

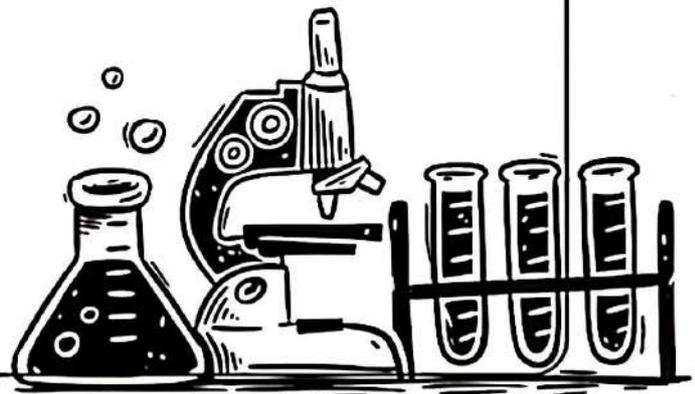
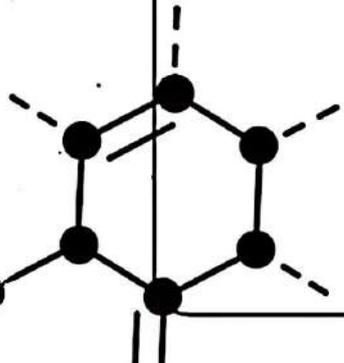
**الوحدة الخامسة**

**الكيمياء الحركية**

**اعداد**

**الاستاذ عثمان القدومي**

**ت0789860593**



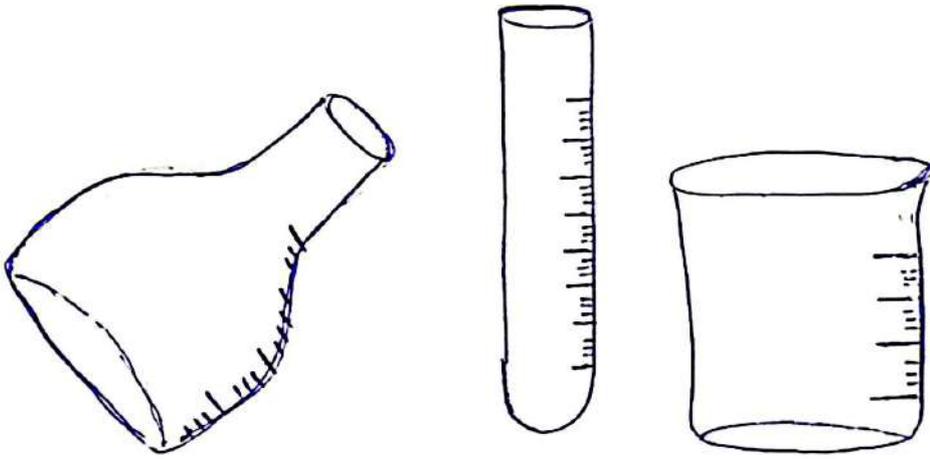
# الكيمياء

## الوحدة الخامسة

12

### الكيمياء الحركية

إعداد : المعلم عثمان القدومي



الوحدة الخامسة: الكيمياء الحركية

الدرس الأول: سرعة التفاعلات الكيميائية

الدرس الثاني: قوانين سرعة التفاعلات

الدرس الثالث: نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

الإثراء والتوسع: تقليل تلف الأطعمة

## الوحدة الثالثة (الكيمياء الحركية).

١

### الدرس الأول: (( سرعة التفاعلات الكيميائية ))

- تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعات حدوثها وذلك يعود لمجموعة من العوامل التي تؤدي لزيادة سرعة التفاعل أو نقصه .
- فبعض التفاعلات تحدث بسرعة كبيرة خلال فترة زمنية قصيرة مثل تفاعلات الاحتراق وتفاعلات مماليل الحموض والقواعد ، في حين تحتاج بعض التفاعلات ؛ من أطول لحدوثها مثل صدأ الحديد و بعضها يحتاج الايام السنين مثل تكون النفط والفحم الحجري والماس .
- لكن وصف التفاعلات الكيميائية بأنها سريعة أو بطيئة وصف غير دقيق . إذ يجب وصف السرعة والتعبير عنه بوصف أكثر دقة ، فكيف يعبر عن سرعة التفاعل ؟
- تقاس سرعة التفاعل الكيميائي من التجربة العملية بتغير كميات المواد المتفاعلة و المواد الناتجة بمرور الزمن . أي يمكننا حساب سرعة اختلاص م . متفاعلة أو سرعة تكون م . ناتجة خلال مدة زمنية محددة . / وكذلك حساب ( السرعة المتوسطة  $s$  / السرعة الابتدائية  $G$  / السرعة اللحظية ) من خلال وعن طريق الرسم البياني .

### \* سرعة التفاعل الكيميائي : ( R )

تغير كميات م . المتفاعلة و الناتجة في التفاعل بمرور الزمن .

في بداية التفاعل م . المتفاعلة أكبر مما يكن في حين م . الناتجة صفر .

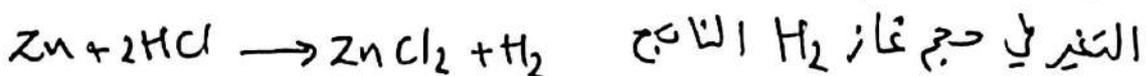
لكن بعد مرور زمن م . المتفاعلة تقل مع مرور الزمن في حين

م . الناتجة تزداد وتكون مع مرور الزمن .

\* يعبر عن كمية م . المتفاعلة أو الناتجة بدلالة التغير في كتلة / حجم / تركيز مولاري

خلال زمن لمعرفة سرعة التفاعل .

توضيح يمكننا حساب سرعة التفاعل بدلالة التغير في كتلة Zn أو بدلالة



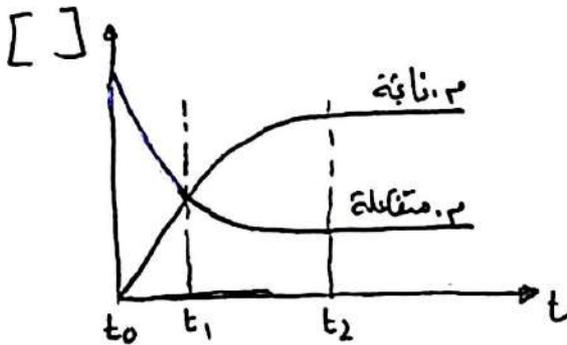
لكن غالباً يجري حساب سرعة التفاعل الكيميائي بدلالة التغير في التركز المولاري للوحدات المتفاعلة أو م. الناتجة .

لذا تعريف سرعة التفاعل الكيميائي: ( R )

( معدل التغير في كمية ماره متفاعلة أو ماره ناتجة خلال مدة زمنية محددة ) .

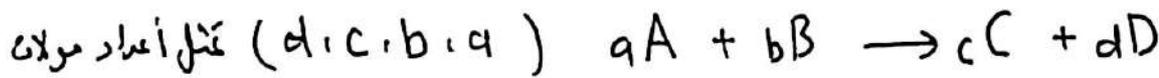
ويُعبر عن بالمعادلة الآتية: سرعة التفاعل =  $\frac{\Delta [\text{م. متفاعلة أو م. ناتجة}]}{\Delta \text{الزمن}}$

\* (  $\Delta$  التغير ) ( [ ] التركيز المولاري ) .



الشكل بين تغير تراكيز م. المتفاعلة والمواد الناتجة خلال مدة زمنية

بدراسة التفاعل العام



المواد المتفاعلة والناتجة في المعادلة

\* لحساب سرعة التفاعل يتم متابعة التغير في تراكيز (المؤثرات)

إحدى م. المتفاعلة أو أحد م. الناتجة خلال زمن محدد .

توضيح: لحساب سرعة التفاعل / إختلاف أحد م. المتفاعلة مثل A ، B .

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

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

حيث  $[A]_2$  هي تركيز المادة المتفاعلة A عند الزمن  $t_2$

$[A]_1$  تركيزها عند  $t_1$

\* سبب إضافة الإشارة السالبة في القانون ( للوحدات المتفاعلة ) فقط : !!

لأن م. المتفاعلة تستهلك بمرور الزمن أي  $[A]_2$  أقل من  $[A]_1$  وهذا يجعل ناتج

العملية السالبة قيمة سالبة / لذا نضرب إشارة سالبة حتى يكون ناتج سرعة التفاعل قيمة موجبة .

وكذلك يمكن حساب سرعة تكوين / إنتاج المادة C أو D

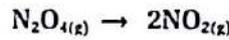
$$R = \frac{\Delta [C]}{\Delta t} \rightarrow R = \frac{\Delta [C]}{\Delta t} \quad \text{ويغير عنه}$$

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

$\Delta [C]$  كونها ماره ناتجة ستكون موجب لأن تراكيز الم. الناتجة تزداد مع مرور الزمن  $[C]_2$  أكبر من  $[C]_1$

وحدات سرعة التفاعل :-  $(\text{mol/L}\cdot\text{s}) / (\text{M/s}) / (\text{M}\cdot\text{s}^{-1})$

بشكك غاز  $N_2O_4$  بالحرارة مكونًا غاز  $NO_2$  وفق المعادلة الموزونة الآتية:



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

الزمن	0	10	20
$[N_2O_4] \text{ M}$	0.10	0.02	0.01
$[NO_2] \text{ M}$	0.00	0.16	0.18

1. أحسب سرعة استهلاك  $N_2O_4$  في المدة الزمنية s (10-20). م. م

2. أحسب سرعة تكوين  $NO_2$  في المدة الزمنية s (10-20). م. م

المعطيات: الفرع رقم (1).  $[N_2O_4]_1 = 0.02 \text{ M}$

$[N_2O_4]_2 = 0.01 \text{ M}$

$\Delta t = 10 \text{ s}$

المطلوب: أحسب سرعة استهلاك  $N_2O_4$

الحل:

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

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

$$R = 0.001 \text{ M/s}$$

سرعة استهلاك  $N_2O_4$

المعطيات: الفرع رقم (2).  $[NO_2]_1 = 0.16 \text{ M}$

$[NO_2]_2 = 0.18 \text{ M}$

$\Delta t = 10 \text{ s}$

المطلوب: أحسب سرعة تكوين  $NO_2$

الحل:

$$R = \frac{\Delta [NO_2]}{\Delta t} = \frac{(0.18 - 0.16)}{20 - 10}$$

$$= 0.002 \text{ M/s}$$

أكرر الخطوات كما في الفرع رقم (1).

لاحظاً: ندرس السرعة المطلوبة ضمن نفس الفترة الزمنية لمادة أخرى وإذا كان عدد مولات  $N_2O_4$  ... ضمن مولات  $N_2O_4$  ... سرعة  $NO_2$  ... سرعة  $N_2O_4$  ...  $0.002 = N_2O_4$

أحسب سرعة استهلاك CO في المعادلة:  $\text{CO}_{(g)} + \text{NO}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{NO}_{(g)}$   
 علماً أن تركيز CO في بداية التفاعل  $1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$ ، ثم أصبح تركيزه  $1.2 \times 10^{-3} \text{ M}$  بعد زمن 20 s

تطبيق  
٢

تحليل السؤال: المعطيات

$$[\text{CO}]_1 = 1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{CO}]_2 = 1.2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\Delta t = 20 \text{ s}$$

المطلوب: أحسب سرعة استهلاك CO

الحل:

أكتب قانون سرعة التفاعل للمادة المتفاعلة:

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

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

$$R = - \frac{(1.2 \times 10^{-3} - 1.8 \times 10^{-3})}{20 - 0} = 3 \times 10^{-5} \text{ M/s}$$

\* عند مقارنة سرعة استهلاك مادة متفاعلة ما مع سرعة تكوين مادة ناتجة ما، فإننا نجد علاقة بينهما، إعماراً على معاملات / مولات في المعادلة الموزونة.

$$\left[ \begin{array}{l} \frac{\text{سرعة استهلاك A}}{\text{عدد مولات A}} = \frac{\text{سرعة تكوين C}}{\text{عدد مولات C}} \\ \text{أي } \frac{1}{\text{عدد المولات}} \times \text{سرعة} = \frac{1}{\text{عدد المولات}} \times \text{سرعة} \end{array} \right]$$

لعلاقة بين سرعة استهلاك وتكوين المواد

مثال  $A \rightarrow 3B$  أي أن إنتاج 3 مول من المادة B يتطلب

استهلاك 1 مول من المادة A.

أي سرعة تكوين المادة B ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك المادة A

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

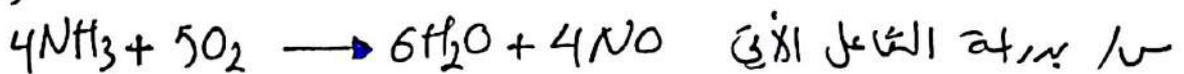
\* أو سرعة استهلاك A

تساوي ثلثي سرعة تكوين B.

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

ومنه يمكن التعبير عن سرعة التفاعل بدلالة التغير في تراكيز المتفاعلة

والمواد الناتجة في مدة زمنية محددة (سلكب علاقة بين سرعة استهلاك م.م. وسرعة إنتاج م.م.)



غير عن سرعة استهلاك م. المتفاعلة وسرعة تكوين م. الناتجة بدلالة التغير

في تراكيزها خلال مدة زمنية محددة.

$$R = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t}$$

٥/ إذا كانت أعداد المولات في المعادلة الموزونة متساوية فإن سرعاته تكون متساوية.

س/ بدراسة المعادلة الموزونة الآتية.



أ / أكتب سرعة اختزال  $\text{F}_2$

$$R = - \frac{\Delta[\text{F}_2]}{\Delta t}$$

ب / أكتب سرعة تكوين  $\text{NO}_2\text{F}$

$$R = \frac{\Delta[\text{NO}_2\text{F}]}{\Delta t}$$

ج / أكتب العلاقة بين سرعة تكوين  $\text{NO}_2\text{F}$  وسرعة اختزال  $\text{F}_2$ .

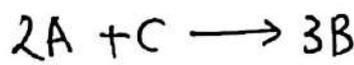
$$-\frac{\Delta[\text{F}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}_2\text{F}]}{\Delta t}$$

سُ سرعة  $\text{NO}_2\text{F}$  ضعف سرعة اختزال  $\text{F}_2$ .

أو سرعة اختزال  $\text{F}_2$  = نصف سرعة تكوين  $\text{NO}_2\text{F}$ .

د / سرعة اختزال  $\text{NO}_2$  = سرعة إنتاج  $\text{NO}_2\text{F}$ .

