$ [ ]^{½} .

8- لحساب الرتبة الكلية للتفاعل نجد مجموع الرتب .

مثال : الرتبة الكلية للتفاعل : $A + B \rightarrow C$

سرعة التفاعل = $K[A]^x[B]^y$ الرتبة الكلية = Y+X

ملاحظه مهمة : تتأثر قيمة ثابت السرعة K بدرجة الحرارة حيث تزداد قيمة K بزيادة درجة الحرارة .

حساب رتب التفاعلات التي تحتوي على أكثر من مادة متفاعلة واحدة

الجدول الآتي يمثل بعض البيانات المتعلقة بالتفاعل التالي :

$$NO_2 + 2HCl \longrightarrow NO + H_2O + Cl_2$$

رقم التجربة	$[NO_2]$ مول / لتر	$[HCl]$ مول / لتر	السرعة الابتدائية (مول / لتر .ث)
1	0.30	0.30	1.4×10^{-3}
2	0.60	0.30	2.8×10^{-3}
3	0.30	0.90	4.2×10^{-3}

1-الصيغة العامة لقانون السرعة : سرعة التفاعل $= k.[NO_2]^x.[HCl]^y$

2-لحساب رتبة المادة NO_2 نقسم التجربة 2 على 1 (حيث يتغير تركيز NO_2 مع ثبات تركيز HCl)

$$\frac{٢}{١} \Leftarrow \frac{k(٠,٦)^x(٠,٣)^y}{k(٠,٣)^x(٠,٣)^y} = \frac{٢,٨ \times ١٠^{-٣}}{١,٤ \times ١٠^{-٣}} \quad (\frac{٠,٦}{٠,٣})^x = \frac{٢,٨}{١,٤} \rightarrow 2^x = 2 \rightarrow x = 1$$

لاحظ أنه عند مضاعفة تركيز NO_2 مرتين تضاعفت سرعة التفاعل مرتين وهذا يدل أن رتبة التفاعل لهذه المادة يساوي 1 .

3-لحساب رتبة التفاعل للمادة HCl نقسم التجربة 3 على1 حيث يتغير[HCl] مع ثبات [NO_2].

$$\frac{٣}{١} \Leftarrow \frac{k(٠,٩)^x(٠,٣)^y}{k(٠,٣)^x(٠,٣)^y} = \frac{٤,٢ \times ١٠^{-٣}}{١,٤ \times ١٠^{-٣}} \quad (\frac{٠,٩}{٠,٣})^y = \frac{٤,٢}{١,٤} \rightarrow 3^y = 3 \rightarrow y = 1$$

لاحظ أنه عند مضاعفة تركيز HCl ثلاث مرات تضاعفت سرعة التفاعل ثلاث مرات وهذا يدل أن رتبة التفاعل لهذه المادة يساوي 1 .

تلاحظ أن . . . سرعة التفاعل تتناسب تناسباً طردياً مع تركيز أي من المادتين المتفاعلتين

(فمضاعفة التركيز أدى إلى مضاعفة السرعة) ، أي أن :

$$\text{سرعة التفاعل} \propto K[NO_2]^1[HCl]^1$$

$$\text{أي أن قانون السرعة : السرعة} = K[NO_2]^1[HCl]^1$$

الرتبة الكلية للتفاعل = 2 وحدة K = لتر/ مول . ث

مثال توضيحي : يتفاعل (NO) مع (H_2) وفق المعادلة التالية :

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

وبالتجربة العملية تم جمع البيانات التالية :

رقم التجربة	[NO]	$[H_2]$	السرعة الابتدائية مول/لتر.ث
1	0.210	0.122	0.0340
2	0.210	0.244	0.0680
3	0.420	0.122	0.1360

جد قانون السرعة لهذا التفاعل :

ج) الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل : السرعة = $K[NO]^x [H_2]^y$