س / بدراسة التفاعل العام



أي العبارات الآتية صحيحة بالنسبة لسرعة إنتاج B

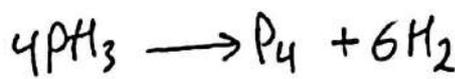
أ / تساوي ثلث سرعة اختزال C

ب / تساوي ضعف سرعة اختزال A

ج / تساوي نصف سرعة إنتاج C

د / تساوي نصف سرعة إنتاج A

س بدراسة التفاعل الآتي



إذا علمنا أن سرعة إنتاج غاز  $\text{H}_2$  تساوي 0.06 م/س

أ / أكتب سرعة تكوين  $\text{P}_4$

ب / أكتب سرعة

اختزال  $\text{H}_2$

وشرح

العلاقة بين سرعة

تكوين  $\text{P}_4$  وسرعة

اختزال  $\text{H}_2$

وشرح

الكل أكتب العلاقة بين سرعة  $\text{P}_4$  وسرعة تكوين  $\text{H}_2$

$$\frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \left( \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} \right)$$

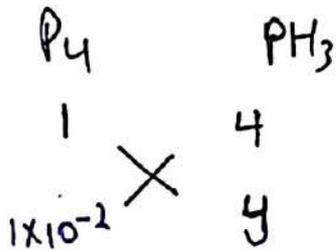
$$\frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \times 0.06 = 0.01$$

$$\frac{\Delta[\text{P}_4]}{\Delta t} = 0.01 \text{ M/s} = 1 \times 10^{-2}$$

حل آخر / P  
 $H_2$  6  
 $P_4$  1  
 عدد المولات من المعادلة الموزونة  
 سرعة X  
 0.06

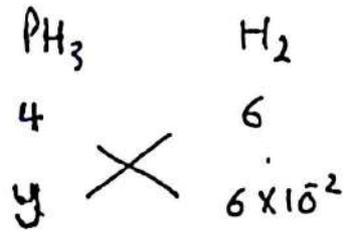
$$P_4 \text{ تكون سرعة } X = \frac{1 \times 6 \times 10^{-2}}{6} \rightarrow X = 1 \times 10^{-2}$$

ب / احب سرعة استهلاك  $PH_3$  ؟ يمكن مقارنتها بالمعلوم



$$y = 4 \times 10^{-2} \text{ M/s}$$

سرعة استهلاك  $PH_3$



$$y = 4 \times 10^{-2} \text{ M/s}$$

ج / بدراسة معادلة التفاعل الأتي الموزون :



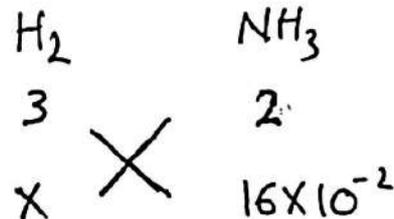
احب سرعة استهلاك غاز  $H_2$  علماً بأن سرعة إنتاج الامونيا  $NH_3$   $0.16 \text{ M/s}$

$$-\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$$

$$-\frac{1}{3} \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \times 16 \times 10^{-2}$$

$$\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = 0.8 \times 10^{-2} \times 3$$

$$= 24 \times 10^{-2}$$



$$X = \frac{3 \times 16 \times 10^{-2}}{2}$$

$$X = 24 \times 10^{-2} \text{ M/s}$$

د / بدراسة التفاعل الأتي الموزون  $(7+5) N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

احب سرعة تكوين غاز  $NH_3$  علماً بأن سرعة استهلاك غاز  $N_2$   $0.5 \text{ M/s}$

1.5 / د	2 / ج	1 / ب	0.5 / P
---------	-------	-------	---------

هـ احب سرعة تكوين غاز  $NH_3$  علماً بأن سرعة استهلاك  $H_2$  = 0.6

0.4 / د	0.2 / ج	0.3 / ب	0.6 / P
---------	---------	---------	---------

لر تدریبات علی حساب سرعة التفاعل

[E] M	الزمن s
0.006	5
0.002	9

ا/ المادة E متفاعلة أم نابتة ؟؟

E مادة متفاعلة لان تراكيز E

تقل مع مرور الزمن .

ب/ احب سرعة التفاعل عند الزمن بين (5-9)

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

$$R = -\frac{(2 \times 10^{-3} - 6 \times 10^{-3})}{9-5} = -\frac{-4 \times 10^{-3}}{4} = 1 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

ج/ عند الزمن (3s) هل نتوقع ان تكون [E] اكبر أم اقل من 0.006 ؟

(اكبر من 0.006) لان [م.م] تكون اكبر في بدايات

التفاعل عند أقل زمن.

د/ برتبة التفاعل الاتي  $CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$

اذا علمت ان تركيز CO في بداية التفاعل  $1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$  و بعد مرور زمن

(20s) أصبح تركيزه  $1.2 \times 10^{-3}$

ا/ احب سرعة التفاعل خلال CO

$$R = -\frac{\Delta[CO]}{\Delta t} = -\frac{1.2 \times 10^{-3} - 1.8 \times 10^{-3}}{20-0} = \frac{0.6 \times 10^{-3}}{20}$$

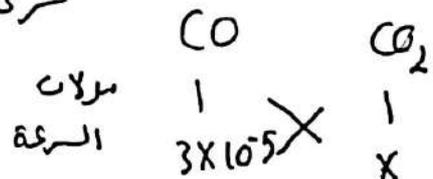
$$R = \frac{6 \times 10^{-4}}{20} = 3 \times 10^{-5} \text{ M/s}$$

ب/ احب سرعة إنتاج  $CO_2$  خلال نفس الفترة الزمنية.

سرعة إنتاج  $CO_2$  = سرعة استهلاك CO

لأن عدد المولات متساوي في المعادلة المتوازنة

(تكون سرعات المواد متساوية إذا كانت أعداد مولاتها في المعادلة المتوازنة متساوية).



$$X = 3 \times 10^{-5}$$



ل/س

20	10	0	الزمن s
0.01	0.02	0.1	$[N_2O_4]$
0.10	0.08	0.00	$[NO_2]$

P - احب سرعة انحلال  $N_2O_4$   
في المدة الزمنية

s (10-20)

$$R = - \frac{\Delta[N_2O_4]}{\Delta t} = - \frac{(1 \times 10^{-2} - 2 \times 10^{-2})}{20 - 10}$$

$$R = \frac{-1 \times 10^{-2}}{10} = \frac{1 \times 10^{-2}}{10} = 1 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

ب/ احب سرعة إنتاج  $NO_2$  في المدة الزمنية (10-20) ؟

\* ملاحظة عامة:

خلال نفس الفترة الزمنية

عدد مولات A ضعف B

∴ سرعة A ضعف سرعة B

$$R = \frac{0.02}{10} = 2 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

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

ل/س احب سرعة تكوين المادة A في المدة الزمنية (3-6)

الزمن s	$[A]_M$	رقم التجربة
1	0.3	1
3	0.6	2
6	0.9	3

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

$$R = \frac{(0.9 - 0.6)}{6 - 3}$$

$$R = \frac{0.3}{3} = 0.1$$

ل/س احب سرعة التفاعل

بدلالة تغير تركيز

م. المتفاعلة خلال

الفترة الزمنية من (5-10)

$t_s$	0	5	10	15	20
$[A] \times 10^{-2}$	12.0	10.0	7.0	4.8	3.1
$[B] \times 10^{-2}$	0.0	3.8	5.6	7.5	8.4

٩ / سرعة التفاعل الآتي:  $A \rightarrow 2B$  إذا علمت أن سرعة تفاعل المارفة  $A = 0.04$  خلال الفترة الزمنية من (10-15)  $s$  احب قيمة (y)

$t_s$	0	5	10	15
[A]	1.2	1	0.6	0.4
[B]	x	0.4	0.8	y

من (10-15)  $s$  احب قيمة (y)  $M/s$   
 ب / 1  
 ج / 1.2  
 د / 0.6

١٠ / سرعة معادلة التفاعل الاتية  $A + 2B \rightarrow 3C$

$t_s$	0	5	10	15
[A]	2.2	2	1.6	1.2

ا / احب سرعة انتاج C خلال الفترة الزمنية (10-15)  $s$   
 ب / احب مقدار التغير في تركيز C خلال الفترة الزمنية (10-15)  $s$   
 ج / من الجدول سرعة التفاعل A خلال نفس الفترة الزمنية من (10-15)  $s$

$$R = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1.6 - 1.2}{15 - 10} = \frac{0.4}{5} = \frac{4 \times 10^{-1}}{5} = 0.8 \times 10^{-1} = 0.08$$

$$R = 8 \times 10^{-2} M \cdot s^{-1}$$

ا / سرعة إنتاج C خلال نفس الفترة الزمنية

سرعة إنتاج C  $\times 3$  ضمان سرعة التفاعل A / من المعادلة الموزونة.

$$3 \times 8 \times 10^{-2} = \text{سرعة C}$$

$$0.24 = 24 \times 10^{-2} M \cdot s^{-1}$$

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

$$\Delta[C] = R \cdot \Delta t$$

$$\Delta[C] = 24 \times 10^{-2} \times 5 = 120 \times 10^{-2} = 12 \times 10^{-1} M = 1.2 M$$

١١ / إذا علمت أن سرعة إنتاج M  $= 0.9 M \cdot s^{-1}$  وسرعة تفاعل A  $= 0.3 M \cdot s^{-1}$

خلال نفس الفترة الزمنية، وتبين أن سرعة تفاعل C ضعف سرعة تفاعل A مرتين.

فاذا كانت المعادلة المتروضة  $x A + 2 C \rightarrow y M$

$$A \text{ سرعة} \times \frac{y}{x} = M \text{ سرعة}$$

$$0.3 \times \frac{y}{1} = 0.9 \quad \boxed{y=3}$$

ما عدد مولات A، M ؟ فان عدد مولات A  $= x$  عدد مولات M  $= y$

س/ في دفاعل ما إذا كانت العلاقة بين سرعة دفاعل A و B  

$$-\frac{1}{3} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$
 تكون المفادله الصحيه هي .



س/ بهر اجهه التفاعل  $N_2O_4 \rightarrow 2NO_2$  اذا علمت ان  $[NO_2]$  يصل إلى  $0.18M$  خلال  $20s$  والتركيز الابتدائي لـ  $N_2O_4 = 0.1M$  ما تركيز  $N_2O_4$  بعد  $20s$

ا / 0.02      ب / 0.01      ج / 0.1      د / 0.2

س/ اذا علمت ان سرعة تكون B تساوي  $\frac{3}{2}$  من سرعة اهلاك A

وسرعة اهلاك A تساوي  $\frac{2}{5}$  من سرعة إنتاج D .

وسرعة اهلاك C ضعف سرعة تكون B .

أي العبارات الاتية صحيحة .

ا / سرعة D =  $\frac{6}{5}$  من سرعة C .      ب / سرعة B =  $\frac{5}{3}$  من سرعة D .

ج / سرعة A = ثلاثي سرعة B .      د / سرعة A = 3 أضعاف سرعة C .

س/ إصب سرعة التفاعل الكيمائي اذا علمت ان تراكيز A الإبتدائية =  $0.8M$  وبعد مرور  $5s$  تبقي  $0.4M$  .

س/ إصب الزمن اللازم لتغير تراكيز المادة من  $0.2M$  إلى  $0.5M$  ولتصبح

سرعة التفاعل =  $0.06 M/s$  .

س/ إصب مقدار التغير في التراكيز بعد مرور  $5s$  من بدء التفاعل

لتصبح سرعة التفاعل =  $0.06 M \cdot s^{-1}$  .

س/ اذا علمت ان سرعة اهلاك A =  $0.2 M \cdot s^{-1}$  في التفاعل الآتي  $A + 2B \rightarrow 3C$

ا / فان سرعة اهلاك B

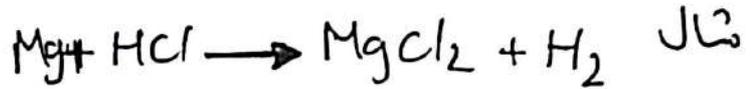
( 0.2 / 0.4 / 0.6 / 0.5 )

ب / سرعة تكون المادة C

( 0.2 / 0.6 / 0.4 / 0.5 )

# حساب السرعة المتوسطة للتفاعل والسرعة الابتدائية من الرسم البياني :-

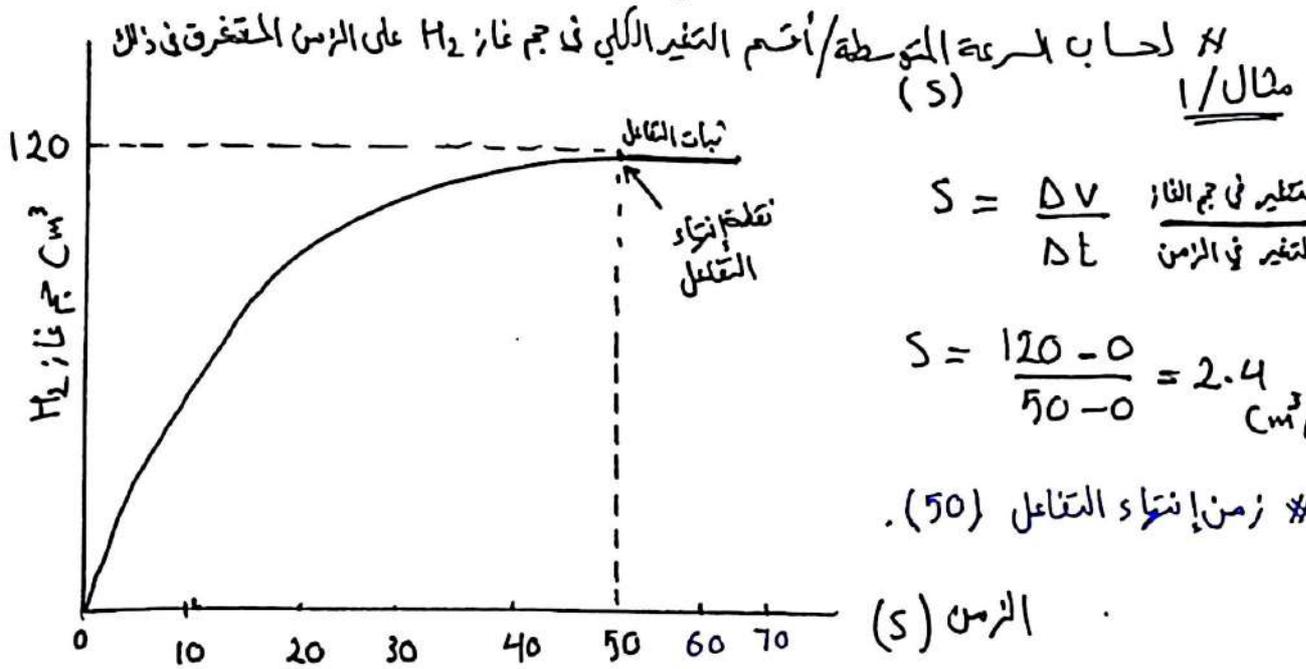
ليكننا نقيس سرعة التفاعل عن طريق رسم بياني يصف معنى السرعة. حيث يبين فيه التغير في كمية م. متفاعلة أو م. ناتجة خلال مدة زمنية معينة.



تعليل: تكون سرعة التفاعل أقصى ما يمكن لحظة بدايته ثم تقل مع استهلاك المواد المتفاعلة / ويمرور الزمن كمية  $H_2$  الناتج تزداد.