← **لتحديد قيمة X** : لاحظ كيفية تغير سرعة التفاعل لدى تغير سرعة تركيز NO مع بقاء تركيز H_2 ثابتاً و ذلك في التجربتين (1 ،3)، حيث تجد أن [NO] في التجربة(3) ضعفي تركيزه في التجربة(1) أي أن السرعة تتناسب مع مربع تركيز [NO] : السرعة $\propto [NO]^2$

وبقسمة المعادلة 3 على المعادلة 1:

$$\frac{^y(٠,١٢٢)^x(٠,٤٢) = ٠,١٣٦٠}{^y(٠,١٢٢)^x(٠,٢١) = ٠,٠٣٤٠} \leftarrow {}^x(2) = 4 \leftarrow 2=x$$

← **لتحديد قيمة Y** : نأخذ التجربتين (1 ، 2) ، إذ أن $[H_2]$ في التجربة الثانية ضعفي تركيزه في التجربة الأولى مع بقاء [NO] ثابتاً . و نلاحظ أنه عند مضاعفة $[H_2]$ مرتان تضاعفت معه سرعة التفاعل مرتان .

أي أن سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع $[H_2]$: السرعة $\propto [H_2]^1$

وبقسمة المعادلة 2 على المعادلة 1 :

$$\frac{^y(٠,٢٤٤)^x(٠,٢١) = ٠,٠٦٨٠}{^y(٠,١٢٢)^x(٠,٢١) = ٠,٠٣٤٠} \qquad {}^y(2) = 2 \leftarrow y = 1$$

إذن : سرعة التفاعل = $K[NO]^2[H_2]^1$

لذلك تعتبر الرتبة الكلية للتفاعل تساوي 3 .

و يعتبر هذا التفاعل من الرتبة الثالثة (مجموع رتبتي المادتين المتفاعلتين) . وحدة K = لتر^2 / مول^2. ث.

ماذا تعني الرتبة صفر ؟؟؟

سؤال : البيانات الآتية تخص التفاعل الإفتراضي الآتي لمواد غازية :

$$2A + 3B \longrightarrow 3C + 2D$$

رقم التجربة	[A]	[B]	السرعة الابتدائية (مول / لتر . ث)
1	0.10	0.10	1.2×10^{-2}
2	0.20	0.10	1.2×10^{-2}
3	0.20	0.30	3.6×10^{-2}

جد قانون السرعة للتفاعل .

الصيغة العامة لقانون السرعة : سرعة التفاعل = $K.[A]^{X}.[B]^{Y}$

لتعيين قيمة X : نأخذ التجربتين (1 ، 2) ، إذ أن تركيز A في التجربة 2 ضعفا تركيزه في التجربة 1 (بينما [B] ثابتاً) و نلاحظ مضاعفة [A] مع بقاء سرعة التفاعل ثابتاً وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A = صفر

ولتعيين قيمة Y : نأخذ التجربتين (2 ، 3) ، و نجد أن مضاعفة [B] 3 مرات (مع بقاء [A] ثابتاً) أن سرعة التفاعل تتضاعف 3 مرات أيضاً وهذا يعني أن رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B = 1 .

يكون قانون السرعة كالآتي :

سرعة التفاعل = $K.[B]^{1}$

ملاحظة :

عندما تكون رتبة التفاعل لمادة ما صفراً ، فإن تغير تركيز هذه المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل ، ولا توضع هذه المادة في قانون السرعة .

سؤال : اعتماداً على البيانات الواردة في الجدول أدناه للتفاعل الآتي :

$$A + B \longrightarrow C$$

رقم التجربة	[A] مول/لتر	[B] مول/لتر	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
1	0.2	0.2	3.5×10^{-4}
2	0.4	0.4	2.8×10^{-3}
3	0.8	0.4	1.12×10^{-2}

1- احسب رتبة التفاعل بالنسبة للمادة **A** و المادة **B** ؟

2- احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل **(K)** مع ذكر وحدته .