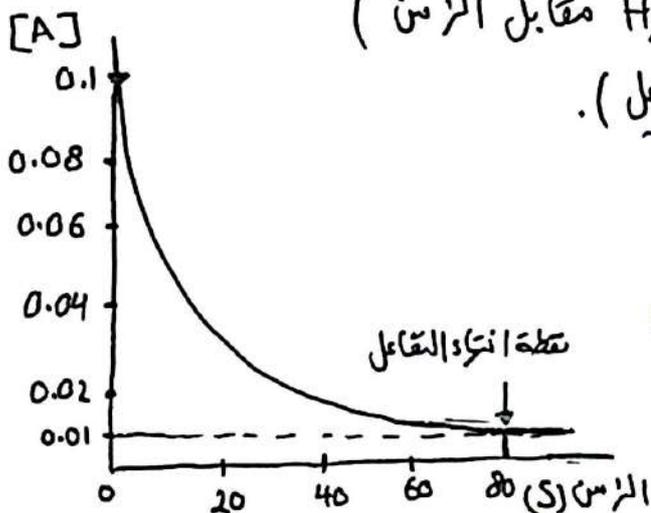
س/ ماذا يقصد بالسرعة المتوسطة (S) ؟

(( هي التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المتفوق في ذلك ))



( التغير في حجم الغاز  $H_2$  مقابل الزمن )

# تباين التفاعل ( يدل على نقطة إنتهاء التفاعل )



مثال 2 /

$$S = \frac{\Delta [A]}{\Delta t}$$

$$S = - \frac{(0.01 - 0.1)}{80 - 0} = \frac{0.1 - 0.01}{80} = 0.001 \text{ M/s}$$

احاب سرعة التفاعل الابتدائية من خلال استخدام معن السرعة .

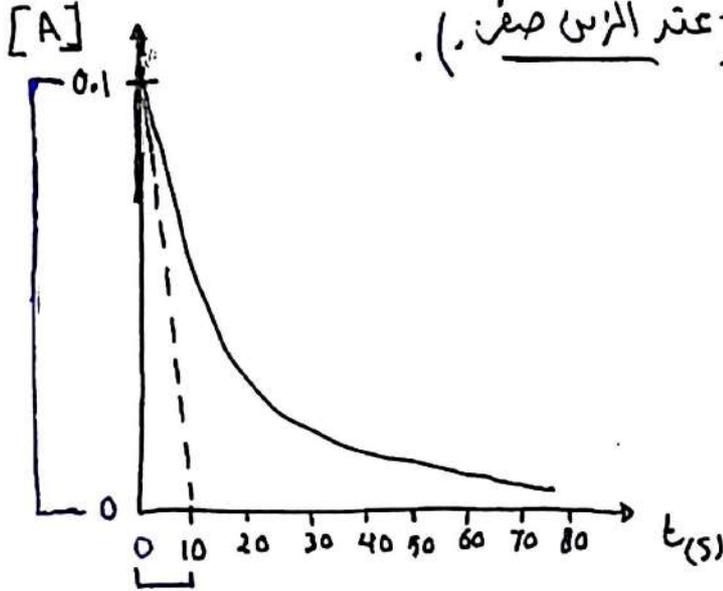
ماذا يقصد بالسرعة الابتدائية ؟ (G)

( هي سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن صفن )

( حيث تكون تراكيز م. المتفاعلة أكبر ما يمكن )

( السرعة الابتدائية G = ميل المماس عند النقطة التي تمثل كمية

المادة المتفاعلة أو الناتجة عند الزمن صفن . )

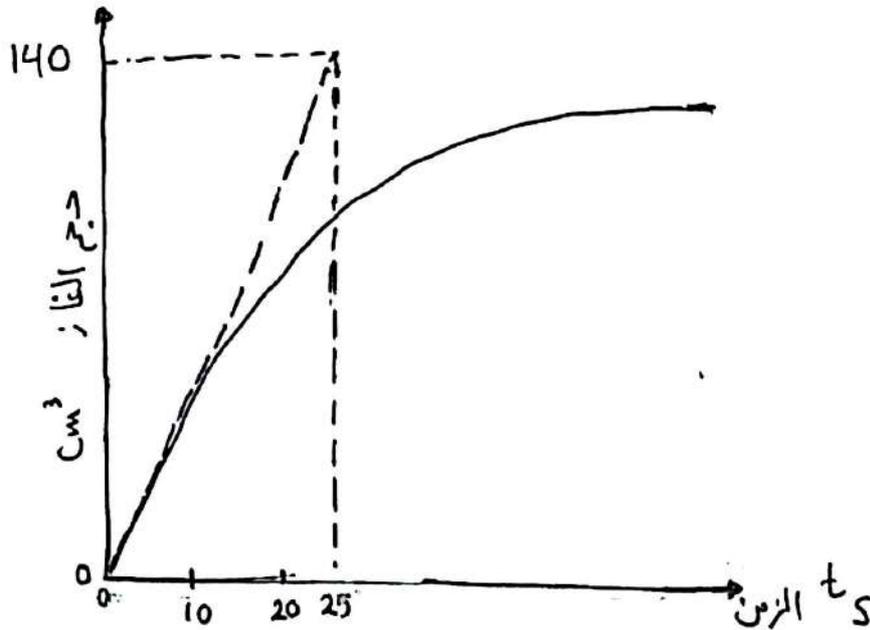


مثال 1/ حيث  $G = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$

$$G = \frac{0.1 - 0}{10 - 0} = \frac{0.1}{10}$$

$$G = 1 \times 10^{-2} \text{ M/s}$$

مثال 2/



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

$$G = \frac{140 - 0}{25 - 0} = 5.6$$

$$G = 5.6 \text{ cm}^3/\text{s}$$

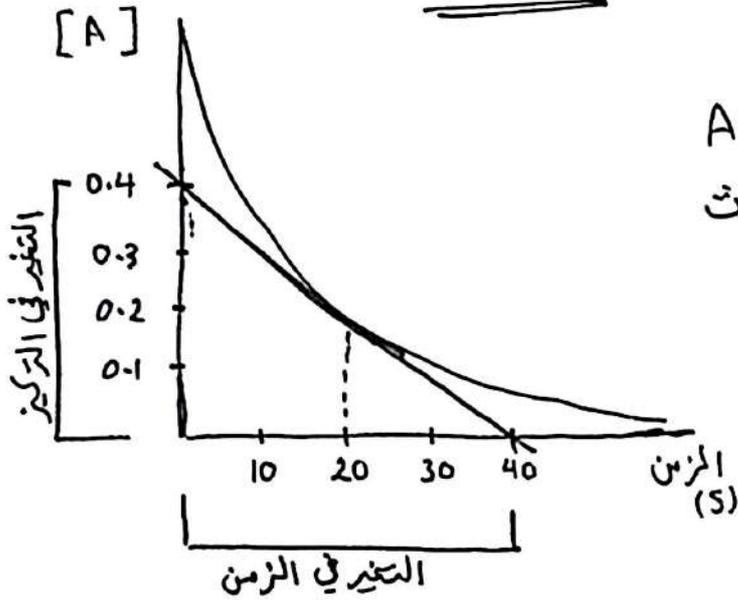
سرعة التفاعل اللحظية :- هي سرعة التفاعل عند أي لحظة زمنية محددة .

\* يجب عن طريق رسم بياني تيل التغير في كمية مادة متفاعلة أو ناتجة مقابل الزمن .

\* ألية تقدير السرعة اللحظية عند زمن محدد :-

نمدد الزمن ثم نرسم مماساً للمنحنى عند النقطة المقابلة للزمن عند تلك النقطة ثم نقيس ميل المماس.

$$\text{حيث ميل المماس} = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{\Delta \text{ص}}{\Delta \text{س}} = \text{السرعة اللحظية.}$$



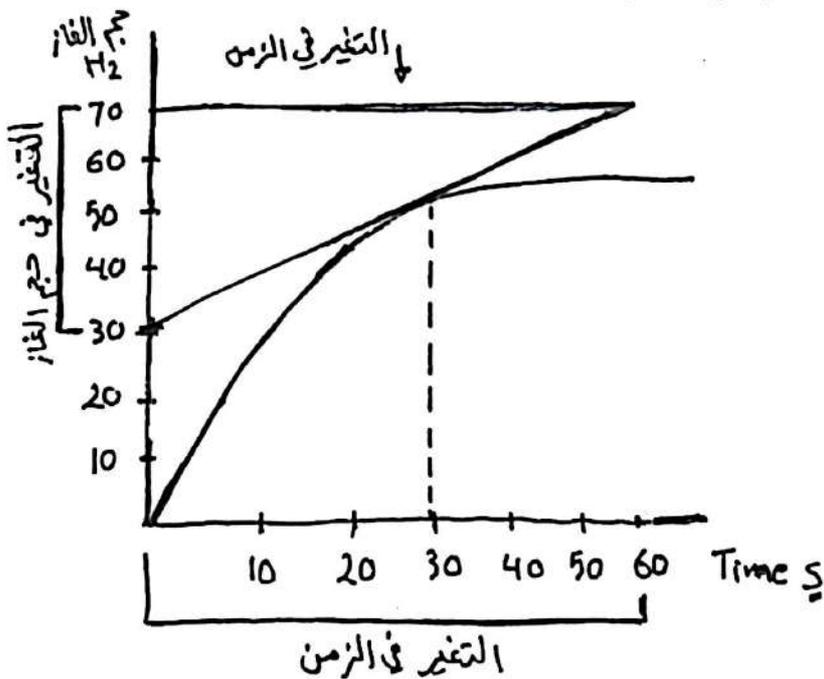
بدراسة التفاعل العام  $A \rightarrow B$

مثال 1/ احب السرعة اللحظية عند الزمن 20 ث

$$G_1 = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{0.4 - 0}{40 - 0}$$

$$G_1 = \frac{4}{400} = 0.01 \text{ M/s}$$

مثال 2/ بدراسة التفاعل  $Mg + HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$  احب السرعة اللحظية عند الزمن (30 s)



$$G_1 = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{70 - 30}{60 - 0}$$

$$G_1 = \frac{40}{60} = \frac{4}{6} = 0.66 \text{ cm}^3/\text{s}$$

مثال 3/ احب السرعة اللحظية عند الزمن (10s) ؟؟

بعد الرسم و تقدير الزمن عند 10s ورسم مماس للمنحنى ووجد ان المماس عمود عند التغير في

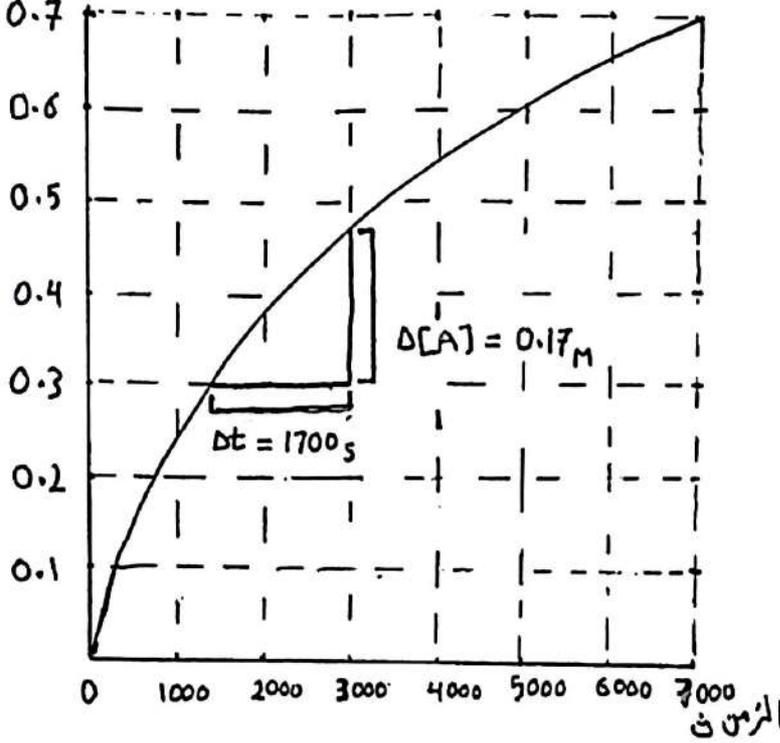
التركيز بين (60 و 10) مقابل التغير في الزمن بين (صفر و 20)

(2.5 cm<sup>3</sup>/s)

[A]  
M

(سرعة التفاعل خلال فترات زمنية محددة)

مثال 1/



احسب سرعة التفاعل R

خلال الفترة الزمنية بين

(1300 و 3000) ث.

لوحظ بأن التركيز تغير

من (0.3 الى 0.47)

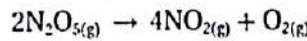
$$R = \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$$R = \frac{0.47 - 0.30}{3000 - 1300}$$

$$R = \frac{0.17}{1700} = 1 \times 10^{-4} \text{ M/s}$$

سرعة التفاعل خلال فترات زمنية محددة Rate of Reaction within Time

يمكن حساب سرعة التفاعل بتغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في فترات زمنية محددة، فمثلاً: عند تحليل غاز خامس أكسيد ثنائي النيتروجين  $N_2O_5$  لإنتاج غاز ثاني أكسيد النيتروجين  $NO_2$  وغاز الأكسجين  $O_2$ ، وفق المعادلة الموزونة الآتية:



فإنه يمكن حساب سرعة إنتاج غاز الأكسجين  $O_2$  خلال فترات زمنية، كما هو موضح في الشكل (7) المستند على البيانات الآتية:

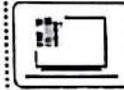
Time (s)	0	600	1200	1800	2400	3000	3600	4200	4800	5400
$[O_2] \times 10^{-3} \text{ M}$	0	2.1	3.6	4.8	5.7	6.3	6.8	7.2	7.5	7.7

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

$$\begin{aligned} R &= \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} \\ &= \frac{0.0036 - 0.0021}{1200 - 600} \\ &= \frac{0.0015 \text{ M}}{600 \text{ s}} \\ &= 2.5 \times 10^{-6} \text{ M/s} \end{aligned}$$

وكذلك أستطيع حساب سرعة إنتاج غاز الأكسجين في المدة الزمنية (4200 - 4800) s كما يأتي:

$$\begin{aligned} R &= \frac{0.0076 - 0.0073}{600 \text{ s}} = \frac{0.0003 \text{ M}}{600 \text{ s}} \\ &= 5 \times 10^{-7} \text{ M/s} \end{aligned}$$



أستخدم برنامج

مناسب لصناعة الأفلام،

وأعد فيلماً أصف فيه سرعة

التفاعل الابتدائية، والسرعة

المتوسطة للتفاعل، وسرعته

اللحظية، ثم ناقشه مع

زملائي/ زميلاتي في الصف.

✓ أتتحقق: أحسب سرعة إنتاج

غاز الأكسجين خلال المدة

الزمنية (3000 - 4800) s

15 ش/م بدراسة التفاعل الافتراضي  $2D \rightarrow F + C$  علماً بأن التفاعل من الرتبة الأولى.

$t_s$	$[D]_M$	$R_{M.s^{-1}}$
20	0.1	$1 \times 10^3$
ن	0.5	X

م/قيمة الزمن ن (أكبر من  $20_s$  ، أقل من  $20_s$  )  
(تاري  $20_s$ )

ن/العمارة المصححة المتعلقة (X)  
(أكبر من  $1 \times 10^3$  ، أقل من  $1 \times 10^3$  ، تاري  $1 \times 10^3$ )

2. أوضح المقصود بكل من: سرعة التفاعل الكيميائي، السرعة اللحظية للتفاعل.

3. يُبين الجدول أدناه بيانات التغير في تركيز كل من المادة A والمادة B مع الزمن، عند درجة حرارة معينة:

[A] M	1.1	1.02	0.96	0.92	0.90	0.89	0.89
[B] M	0.0	0.16	0.28	0.36	0.40	0.42	0.42
t(s)	0	5	10	15	20	25	30

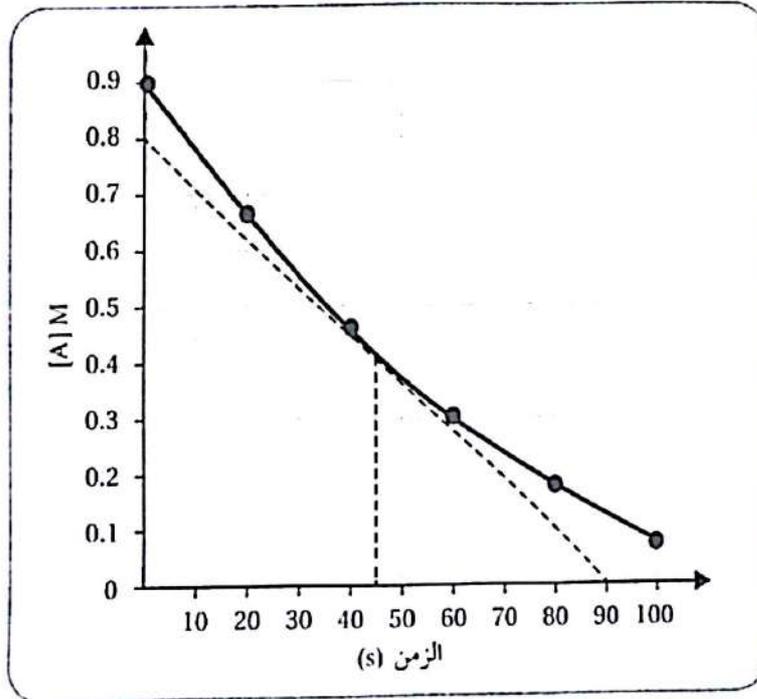
أجيب عن الأسئلة الآتية:

أ. أكتب معادلة التفاعل.

ب. أحسب سرعة تكون المادة الناتجة في الفترة الزمنية (15-20)s.

ج. أحدد زمن انتهاء التفاعل.

4. أحسب باستخدام الرسم البياني السرعة اللحظية عند الزمن 45 s.



5. أختار رمز الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

1. في التفاعل الآتي:  $F_2 + 2NO_2 \rightarrow 2NO_2F$  إذا كانت سرعة استهلاك  $F_2$  تساوي  $0.2 \text{ M/s}$ ، فإن سرعة إنتاج  $NO_2F$  بوحدة  $(\text{M/s})$  تساوي:

- أ . 0.1      ب . 0.2      ج . 0.4      د . 0.6

2. يتفكك غاز  $N_2O_4$  بالحرارة مُكوِّنًا غاز  $NO_2$  وفق المعادلة الكيميائية:  $N_2O_4(g) \rightarrow 2NO_2(g)$  إذا علمت أن:

- يزداد  $[NO_2]$  حتى يصل إلى  $0.18 \text{ M}$  خلال  $20 \text{ s}$

- التركيز الابتدائي لـ  $N_2O_4$  يساوي  $0.1 \text{ M}$

فإن التركيز المولاري لـ  $N_2O_4$  بعد  $20 \text{ s}$  يساوي:

- أ . 0.02      ب . 0.01      ج . 0.1      د . 0.2

3. في التفاعل الكيميائي الموزون الآتي:  $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightarrow 6H_2O(g) + 4NO(g)$

فإن العلاقة الصحيحة بين سرعة استهلاك إحدى المواد المتفاعلة وسرعة تكوين إحدى المواد الناتجة بدلالة التغير في التركيز خلال مدة زمنية محددة، هي:

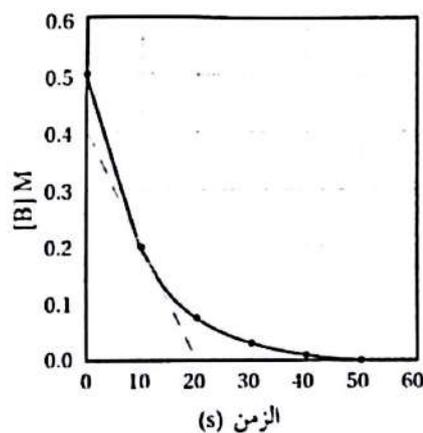
أ .  $-\frac{1}{3} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[NO]}{\Delta t}$       ب .  $\frac{1}{4} \frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$

ج .  $-\frac{1}{6} \frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[NH_3]}{\Delta t}$       د .  $-\frac{1}{5} \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t}$

4. في تفاعل ما، إذا كانت العلاقة بين سرعة تفاعل المادتين A و B:  $-\frac{1}{3} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$  فإن المعادلة الصحيحة للتفاعل الافتراضي، هي:

- أ .  $3A \rightarrow 2B$       ب .  $2A \rightarrow 3B$       ج .  $2B \rightarrow 3A$       د .  $3B \rightarrow 2A$

5. يمثل الشكل المجاور منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة B مع الزمن. إن السرعة اللحظية عند الزمن  $10 \text{ s}$  لتفاعل B بوحدة  $(\text{M/s})$  تساوي:



أ . 0.04

ب . 0.05

ج . 0.02

د . 0.01

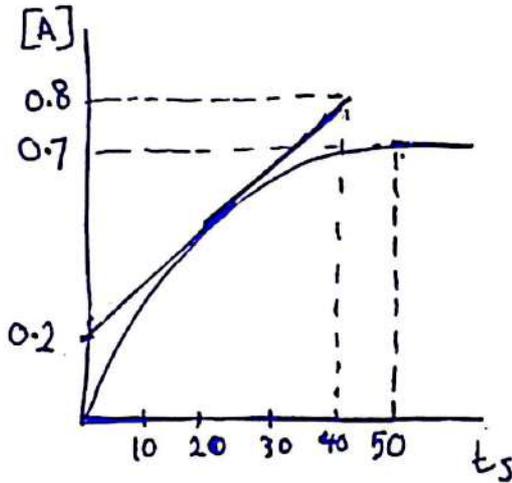


س / إذا كانت  $[X]$  النهائية = 2.4  
 بعد مرور 60s . فإن السرعة المتوسطة  $S$  تساوي

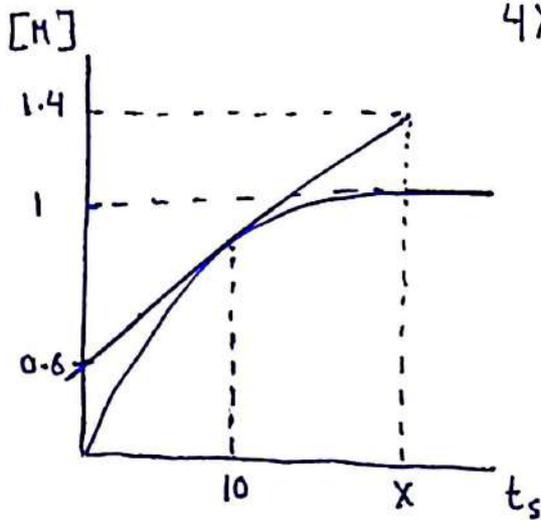
$$(0.004, 0.04, 4, 0.4)$$

س / إذا علمت أن السرعة المتوسطة  $(S)$  عند حرارة معينة تساوي  $2 \times 10^{-3} \text{ M/s}$   
 فإن سرعة التفاعل الابتدائية بوحدة  $\text{M/s}$  .

$$(8 \times 10^{-3}, 8 \times 10^{-4}, 2 \times 10^{-3}, 4 \times 10^{-4})$$



س / يمثل الرسم البياني العلاقة بين تركيز A والزمن  
 أي العبارات الآتية صحيحة ؟  
 أ / الزمن اللازم لإتمام التفاعل 30s .  
 ب / المادة A مادة متفاعلة .  
 ج / السرعة المتوسطة  $S$  تساوي (0.014) .  
 د / السرعة الابتدائية  $G$  تساوي (0.014)



س / إذا علمت أن السرعة اللحظية =  $4 \times 10^{-2}$   
 احب السرعة المتوسطة  $(S)$  ؟

$$G = \frac{\Delta y}{\Delta x} = \frac{\Delta [ ]}{\Delta t} \quad \begin{array}{l} \Delta t \text{ انجيب} \\ \text{من السرعة اللحظية} \end{array}$$

$$\Delta t = \frac{1.4 - 0.6}{4 \times 10^{-2}}$$

$$\Delta t = \frac{0.8}{0.04} = 2 \times 10^1 = 20s$$

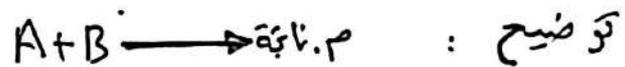
س / نجد السرعة المتوسطة  $(S)$  .

$$S = \frac{\Delta [ ]}{\Delta t} = \frac{1 - 0}{20 - 0} = 0.05$$

$$S = 5 \times 10^{-2} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

تم حساب سرعة التفاعل بعزلة التغير في كمية أحد م. المتفاعلة المتعلكة أو كمية أحد المواد الناتجة خلال زمن معين .

لكن قد تعتمد سرعة التفاعل الكلية على تركيز أكثر من مادة متفاعلة وهذه المواد المتفاعلة لا يمكن تحديدها في سرعة التفاعل من معادلة التفاعل الموزونة لكن من خلال التجارب العملية .



تناسب سرعة التفاعل طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة (عند درجة حرارة ثابتة) والتراكيز تكون مرفوعة لقوى معينة (أس) تص مرتبة المادة .

$$R \propto [A]^x \cdot [B]^y$$

القانون العام  $R = K \cdot [A]^x \cdot [B]^y$  ليصبح قانون سرعة يجب أن يحدد قيمة  $x$  و  $y$  .  
 $K$  ثابت السرعة . ويعتمد على درجة الحرارة والعلاقة بينها طردية .

\* قانون سرعة التفاعل يصف العلاقة بين سرعة التفاعل ( $R$ ) وثابت السرعة ( $k$ ) و تراكيز المواد المتفاعلة .

\* رتبة المادة قد تكون ( صفر ، 1 ، 2 ، ... ) .

رتبة المادة هي الأس الذي مرفوع لتركيز م. المتفاعلة . في قانون سرعة التفاعل وهو قيمة عددية تقاس عملياً ( بالتجربة العملية ) .  
 وليس من المعادلة الموزونة .

تبين اثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل

إذا كانت رتبة  $x$  أو  $y$  = صفر : التفاعل من الرتبة الصفرية للمادة المتفاعلة  $A$  أو  $B$  .

وإذا كانت رتبة  $x$  أو  $y$  = 1 فإن رتبة التفاعل بالنسبة لهذه المادة = 1

وإذا كانت رتبة  $x$  أو  $y$  = 2 فإن رتبة التفاعل بالنسبة لتلك المادة = 2

# لتقدير رتبة التفاعل الكلية = مجموع الرتب ( - + y + x )

# ثابت السرعة ( k / لكل تفاعل ثابت سرعة عدد / يختلف من تفاعل لآخر /  
يعتمد على درجة الحرارة (طردية) / تحب k من ثابون السرعة)

كوضيح التفاعل الاي  $2NO + 2H_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$   
إذا كان ثابون السرعة لهذا التفاعل  $R = k \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]^1$

فان رتبة المادة NO = 2 ورتبة المادة  $H_2 = 1$

والرتبة الكلية ( 1+2=3 )



إذا كان ثابون سرعة التفاعل لهذا التفاعل  $R = k \cdot [N_2O_4]^1$

وقية ثابت السرعة  $k = 1.5 \times 10^{-3} s^{-1}$  وتركيز  $N_2O_4 = 0.2$

احس سرعة التفاعل (سرعة تفكك  $N_2O_4$ )

$$R = k \cdot [N_2O_4]^1 \quad R = 1.5 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-1}$$

$$R = 3 \times 10^{-4} \text{ M/s أو } M \cdot s^{-1}$$

آليات \* تحديد رتبة التفاعل \* :-

معرفة رتب المواد تساعد في كيفية حدوث التفاعل الكيميائي.

يتم تحديد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة المتفاعلة بطريقة الرسم البياني  
أو بطريقة السرعة الابتدائية.

P / بطريقة الرسم البياني : ( سنقدم على درلة الرتبة الصفرية و الرتبة الأولى ) :-

يتم تحديد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة المتفاعلة وذلك لمعرفة تغير تركيز هذه المادة مع الزمن أثناء سير التفاعل مع المحافظة على بقاء تراكيز م. المتفاعلة الاخرى ثابتة و بعد ذلك نرسم بيانياً العلاقة بين التركيز مقابل الزمن.

و يعتبر ميل المخطط عند أي نقطة ز من يوازي سرعة التفاعل عند تلك النقطة.

بذلك يمكننا قياس سرعات مختلفة عند تراكيز معينة و بذلك نستطيع رسم بياني آخر بين السرعة و تركيز المادة المتفاعلة. ( و من هنا الرسم يمكن تحديد رتبة التفاعل بالنسبة للمادة معينة )

$$^0(A) = 1$$

المرتبة الصفرية

عند ما يكون تركيز م. متفاعلة مرفوعاً للأس صفر فإن قيمته = 1  
وهذا يدل على أن تغير تركيز المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل

$$R = [ ]^k$$

$$\frac{1.2 \times 10^{-3}}{1.2 \times 10^3} = \left[ \frac{4 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{-1}} \right]^k \quad \text{إفترض}$$

$$\text{Zero } \boxed{0 = X} \quad 1 = (2)^k$$

وجد أن سرعة التفاعل لا تتعد على تركيز م. المتفاعلة الموجود في بداية التفاعل،  
لذا بين تركيز م. المتفاعلة مقابل الزمن (نرسم علاقة) ←  
ولنلاحظ بأن تركيز م. المتفاعلة تتناقص ببطء ثابت مع مرور الزمن.  
علاقة التركيز م. م مع الزمن علاقة خط مستقيم متناقص ميله لمقدار ثابت.