3- ما أثر زيادة درجة الحرارة على قيمة ثابت السرعة **(K)** (تقل ، تبقى ثابتة ، تزداد)

ج) **1-** من التجربتين (2,3) عند تثبيت [B] و مضاعفة [A] مرتين تضاعفت السرعة 4 مرات

إذن رتبة A = 2

ومن التجربتين (1، 2) يمكن حساب رتبة B (حيث لا يوجد تجربتين يثبت فيهما [A])

$س_1 = K[A]^{x}_{1}[B]^{y}_{1} \leftarrow K = 3.5 \times 10^{-4}$

$(0.2)^{2}(0.2)^{y}$ ---1

$س_2 = K[A]^{x}_{2}[B]^{y}_{2} \leftarrow K = 2.8 \times 10^{-3}$

$(0.4)^{2}(0.4)^{y}$ ---2

بقسمة المعادلة **2** على **1**

$\frac{(0.4)^{2}(0.4)^{y}}{(0.2)^{2}(0.2)^{y}} = \frac{2.8 \times 10^{-3}}{3.5 \times 10^{-4}} \leftarrow 2^{y} \times 4 = 8$

$y = 1$

إذن قانون سرعة التفاعل هو س= $K[A]^{2}[B]^{1}$

2- لحساب قيمة **k**

$K = \frac{س}{[A]^{2}[B]^{1}} = \frac{2.8 \times 10^{-3}}{(0.4)^{2} \times 0.4}$

(مول / لتر.ث) / ((مول/لتر^2)^2× (مول/لتر))

= **0.044** لتر^2 / مول^2 . ث

3- تزداد

ملاحظة مهمة :

عند عدم وجود تثبيت لتركيز مادة ما نقوم بحساب رتبة المادة الأخرى بعمل معادلتين .

منهاجي
منصة التعليم الهادف

سؤال : يتفاعل الماء مع CH_3Cl حسب المعادلة التالية :

$$CH_3Cl + H_2O \rightarrow CH_3OH + HCl$$

اذا علمت أن سرعة التفاعل تتضاعف مرتين عند مضاعفة $[CH_3Cl]$ مرتين ، كما تتضاعف السرعة اربع مرات عند مضاعفة $[H_2O]$ مرتين .

أجب عما يلي :

1- احسب رتبة التفاعل بالنسبة لكل من المادتين CH_3Cl ، H_2O .

2- اكتب قانون سرعة التفاعل .

3- اذا كانت سرعة التفاعل = 1.5 مول/ لتر. ثانية عندما يكون قيمة $[CH_3Cl]=[H_2O]=0.2$ مول/لتر، احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل .

ج)

1- رتبة التفاعل للمادة CH_3Cl = 1

رتبة التفاعل للمادة H_2O = 2

2- سرعة التفاعل = $K[CH_3Cl]^1.[H_2O]^2$

3- $K \times (0.2)^1 \times (0.2)^2 = 1.5$

$K \times (8\times10^{-3}) = 1.5$

$$K = \frac{1.5}{8\times10^{-3}} = \frac{1500}{8} = 187.5$$

لتر^2/مول^2.ث

سؤال : في التفاعل التالي : $3A + 2B \rightarrow A_3B_2$ وجد عند مضاعفة [A] ثلاث مرات تتضاعف سرعة التفاعل ثلاث مرات مع ثبات تركيز المادة B و انه عند مضاعفة تركيز كلاً من A و B معاً مرتين (لكل منهما) تؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل 8 مرات . أجب عما يلي :

أ- مارتبة التفاعل للمادة A .

ب- ما رتبة التفاعل للمادة B .

ج- اكتب قانون سرعة التفاعل .