هذا النمط من الرسم لتقليل المرتبة الصفرية كإثبات (يدل على أن المرتبة صفرية)

العلاقة بين سرعة التفاعل مقابل التركيز (علاقة خط مستقيم)  
وهذا دليل أن سرعة التفاعل لا تتأثر بتركيز المادة المتفاعلة.  
إذا كانت مرتبة المادة تساوي صفر  
فإنها لا تكسب في قانون السرعة

$$\boxed{R = k} \quad \text{قانون السرعة} \quad \text{وهذه } [ ]^0 = 1$$

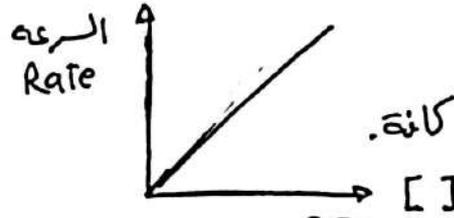
المرتبة الأولى

إذا كان تركيز مادة متفاعلة مرفوعاً للأس (1) إلى المتغير نفسه في سرعة التفاعل.  
وهذا يدل على أن تغير تركيز المادة يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل  
أي وجد عملياً أن مضاعفة تركيز مادة متفاعلة يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل

$$\boxed{R = k [ ]^1} \quad \text{قانون السرعة} \quad \text{دليل أن التفاعل من المرتبة الأولى.}$$

بعد تتبع تغير تركيز م. متفاعلة بمرور الزمن  
تم الحصول على شكل المنحنى  
الشكل يمثل ميل المحس عند تركيز محددة في زمن محدد وحرارة محددة  
وهذا المنحنى مؤشر عام لتفاعلات المرتبة الأولى كافة.  
(رفيه تقمان [م.م] للنصق يؤدي لتقصان سرعة التفاعل للنصف).

\* إذا كان الرسم البياني علاقة خط مستقيم متزايد بين تركيز م. متفاعله. سرعة التفاعل ذلك دليل على أن التفاعل من الرتبة الأولى.



\* هذا النمط ينطبق على تفاعلات الرتبة الأولى كأنه.

\* خلاصة \*

<p>(قانون سرعة التفاعل) <math>R = k</math> (وحدة k ثابت السرعة) <math>(M \cdot s^{-1}), (mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1})</math> (سرعة التفاعل لا تتأثر بتغير تركيز المواد المتفاعله) لذلك العلاقة بين السرعة والتركيز خط مستقيم.</p>	<p>(معنى سرعة التفاعل R مقابل التركيز) السرعة [ ]</p>	<p>(معنى تركيز م. المتفاعله مقابل الزمن) الزمن (تراكم م. المتفاعله تتناقص بمقدار ثابت مع الزمن) العلاقة بين التركيز والزمن علاقة خط مستقيم تتناقص صليه بمقدار ثابت.</p>	<p>(رتبة التفاعل) الرتبة الصفرية</p>
---	---	---	--

<p>قانون السرعة <math>R = k [ ]^1</math> وحدة ثابت السرعة <math>(\frac{1}{s})(s^{-1})</math></p>	<p>R السرعة [التركيز] [ ]</p>	<p>[ ] الزمن الرتبة الأولى</p>	<p>الرتبة الأولى</p>
--	---------------------------------------	--	----------------------

\* إذا كانت العلاقة بين السرعة وتركيز م. المتفاعله خط مستقيم متزايد (رتبة أولى) المعنى مؤشرا على تفاعلات الرتبة الأولى / كأنه. (المعنى ثيل ميل المنح عند تركيز محددة وزمن محدد وحرارة ثابتة).  
\* الرتبة الثانية  $(mol^{-1} \cdot L \cdot s^{-1} / L / mol \cdot s / M^{-1} \cdot s^{-1})$  | الرتبة الثالثة  $(mol^{-2} \cdot L^2 \cdot s^{-1} / M^{-2} \cdot s^{-1})$

ب/ \* كدبر رتبة التفاعل بطريقة السرعة الابتدائية: - (بالحسابات)

حيث يتم كدبر رتبة التفاعل عن طريق درجته ومقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد المتفاعله.

\* وتقاس سرعة التفاعل الابتدائية في اللحظة التي تحلظ فيها م. المتفاعله ذات التراكيز المحلظة

رقم التجربة	[A] <sub>H</sub>	[B] <sub>H</sub>	السرعة الابتدائية M <sub>s</sub> <sup>-1</sup>
1	0.1	0.1	1 × 10 <sup>-4</sup>
2	0.2	0.1	2 × 10 <sup>-4</sup>
3	0.1	0.2	4 × 10 <sup>-4</sup>

القانون العام / الصيغة العامة لقانون السرعة

$$R = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

المبدأ في تحديد رتبة المواد A و B .

1/ لتحديد رتبة المادة A نختار من

المادة B تجربتين تكون فيها [B] ثابتان ونفسراً على بعضها. وذلك في (1 و 2)

نلاحظ [A] في التجربة 1 ضِعْف [A] في التجربة 2 وكذلك السرعة في

التجربة 2 ضِعْف السرعة في التجربة 1 ( نسبة الزيادة في تركيز المادة هو ذاته

نسبة الزيادة في سرعة التفاعل )

∴ الرتبة = 1

$$\left[ \frac{A}{A} \right]^x = \frac{v}{v} \leftarrow \left[ \frac{B}{B} \right]^y \left[ \frac{A}{A} \right]^x \frac{k}{k} = \frac{v}{v}$$

$$\left[ \frac{2 \times 10^{-1}}{1 \times 10^{-1}} \right]^x = \frac{2 \times 10^{-4}}{1 \times 10^{-4}} \rightarrow (2)^x = 2 \quad \boxed{x=1}$$

2/ كذلك لتحديد رتبة المادة B نختار من المادة A تجربتين تكون فيها [A] ثابتان

وذلك في (1 و 3)

نلاحظ تتضاعف تراكيز B في 3 (مرتين) عن [B] في 1 في حين السرعة

في التجربة 3 تزداد (4 مرات) عنها في التجربة رقم 1 ( وهذا يدل على أن الرتبة

في التجربة 3 = 2 )

$$\left[ \frac{B}{B} \right]^y = \frac{v}{v} \text{ حيث } (k, [A])$$

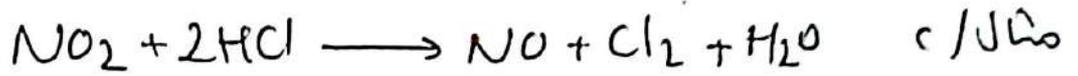
$$\left[ \frac{B}{B} \right]^y = \frac{R}{R} \quad \left( \frac{2 \times 10^{-1}}{1 \times 10^{-1}} \right)^y = \frac{4 \times 10^{-4}}{1 \times 10^{-4}}$$

$$\boxed{y=2} \quad (2)^y = 4$$

$$R = k \cdot [A]^1 \cdot [B]^2 \quad \text{قانون السرعة} \quad R = k \cdot [A] \cdot [B]^2$$

رتبة A بالنسبة للتفاعل أحادي الرتبة / ورتبة B = ثنائي الرتبة.

رتبة التفاعل الكلية = 2 = 2 + 1



رقم التجربة	[NO <sub>2</sub> ]	[HCl]	السرعة الابتدائية م.س <sup>-1</sup>
1	0.3	0.3	$1.4 \times 10^{-3}$
2	0.6	0.3	$2.8 \times 10^{-3}$
3	0.3	0.6	$2.8 \times 10^{-3}$

سرعة اختزال NO<sub>2</sub>  
الاستثنائية لكل تجربة

1 / أكبت قانون  
سرعة التفاعل العام

$$R = k \cdot [\text{NO}_2]^x [\text{HCl}]^y$$

c / أوجد رتبة x

للمادة المتفاعلة NO<sub>2</sub>

وذلك من التجريبتين (1 و 2)

$$\frac{R_2}{R_1} = \left[ \frac{[\text{NO}_2]}{[\text{NO}_2]} \right]^x$$

$$\frac{2.8 \times 10^{-3}}{1.4 \times 10^{-3}} = \left[ \frac{6 \times 10^{-1}}{3 \times 10^{-1}} \right]^x$$

$$2 = [2]^x \quad \boxed{x=1} \leftarrow \text{رتبة NO}_2$$

د / أوجد رتبة y للمادة المتفاعلة HCl في التجربة (1 و 2)

$$\frac{R_2}{R_1} = \left[ \frac{[\text{HCl}]}{[\text{HCl}]} \right]^y \quad \left[ \frac{[\text{NO}_2]}{[\text{NO}_2]} \right]^x$$

$$\frac{2.8 \times 10^{-3}}{1.4 \times 10^{-3}} = \left( \frac{6 \times 10^{-1}}{3 \times 10^{-1}} \right)^y$$

$$2 = (2)^y \rightarrow \boxed{y=1} \text{ رتبة HCl}$$

$$R = k \cdot [\text{NO}_2]^1 \cdot [\text{HCl}]^1 \quad \text{قانون سرعة التفاعل}$$

10 / رتبة التفاعل الكلية = (2)

16 / حدد قيمة ثابت السرعة k وحدد وحدته.

k قيمة ثابتة لتس التفاعل / علاقة مع الحرارة طردية / تُحسب من قانون السرعة

بإستخدام قيم أي تجربة كاملة المعطيان

$$k = \frac{R}{[\text{NO}_2]^1 [\text{HCl}]^1}$$

$$k = \frac{2.8 \times 10^{-3}}{6 \times 10^{-1} \times 3 \times 10^{-1}} = 0.155 \times 10^{-1} = 1.55 \times 10^{-2} \text{ م.س}^{-1}$$

\* تعتمد وحدة k على رتبة التفاعل الكلية.

\* وحدت k ( إذا كان التفاعل من الرتبة ) :-

الصفريّة :  $M \cdot s^{-1}$

الأولى :  $s^{-1}$

الثانية :  $L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$  أو  $M^{-1} \cdot s^{-1}$

الثالثة :  $L^2 \cdot mol^{-2} \cdot s^{-1}$  أو  $M^{-2} \cdot s^{-1}$

:- التفاعل من الرتبة الثانية (وحدة k هي  $M^{-1} \cdot s^{-1}$ )

\* لإعلاقة بين رتبة المادة وعدد مولاتها في المعادلة الموزونة. HCl رتبة = 1  
عدد مولاتها = 2



رقم التجربة	$[NO] M$	$[O_2] M$	السرعة الابتدائية
1	$1 \times 10^{-1}$	$2 \times 10^{-1}$	$7 \times 10^{-2}$
2	$2 \times 10^{-1}$	$2 \times 10^{-1}$	$2.8 \times 10^{-1}$
3	$1 \times 10^{-1}$	$4 \times 10^{-1}$	$1.4 \times 10^{-1}$

سرعة تكون  $NO_2$  الابتدائية

1/ رتبة المادة  $O_2$  ( 1 , 0 , 2 , 3 )

2/ رتبة المادة NO ( 1 , 2 , 0 , 3 )

3/ قانون السرعة  $R = k \cdot [O_2]^1 [NO]^2$  أو  $R = [O_2]^1 \cdot [NO]^2$

4/ وحدة k هي :  $R = k(O_2)^1 (NO)^2$  أو  $R = k[O_2]^2 \cdot [NO]^1$

(  $M^{-3} \cdot s^{-1}$  ,  $M^{-2} \cdot s^{-1}$  ,  $M^{-1} \cdot s^{-1}$  ,  $s^{-1}$  )

5/ كم مرة تتضاعف السرعة إذا تم مضاعفة  $[O_2]$  3 مرات و  $[NO]$  2 مرات ؟

$$-\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t}$$

6/ احب سرعة التفاعل  $O_2$  في التجربة الأولى

$$-\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \times 7 \times 10^{-2} = 3.5 \times 10^{-2} M \cdot s^{-1}$$

مثال 4/ قد تكون رتبة مادة ما = صفر. (0) وذلك في حال إذا تغيرت التراكيز مع بقاء السرعة ثابتة.

\* وفي هذه الحالة إذا كانت رتبة مادة ما = (0)

لا داعي للكتابة ضمن قانون السرعة (لأن أي شيء قوته صفر = 1)

رقم التجربة	[A]	[B]	السرعة الابتدائية $M \cdot s^{-1}$
1	0.2	0.1	$2 \times 10^{-3}$
2	0.2	0.2	$8 \times 10^{-3}$
3	0.4	0.1	$2 \times 10^{-3}$

1/ رتبة المتفاعل بالنسبة

للمادة A من (3, 1)

رتبة A = 0

2/ رتبة المتفاعل بالنسبة للمادة B

من (2, 1)

$$\left(\frac{2 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-3}}\right)^x = \frac{8 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-3}}$$

$$2 = 4 \leftarrow (2)^x = 4 \quad \text{رتبة B} \quad \boxed{2 = x}$$

3/ قانون السرعة  $R = k \cdot [B]^2$  (رتبة المادة A لم تُكتب = صفر)

4/ وحدة k  $M^{-1} \cdot s^{-1}$  (لأن المتفاعل من الرتبة الثانية)

$$k = \frac{R}{[B]^2} \quad \text{5/ وحدة ثابت السرعة}$$

$$k = \frac{2 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-2}} = 2 \times 10^{-1} M^{-1} \cdot s^{-1}$$

حالة عدم تبيان  
في التراكيز

مثال 5/ بدراسة المتفاعل الإعتراضي  $A + B \rightarrow C$

رقم التجربة	[A]	[B]	السرعة الابتدائية $M \cdot s^{-1}$
1	0.2	0.1	$1 \times 10^{-3}$
2	0.4	0.1	$2 \times 10^{-3}$
3	0.6	0.2	$3 \times 10^{-3}$

1/ رتبة المادة A من خلال (2, 1)

$$R = k \cdot [A]^x [B]^y$$

$$R = k \cdot [A]^x [B]^y$$

$$\frac{2 \times 10^{-3}}{1 \times 10^{-3}} = \left(\frac{0.4}{0.2}\right)^x$$

$$(2)^x = 2$$

$$\boxed{x = 1}$$

26

لتقدير رتبة المادة B لم يُد لبيات في تراكيز A  
فمنذنا، من المادة B أي جرب بين لبيات في [B] فيرما ونقسم على بعضنا  
(في هذه الحالة نبتعد k فقط) من (3.1) أو (3.2)

بالتطبيق على الجربتين (3.2)

$$\frac{3 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-3}} = \left[ \frac{0.6}{0.4} \right]^x \cdot \left[ \frac{0.2}{0.1} \right]^y$$

$$\frac{1.5}{1.5} = \frac{1.5}{1.5} \times (2)^y$$

$$1 = (2)^y \quad \boxed{y=0}$$

ومنه قانون السرعة  $R = k \cdot [A]^1$

$$k = \frac{R}{[A]^1} \quad \text{قيمة ثابتة السرعة ووحدة}$$

$$k = \frac{1 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-1}} = 0.5 \times 10^{-2}$$

$$k = 5 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

مثال / في التفاعل الافتراضي  $T + E + D \rightarrow M$

الرقم التجريبي	[T]	[E]	[D]	السرعة الابتدائية $\text{M.s}^{-1}$
1	0.2	0.1	0.1	$4.4 \times 10^{-6}$
2	0.4	0.1	0.1	$8.8 \times 10^{-6}$
3	0.2	0.05	0.1	$4.4 \times 10^{-6}$
4	0.2	0.1	0.3	$1.32 \times 10^{-5}$
5	0.1	0.1	X	$8.8 \times 10^{-6}$

1/ أكتب قانون سرعة التفاعل

2/ احب تركيز المادة D (X) في التجربة الأخيرة.

الحل

رتبة T من (3.1)

$$\boxed{\text{رتبة T} = 1}$$

رتبة E من (3.1) =  $\boxed{\text{رتبة E} = 0}$

في حال وجود ٣ مواد متفاعلة اذا كانت أحد المواد المتفاعلة رتبة = Zero  
 فعند تحديد رتبة مادة ما لانقارن بالمادة التي رتبة = Zero <sup>27</sup>  
 نقارن بمادة واحدة فقط.

مثال لتحديد رتبة المادة D نقارننا مع T فقط من خلال (٤،٣)  
 (المادة المراد تحديد رتبته يجب أن يظهر أعلى تراكيزها تغيير). لذا افترضنا <sup>القرنين (٣،١)</sup>

$$\left(\frac{0.3}{0.1}\right)^2 = \frac{13.2 \times 10^{-6}}{4.4 \times 10^{-6}} \quad (3)^2 = 9 \quad \boxed{1 = D \text{ رتبة}}$$

$$R = k \cdot [T]^1 [D]^1 \quad \text{تأون سرعة التفاعل}$$

\* التفاعل من الرتبة الثانية ووحدة k (M<sup>-1</sup>s<sup>-1</sup>)

$$k = \frac{R}{[T]^1 [D]^1} \quad \text{قيمة k تساوي}$$

$$k = \frac{44 \times 10^{-7}}{2 \times 10^{-1} \times 1 \times 10^{-1}}$$

$$k = 22 \times 10^{-5}$$

\* لتحديد تركيز D في التجربة الأخيرة من تأون السرعة

$$[D]^1 = \frac{R}{k \cdot [T]^1}$$

$$[D]^1 = \frac{88 \times 10^{-7}}{22 \times 10^{-5} \times 10^{-1}}$$

$$[D]^1 = 4 \times 10^{-1} = \boxed{0.4}$$

\* اذا تغيرت التراكيز وبقت السرعة ثابتة (الرتبة ليا = صفر)

\* اذا تغيرت التراكيز والسرعة بنفس القدر (الرتبة ليا = ١)

\* اذا كانت السرعة تساوي مربع التركيز (الرتبة ليا = ٢)

مثال (تنضاعف التراكيز ٣ مرات بضاعفة سرعة التفاعل ٩ مرات)

$$(3)^x = 9$$

$$x = 2$$

تضاعف السرعة 17 مرة بمضاعفة  $[A]$  4 مرات في حين تتضاعف

السرعة 3 مرات عند مضاعفة  $[B]$  2 مرات .  
 $x[A] = 5$   
 $x(4) = 17$   
 $y[B] = 5$   
 $y(2) = 3$   
 $2 = x$   
 $1 = y$   
 أكتب قانون السرعة .  $R = k \cdot [A]^2 [B]^1$

ب / إذا علك ان قانون السرعة  $A + B \rightarrow AB$

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

كم مرة تتضاعف  $[A]$  عند مضاعفة السرعة 14 مرة و  $[B]$  3 مرات ؟

كم مرة تتضاعف السرعة بمضاعفة  $[A]$  مرتين و  $[B]$  4 مرات ؟

ج / إذا علك ان قانون السرعة  $R = k \cdot [A]^2 [B]^1$

تضاعف السرعة 14 مرة عند مضاعفة  $[A]$  4 مرات و  $[B]$  4 مرات .  
 حدد رتبة الماره B .

د / إذا علك ان قانون سرعة التفاعل  $R = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^1$

كم مرة تتضاعف السرعة إذا تم تقليل حجم الوعاء للثلاث ؟  
 علاقة حجم بالتركيز / عكسية . (بتقليل حجم الوعاء للثلاث تتضاعف  
 التراكيز 3 مرات ) .

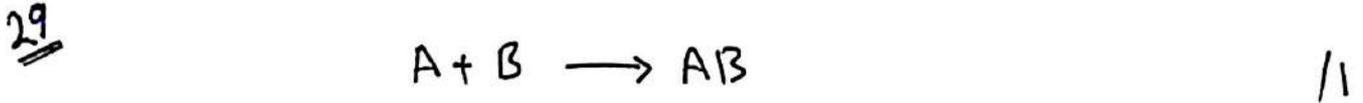
السرعة الابتدائية M/s	$[H_2]$	$[N_2]$	رقم التجربة
0.1	0.1	0.1	1
0.4	0.1	0.2	2
0.8	0.2	0.2	3

س / أكتب الصيغة العامة لقانون السرعة .  
 ثم أكتب قانون سرعة التفاعل .  
 وأوجد قيمة k وحدد وحدته

السرعة الابتدائية $M \cdot s^{-1}$	$[B]$	$[A]$	رقم التجربة
0.1	0.02	0.01	1
0.4	0.02	0.02	2
0.2	0.04	0.01	3

س / استنج رتبة التفاعل الكلية .

١٧ تراكيز م. المتفاعلة أكبر ما يمكن عند أقل زمن، ومع مرور الزمن تراكيز المتفاعلات تقل.



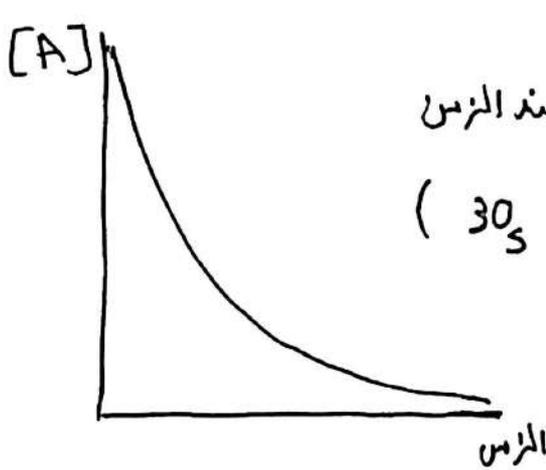
الزمن s	$[B]_M$
400	$1.4 \times 10^{-2}$
X	$0.6 \times 10^{-2}$

الزمن المتوقع X أكبر من 400  
 أم أقل من 400 ؟

١٢ / إجابة سرعة لتحويل مادة تركيزها بداية التفاعل 0.86M وبعد زمن 16s أصبح تركيزها 0.22

١٣ / إجابة تركيز HA المتكون بعد مرور زمن قدره 5s علماً بأن سرعة تكونه  $0.6 \mu\text{s}^{-1}$

١٤ / إجابة سرعة استهلاك  $N_2H_4$  علماً بأن سرعة تكون  $H_2 = 0.25 \mu\text{s}^{-1}$ .  
 وإجابة سرعة تكون  $N_2$  وفق المعادلة الآتية.  
 $N_2H_4 \rightarrow N_2 + 2H_2$



١٥ / يدور المعنى للرسم.  
 1P فإن [A] تكون أكبر ما يمكن عند الزمن  
 ( 30s / 20s / 5s / 10s )

ب / إذا كان  $[A] = 0.6$  عند  
 زمن 15s فإن  $[A] = 0.3$   
 عند زمن مكافئ بالثانية

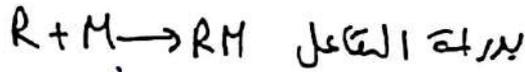
( 4 / 10 / 20 / 13 )

١٦ / مثالون السرعة العام  $R = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$

- عند مضاعفة تركيز A مرتين مع ثبات [B] تضاعفت السرعة مرتين.
- وعند مضاعفة تراكيز (A و B) معاً مرتين تضاعفت السرعة 8 مرات.
- لمنتج، رتبة كل من A و B.

رقم التجربة	$[A]_M$	$[B]_M$	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.02	0.025	$0.1 \times 10^{-2}$
2	0.03	0.025	$0.15 \times 10^{-2}$
3	0.03	0.050	$0.30 \times 10^{-2}$

ما مرتبة التفاعل بالنسبة للمادة A، B ؟  
اكتب قانون السرعة وحد وحدة k ؟



رقم التجربة	$[M]_M$	$[R]_M$	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.0250	0.025	0.1
2	0.0375	0.025	0.15
3	0.0375	0.050	0.6

مثال 2 /

1- رتبة التفاعل للمادة R  
2- رتبة التفاعل للمادة M.

3 / قانون السرعة لهذا التفاعل

4 / وحدة k



مثال 3 /

رقم التجربة EXP.No.	$[A]$	$[B]$	$[C]$	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.04	0.04	0.03	0.03
2	0.08	0.08	0.03	0.24
3	0.08	0.04	0.03	0.12
4	0.08	0.04	0.06	0.12

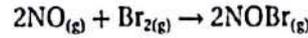
1 / اكتب الصيغة العامة للتفاعل  
2 / اكتب قانون سرعة التفاعل  
3 / حدد قيمة k وحد وحدته  
4 / احسب سرعة التفاعل اذا كانت  $[A] = 0.1$  و  $[B] = 0.1$  و  $[C] = 0.01$



1. الفكرة الرئيسة: أوضح كيفية التوصل إلى رتبة مادة متفاعلة من الرسم البياني.

2. أوضح المقصود بالرتبة الكلية للتفاعل.

3. يتفاعل أول أكسيد النيتروجين NO والبروم Br<sub>2</sub> عند درجة حرارة 273 °C حسب المعادلة الآتية:



ويُقاس سرعة تكون NOBr الابتدائية عند تراكيز ابتدائية مختلفة من NO و Br<sub>2</sub>؛ كانت بيانات التفاعل كما يأتي:

1	0.1	0.2	24
2	0.2	0.2	96
3	0.1	0.5	60

أ. أستنتج رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة NO.

ب. أستنتج رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة Br<sub>2</sub>.

ج. أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل.

د. أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل، وأحدد وحدته.

هـ. أحسب سرعة تكون NOBr عندما تركيز NO يساوي تركيز Br<sub>2</sub> يساوي 0.01 M.

4. في التفاعل الافتراضي: نواتج  $T + E + D \rightarrow$

سُجّلت بيانات خمس تجارب لقياس السرعة الابتدائية لاستهلاك T عند درجة حرارة ثابتة كما يأتي:

1	0.2	0.1	0.1	$4.4 \times 10^{-6}$
2	0.4	0.1	0.1	$8.8 \times 10^{-6}$
3	0.2	0.05	0.1	$4.4 \times 10^{-6}$
4	0.2	0.1	0.3	$1.32 \times 10^{-5}$
5	0.1	0.1	X	$8.8 \times 10^{-6}$

أ. أستنتج رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة T.

ب. أستنتج رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة E.

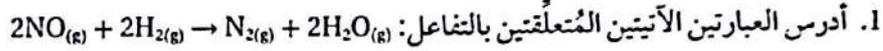
ج. أستنتج رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة D.

د. أستنتج قانون سرعة هذا التفاعل.

هـ. أحسب تركيز المادة D في التجربة الأخيرة.



5. أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:



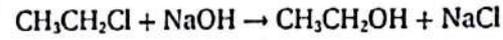
- وحدة قياس ثابت سرعة التفاعل  $k$  هي:  $(\text{M}^{-2}\text{s}^{-1})$ .

- سرعة استهلاك  $\text{H}_2$  تزداد مرتين عندما يزداد  $[\text{H}_2]$  مرتين.

بناء على ذلك فإن قانون سرعة التفاعل، هو:

أ.  $R = k[\text{NO}][\text{H}_2]$     ب.  $R = k[\text{NO}][\text{H}_2]^2$     ج.  $R = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$     د.  $R = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]^2$

2. في التفاعل الآتي:



قيست السرعة الابتدائية لاستهلاك كلورو إيثان

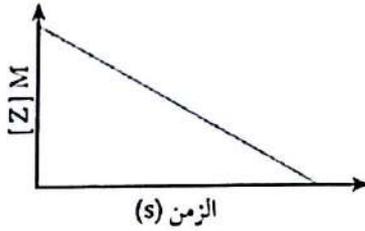
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$  لثلاث تجارب عند درجة حرارة ماء،

وتراكيز ابتدائية مختلفة، وسُجّلت النتائج كما في

الجدول المجاور. إن قيمة ثابت سرعة التفاعل تساوي:

1	0.02	0.025	$0.1 \times 10^{-2}$
2	0.03	0.025	$0.15 \times 10^{-2}$
3	0.03	0.05	$0.3 \times 10^{-2}$

أ.  $0.2 \text{ s}^{-1}$     ب.  $2 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$     ج.  $0.02 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$     د.  $2 \text{ s}^{-1}$



3. في التفاعل الافتراضي الآتي:  $2\text{Z} \rightarrow 2\text{X} + \text{Y}$ ، إذا قيس  $[\text{Z}]$  خلال

التجربة ورُسم  $[\text{Z}]$  مع الزمن فكان كما يوضح المنحنى، فإن

وحدة ثابت سرعة التفاعل، هي:

أ.  $\text{M} \cdot \text{s}^{-1}$     ب.  $\text{s}^{-1}$

ج.  $\text{M}^{-1}\text{s}^{-1}$     د.  $\text{M}^{-2}\text{s}^{-1}$

4. إذا كانت رتبة التفاعل لإحدى المواد المتفاعلة هي (2)، وازداد تركيز هذه المادة 3 أمثال تركيزها مع بقاء

العوامل الأخرى ثابتة، فإن مقدار تضاعف سرعة التفاعل يساوي:

أ. 2    ب. 3    ج. 8    د. 9

5. في التفاعل الافتراضي: نواتج  $A \rightarrow$  إذا كانت سرعة التفاعل عند درجة حرارة معينة تساوي  $2.7 \times 10^{-2} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$ ،

وقيمة ثابت السرعة لهذا التفاعل  $k$  تساوي  $0.03 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ ، فإن تركيز المادة A بوحدة (M) يساوي:

أ.  $9 \times 10^{-2}$     ب.  $3 \times 10^{-1}$     ج.  $3 \times 10^{-2}$     د.  $9 \times 10^{-1}$



## نظرية التصادم

تم طرح هذه النظرية من قبل (ماكس تراوتر ووليام لويين)  
لتفسير حدود التفاعلات الكيميائية و تقاوت سرعاتها.

تفترض نظرية التصادم بأنه :

لحدوث تفاعل كيميائي يجب أن يحدث تصادم جسيمات المواد المتفاعلة معاً سواء كانت ذرات / أيونات / جزيئات.

في التصادم شرط أساسي / بدون لا يحدث تفاعل.

و بزيادة أعداد التصادمات تزداد سرعة التفاعل و احتمالية حدوثه .

ويجب أن التصادم الذي يترط فيه أن يكون في الاتجاه الصحيح والمناسب

بين الجسيمات وكذلك أن يمتلك الجسيمات المصادمة الطاقة (طاقة التصادم)

الكافية لتكسر الروابط بين ذرات الجسيمات المتفاعلة وتكوين روابط جديدة.