أ- رتبة A = 1

ب- رتبة B = 2

ج- سرعة التفاعل = $K[A]^1.[B]^2$

سؤال : في التفاعل الافتراضي الآتي $A+2B \rightarrow C$ اذا 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 للمادة B

2- اذا كانت سرعة التفاعل = 2×10^{-2} مول/لتر.ث عندما يكون [A]=[B] = 0.2 مول/لتر احسب K

ج) 1 - رتبة B = صفر رتبة A = 2

2- سرعة التفاعل = $K[A]^2$

$K = \frac{2\times10^{-2}}{(2\times10^{-1})^2} = \frac{2\times10^{-2}}{4\times10^{-2}}$

K = ٠,٥ لتر/مول.ث

منهجي
متعة التعليم الهادف

سؤال : في التفاعل الآتي : نواتج $\rightarrow$ F + E + D

تم تسجيل البيانات المبينة في الجدول المجاور ادرسه جيداً ثم أجب عن الأسئلة الآتية :

رقم التجربة	[D] مول/لتر	[E] مول/لتر	[F] مول/لتر	السرعة الابتدائية مول/لتر.ث
1	0.10	0.10	0.20	$4.4 \times 10^{-}$
2	0.10	0.10	0.40	$8.8 \times 10^{-}$
3	0.10	0.05	0.20	$4.4 \times 10^{-}$
4	0.30	0.10	0.20	$1.32 \times 10^{-}$
5	0.20	0.20	0.20	؟؟
6	؟؟	0.10	0.10	$8.8 \times 10^{-}$

1- ما رتبة التفاعل بالنسبة لكل من المواد D , E , F ؟

2-اكتب قانون سرعة التفاعل .

3- احسب السرعة الابتدائية في التجربة 5 .

4- احسب تركيز المادة D في التجربة رقم (6) .

ج) 1- رتب التفاعل للمواد D= 1 ، E= صفر ، F = 1

2- معدل سرعة التفاعل = $K[D]^1[F]^1$

3- في التجربة (1 ،5) تركيز E لا يؤثر على سرعة التفاعل و تركيز F لم يتغير

إذن التغير سيعتمد على D فقط .

يتضاعف [D] فتتضاعف السرعة إذن السرعة الابتدائية = $2 \times 4.4 \times 10^{-6}$

= 8.8×10^{-6} مول / لتر .ث

4- [D] = 0.4 مول / لتر .

لؤي أبو طالب
منهاجي
منصة التعليم الهادف

سؤال : اذا علمت أن قانون السرعة للتفاعل الغازي التالي : $2A + B \rightarrow 3C$

هو : س = $K[A]^1[B]^2$ ماذا يحدث لسرعة التفاعل في الحالات التالية ؟

1- عند مضاعفة تركيز المادة A ثلاث مرات وثبات B .

2- عند مضاعفة تركيز المادة B ثلاث مرات وثبات A.

3- عند مضاعفة تركيز المادتين مرتين لكل منهما .

4- عند مضاعفة تركيز المادة A ثلاث مرات ومضاعفة المادة B مرتين .

ج) 1- تتضاعف سرعة التفاعل 3 مرات . 2- تتضاعف سرعة التفاعل 9 مرات .

3- تتضاعف سرعة التفاعل 8 مرات . 4- تتضاعف سرعة التفاعل 12 مرة .

سؤال : في التفاعل الاتي : $A + 2B \rightarrow 3C + D$

اذا علمت ان قيمة K للتفاعل عند درجة حرارة معينة يساوي 2×10^{-6} لتر/مول.ث وأن قانون السرعة للتفاعل هو س = $K[A]^x$. أجب عما يلي :

أ- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A والمادة B .

ب- احسب سرعة التفاعل عندما يكون تركيز A = 0.1 مول/لتر وتركيز المادة B = 0.5 مول/لتر .

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

ج) أ- رتبة A = 2 رتبة B = صفر .

ب- س = 2×10^{-8}

ت-تتضاعف سرعة التفاعل 4مرات .

سؤال : في التفاعل الافتراضي : $E + 2B \rightarrow C$

اذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو : س = $K[E]^x.[B]^1$

وعند مضاعفة تركيز E ثلاث مرات وتركيز B اربع مرات تضاعفت سرعة التفاعل 36 مرة . أوجد رتبة E .

ج) رتبة E = 2

تدريبات اضافية

تدريب1 : اعتماداً على البيانات الواردة في الجدول الآتي للتفاعل الافتراضي :

$2A + B \rightarrow 3C$

أجب عما يلي:

رقم التجربة	[A]	[B]	السرعة الابتدائية مول/لتر.ث
1	0.1	0.1	2×10^{-2}
2	0.2	0.2	4×10^{-2}
3	0.4	0.2	8×10^{-2}

1- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة **B** ؟

2- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة **A** ؟

3- ما قيمة ثابت السرعة **K** ؟

ج) 1- رتبة **B** = 1 2- رتبة **A** = صفر

3- **K** = 0.2

تدريب2 : في التفاعل التالي : $A + B \rightarrow 2AB$

اذا علمت أن قيمة ثابت السرعة لهذا التفاعل تساوي **0.05** دقيقة$^{-1}$ وتم تسجيل البيانات الاتية في الجدول المجاور .

رقم التجربة	[A]	[B]	السرعة الابتدائية
1	0.2	0.2	س
2	0.4	0.2	س
3	0.8	0.4	2س

1- اوجد رتبة التفاعل لكل من المادتين **A , B**

2- احسب قيمة س .

3- اكتب قانون سرعة التفاعل .

ج) 1- رتبة **A** = صفر

رتبة **B** = 1

2- س= 0.01 3- س= $K.[B]^1$

تدريب3 : البيانات الآتية تخص التفاعل الإفتراضي : $A_2 + 2B + C_2 \rightarrow 2ABC$

اعتماداً على البيانات الواردة ، أوجد ما يلي :

رقم التجربة	$[A_2]$ مول/ لتر	[B] مول /لتر	$[C_2]$ مول /لتر	السرعة الابتدائية مول/ لتر.ث
1	0.01	0.01	0.05	1×10^{-6}
2	0.02	0.01	0.05	2×10^{-6}
3	0.01	0.02	0.05	2×10^{-6}
4	0.01	0.01	0.10	1×10^{-6}
5	0.1	0.1	0.2	س

أ- اكتب قانون السرعة للتفاعل .

ب-احسب قيمة الثابت K واذكر وحدته .

ج- احسب س .

ج)

أ) س= $K[A_2]^1[B]^1$

ب) $K = 10^{-2}$ لتر/مول.ث

ج) س= 10^{-4}

تدريب 4 : النتائج في الجدول التالي تمثل التفاعل

$2A + 2B \rightarrow C + 3D$

رقم التجربة	[A] مول/ لتر	[B] مول /لتر	السرعة الابتدائية (مول / لتر .ث)
1	0.10	0.10	10
2	0.10	0.25	25
3	0.20	0.30	120
4	0.30	0.40	؟
5	؟	0.10	40

أ- ما رتبة التفاعل للمادتين B , A .

ب- أوجد قيمة الثابت K واذكر وحدته .

ج- أوجد سرعة التفاعل في التجربة 4.

د- أوجد [A] في التجربة 5 .

أ) رتبة A =2

رتبة B =1

ب) K= 10^4 لتر^2/مول^2.ث

ج) س=360

د) 0,2

منهاجي
منصة التعليم الهادف

تدريب 5 : مستخدما البيانات الواردة في الجدول الاتي والمتعلقة بالتفاعل العام : $2D \rightarrow F + C$

الزمن	تركيز D مول/لتر	سرعة التفاعل مول/لتر.ث
2	0.50	15×10^{-2}
4.2	0.25	7.5×10^{-2}
ن	0.75	س

اذا علمت أن قانون سرعة التفاعل هو :

$$\text{س} = K\,[D]^1$$

أ- احسب سرعة التفاعل عندما يكون تركيز D يساوي 0.75 مول/لتر .

ب- هل قيمة الزمن ن أكبر من 4.2 ثانية أم أقل من 2 ثانية .

أ) $\text{س} = 22{,}5 \times 10^{-2}$

ب) أقل من 2

منهاجي
متعة التعليم الهادف
لؤي أبو طالب