وهذه الطاقة تنتج عن طريق باسم طاقة التنشيط  $E_a$ .

\* يحدث كثير من التصادمات بين جسيمات المواد المتفاعلة إلا أنه عند التصادمات

التي تؤدي لتكوين النواتج تكون قليلة مقارنة بعدد التصادمات الكلية.

وهذا دليل على أنه « ليس كل تصادم يؤدي لتكوين نواتج ».

لذا يطلق على التصادمات التي يمتلك طاقة كافية و اتجاه مناسب  
التي تؤدي لحدوث تفاعل وتكوين النواتج (التصادم الفعال)

التصادمات نوعين : ( فعالة / مقرو ) ( غير فعالة / غير مقرو )

↓  
تخرج من التفاعل  
كما هي.

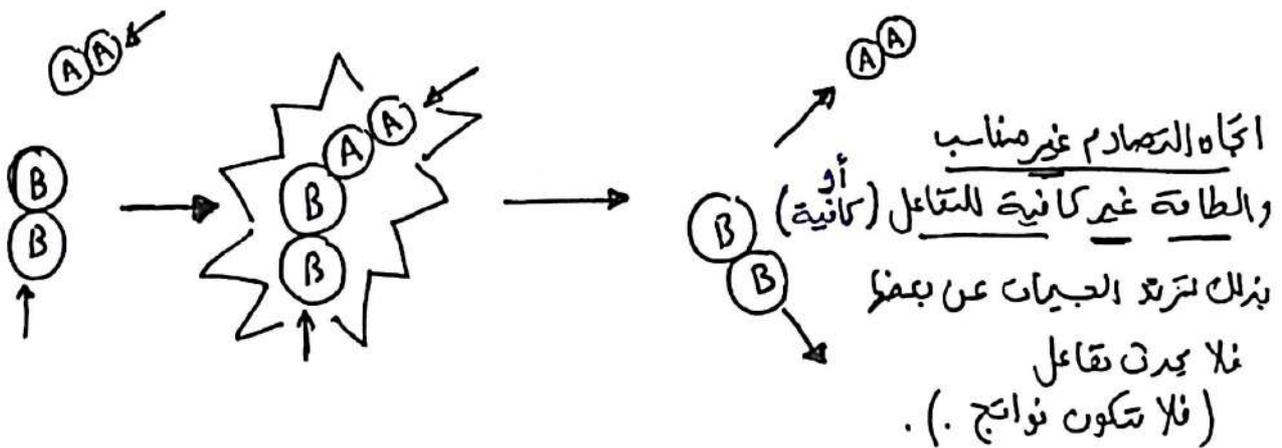
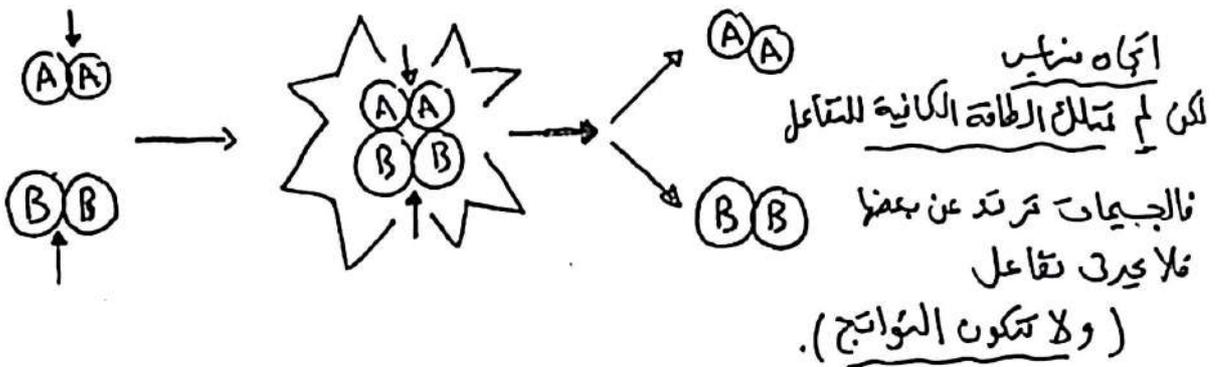
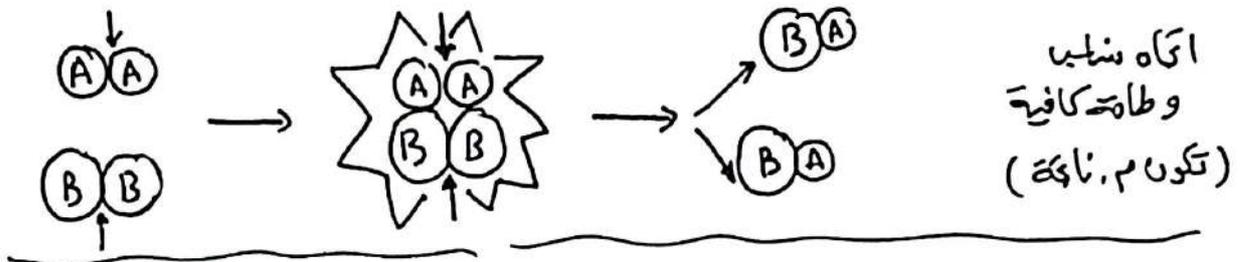
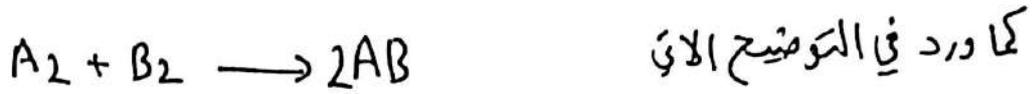
↓  
تؤدي لتكوين  
جديدة ناجحة

لذا يترط في التصادم الفعال توفر شرطين لتعيين النواتج و حدوث تفاعل،

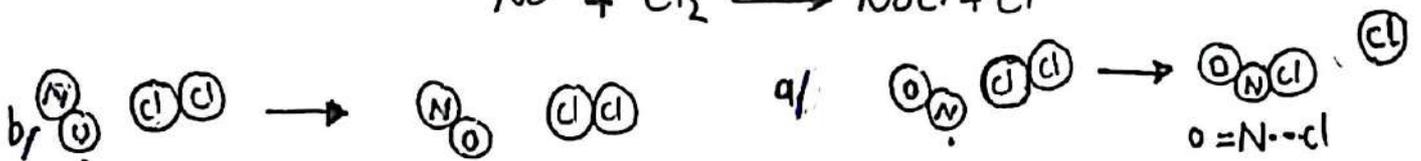
ب/ طاقة التنشيط  $E_a$  اللازمة لبدء التفاعل

ا/ الاتجاه المناسب

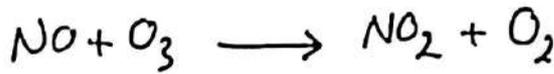
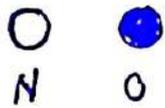
34 # إذا كانت الجزيئات المتفاعلة تصادمًا باتجاه مناسب وممثلة للدر الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل في هذه الظروف تتكرر الروابط بين جزيئات م. المتفاعلة وتكون روابط جديدة في م. الناتجة.



# توفر الشرطين معاً ضروري لإحداث التفاعل وتكون النواتج وهما (اتجاه تصادم مناسب) و (امتلاك الجزيئات E).



٢ / مثال ٢ المتفاعل الذي يبد اتجاهه صحيحاً للمصادم الفعال



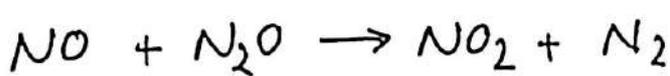
مثال ٢



لم يتغير ترتيب الذرات المتفاعلة  
في اتجاه المصادم غير صحيح

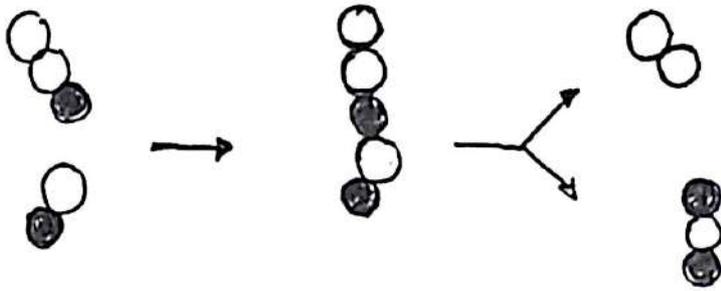


اتجاه صحيح للمصادم  
الذرات لأنه أدى إلى إعادة ترتيب الذرات

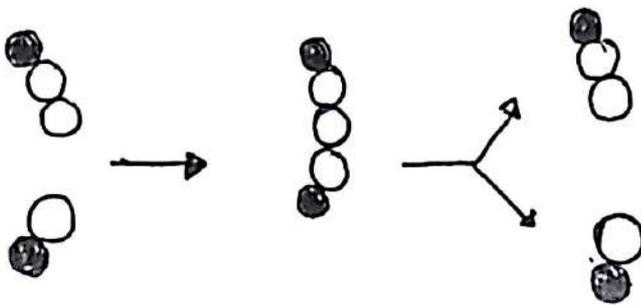


مثال ٣

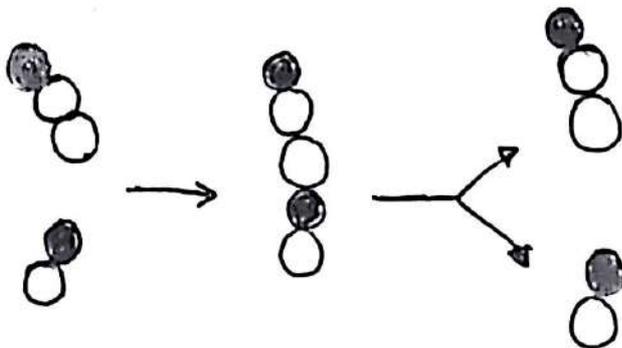
أي الأتيّة اتجاه المصادم منطبق مع التواتج



١٢

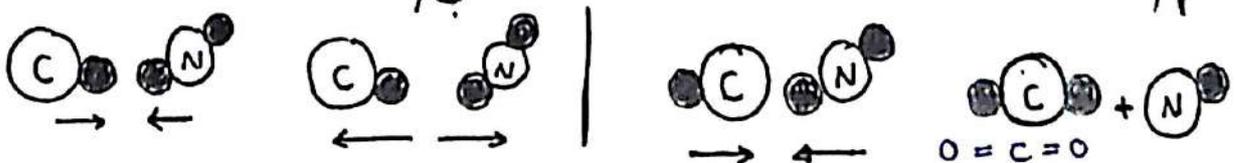


١٢



١٢

٤ / مثال ٤ أي الأتيّة اتجاه تصادمه صحيح للتفاعل  $(CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO)$



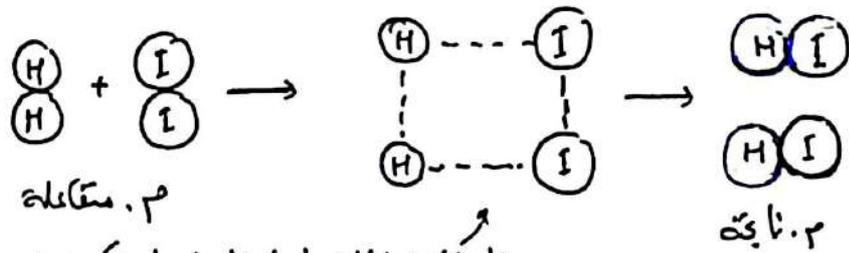
# المعقد المنشط #

عند حدوث التصادم الفعال تتكون جسيمات تسمى المعقد المنشط .

- هو حالة انتقالية بين م. المتفاعلة / م. الناتجة .
- ليس له بناء مستقر ( حالة غير مستقرة من تبعج الذرات ) .
- يمتلك أعلى طاقة وضع ( طاقة وضع المعقد المنشط  $H_c$  ) Complex
- مرحلة يبدأ فيها تكسر الروابط وتكوين روابط جديدة .
- سرعان ما يتفكك المعقد المنشط مكوناً م. الناتجة .

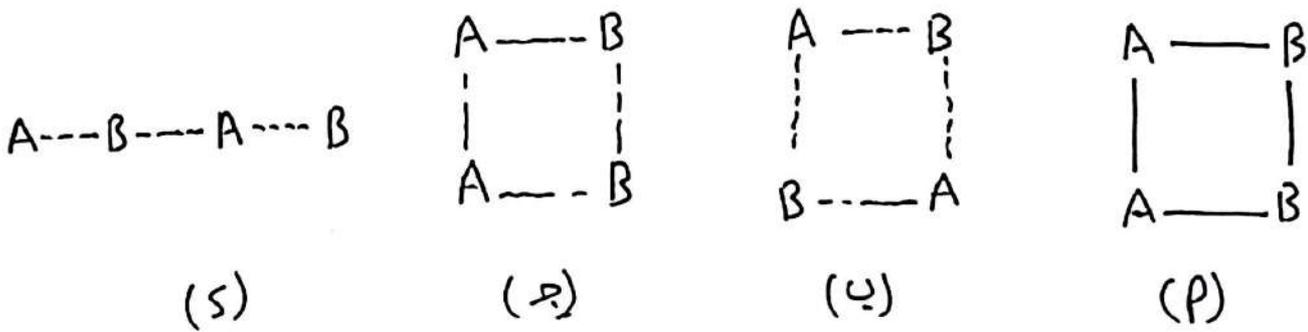
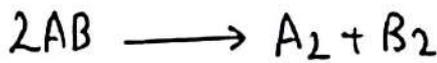
مثال 1 / أرسم بناء المعقد المنشط  $H_2 + I_2 \longrightarrow 2 HI$

\* يتوقع أن تنكسر الرابطة بين  $H-H$  و  $I-I$  لتكون رابطة بين  $H-I$  و  $H-I$



بناء المعقد المنشط / الروابط تكون فيه متقطعة / مرحلة انتقالية .

س / رسم بناء المعقد المنشط المتكون عن التفاعل



# طاقة التنشيط :-

رمزها  $E_a$  ، لكل تفاعل و هي خاصة به .

\* تدعى بالحد الأدنى من الطاقة اللازمة لبدء التفاعل / وكذلك هي الحد الأدنى من الطاقة

- الحركية اللازمة لكسر الروابط بين ذرات م. المتفاعلة لتكوين روابط جديدة بين م. الناتج .
- \* الحد الأدنى من طاقة الحركة التي يجب ان تمتلكها المتفاعلات كي تبدأ التفاعل وتكون المعقد المنشط .
- \*  $E_a$  لا تتغير بتغير درجة الحرارة .

\* و هي علاقة عكسية بالسرعة عكسية . صحت كما كانت  $E_a$  عالية فإن عدد الدقائق المحتملة لها أقل ، تصادمات أقل لذلك تكون السرعة أقل و زمن تفاعل أكبر

مقدمة: التفاعلات من حيث الطاقة نوعين / طارد وماص للطاقة .  
 لتقدير التفاعل طارد أم ماص للطاقة يجب الفرق بين طاقات المواد  
 وهذا الفرق يسمى التغير في المحتوى الحراري ( $\Delta H$ ) .

ويمكن حساب  $\Delta H$  من خلال  $\Delta H = H_p - H_r$  - ط. م. ناتجة - ط. م. متفاعلة

Product نوابج  $\Delta H = H_p - H_r$

متفاعلات Reactant

وكذلك كتب  $\Delta H$  من  $\Delta H = E_{q1} - E_{q2}$  تفاعل امامي - تفاعل عكسي

$\Delta H = E_{q1} - E_{q2}$

ومنه  $\Delta H$  قد تكون (موجبة / سالبة)

بماص

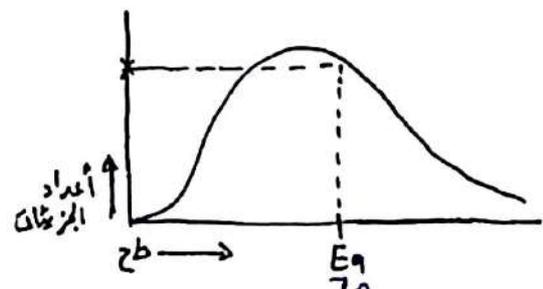
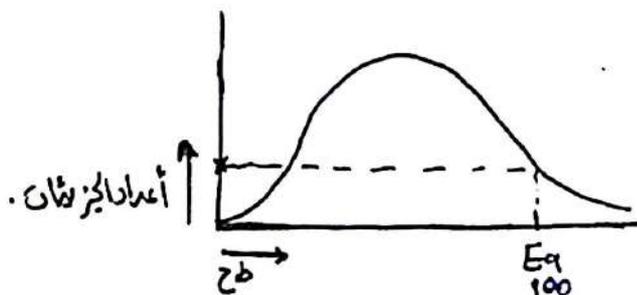
خلاصة يعتبر التفاعل ماص للطاقة إذا كانت ط. النوابج في الأكبر /  $\Delta H$  موجبة  
 و  $E_{q1}$  الامامي هي الأكبر .

ويكون التفاعل طارد للطاقة إذا كانت ط. المتفاعلات هي الأكبر /  $\Delta H$  سالبة  
 و  $E_{q2}$  العكسي هي الأكبر .

\* توضيح علاقة  $E_{q1}$  بالسرعة بـ

عندما تكون  $E_{q1}$  اللازمة لحدوث التفاعل منخفضة فلتذا يعني عدد كبير من الجزيئات تملك  
 طاقة كافية لبدء التفاعل وتكوين المعقد المنشط / فبذلك تزداد سرعة التفاعل  
 ويزداد احتمال تكون النوابج .

لكن إذا كانت  $E_{q1}$  اللازمة للتفاعل عالية فهذا يعني عدداً قليلاً من الجزيئات تملك  
 طاقة كافية لتكوين المعقد المنشط / بذلك تكون سرعة التفاعل بطيئة .



+ المواد المتفاعلة تمتلك طاقة تسمى ط. وضع المواد المتفاعلة أو المحتوى الحراري لـ م. المتفاعلة ويرمز له  $(H_R)$ .

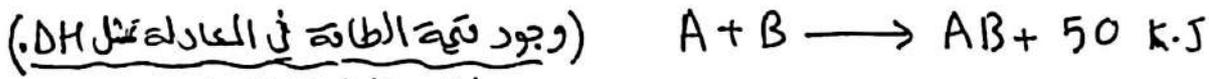
- المواد الناتجة تمتلك طاقة تسمى ط. وضع المواد الناتجة أو المحتوى الحراري لـ م. الناتجة ويرمز لها  $(H_P)$

- وسنفرق بين ط. النواتج وط. المتفاعلات بين التغير في المحتوى الحراري  $(\Delta H)$

تذكير تُكتب  $\Delta H$  من  $\text{ط. ن} - \text{ط. م} = \Delta H$  إذا كانت قيمة  $\Delta H$  موجبة / ماص سلبية / طارد

$$E_{\text{ك}} \text{ أمي} - E_{\text{ك}} \text{ عكسي} = \Delta H$$

\* تسمى التفاعلات التي تكتسب طاقة / تفاعلات طاردة للطاقة.

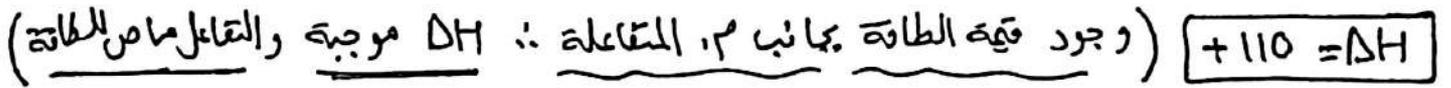
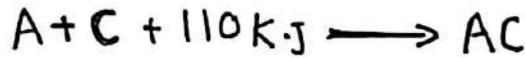


بجانب المواد الناتجة

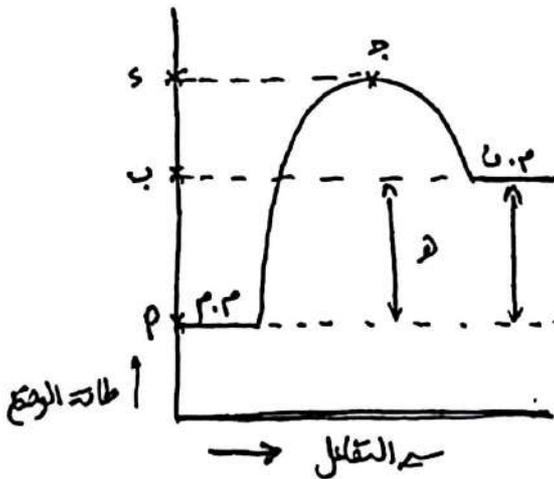
تمثل  $\Delta H$  وتسمى سالبة

تفاعل طارد للطاقة.

$$\boxed{-50 = \Delta H}$$



\* بدرجة الشكل الذي يدرس سير التفاعل والطاقة:



تبين ما يلي: م / طاقة وضع م. متفاعلة -  $H_R$

ب / طاقة وضع م. ناتجة -  $H_P$

ج / المعقد المنشط

س / طاقة وضع المعقد المنشط -  $H_C$

د /  $\Delta H$

\* التفاعل ماص للطاقة لأن

(طاقة النواتج هي الأكبر بذلك  $\Delta H$  موجبة.)

\* فرق الطاقة بين طاقة م. المتفاعلة وطاقة المعقد المنشط تسمى  $E_{a1}$  (م)

وهي الطاقة اللازمة لوصول المواد المتفاعلة لحالة المعقد المنشط

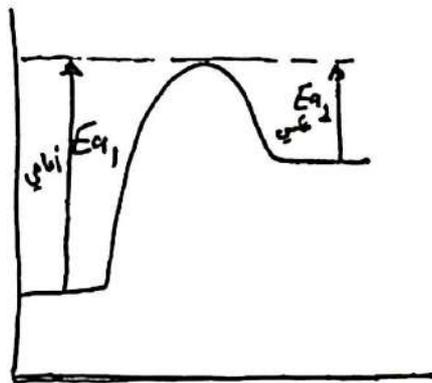
\* وكذلك فرق الطاقة بين طاقة م. ناتجة وطاقة المعقد المنشط تسمى  $E_{a2}$  (عكسي)

وهي الطاقة اللازمة لوصول المواد الناتجة لحالة المعقد المنشط.

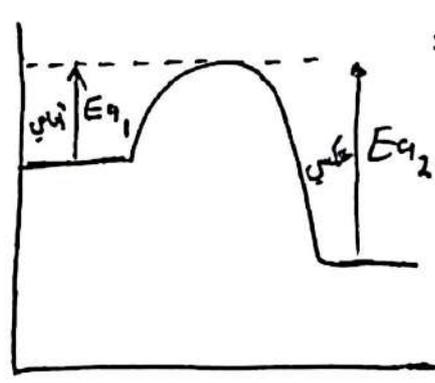
خلاصة [ طاقة المعدن المنشط =  $E_{q1}$  أمامي + ط. سقالات .  
 طاقة معدن منشط =  $E_{q2}$  عكسي + ط. نواتج .

$$\left[ \begin{array}{l} H_C = E_{q1} + H_R \\ H_C = E_{q2} + H_P \end{array} \right] \rightarrow E_{q1} = H_C - H_R$$

$$\rightarrow E_{q2} = H_C - H_P$$



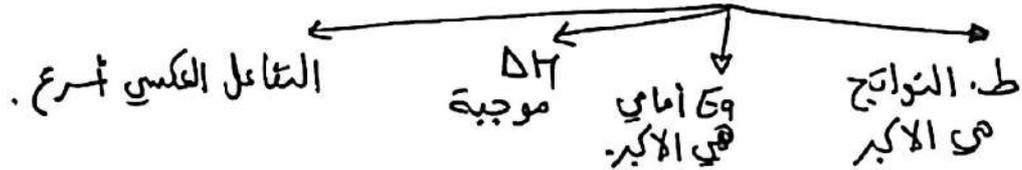
(ماص للطاقة)



(طارد للطاقة)

\* علاقة  $E_q$  بالسرعة عكسية. (في التفاعل الطارد التفاعل الأمامي أسرع)  
 (وفي التفاعل الماص للتفاعل العكسي أسرع.)

خلاصة التفاعل الماص للتفاعل

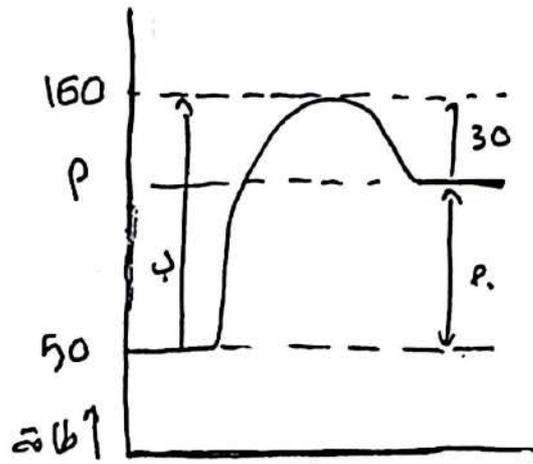


التفاعل الطارد للتفاعل:



١ / ما إذا تمثل كل من القيم  
الآتية؟

- ( ) 160  
( ) 50  
( ) 30



٢ / مادة كل رمز وما قيمته؟  
سيرة التفاعل →  
P / طاقة وضع مواد ناتجة .

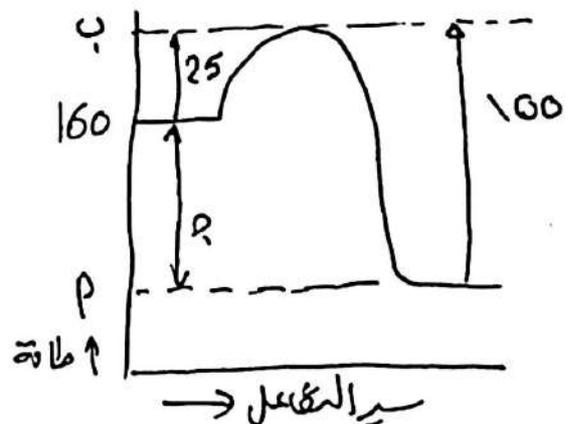
ب /  $E_a$  و  $E_a$  للتفاعل الأمامي

P. / DH

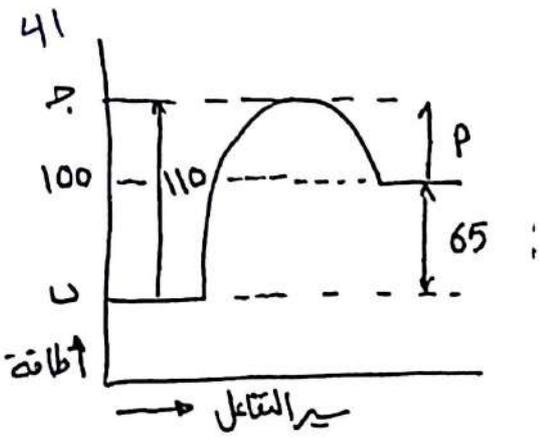
٣ / التفاعل طارد أم ماص للطاقة؟

٤ / أليها لمرع تفاعل أما صا أم تفاعل عكسي؟

تدريب ٢ / إذا كان التفاعل طارد للطاقة يجب أن تظهر  $\Delta H$  في الحل  
(بالقيمة السالبة) س / الأمام يُشير كل رمز وما قيمته؟



تدریب / ۳ بالام شیڈ کل، مز و ما عمقیتہ ؟



/ P

/ U

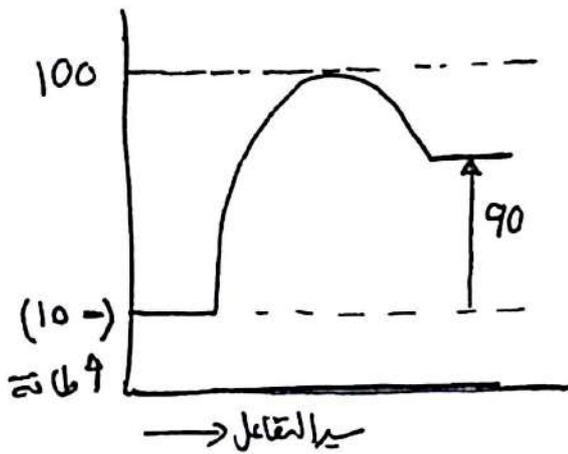
/ P

تدریب / ۴

ما نتیجہ کل من

ب / طاعة نوابج  $E_{q,1}/P$  اما میا

ب / طاعة عکسی ؟  $E_{q,2}$



تدریب / ۵ أجب بالرموز فقط !!

( / P  $E_{q,1}$  اما میا )

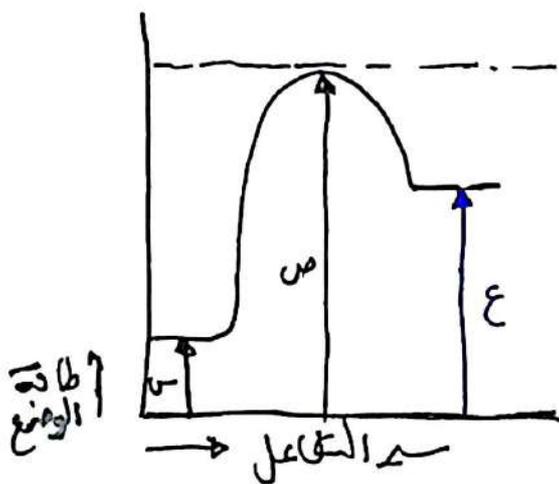
( ب /  $E_{q,2}$  عکسی )

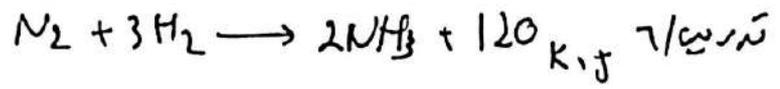
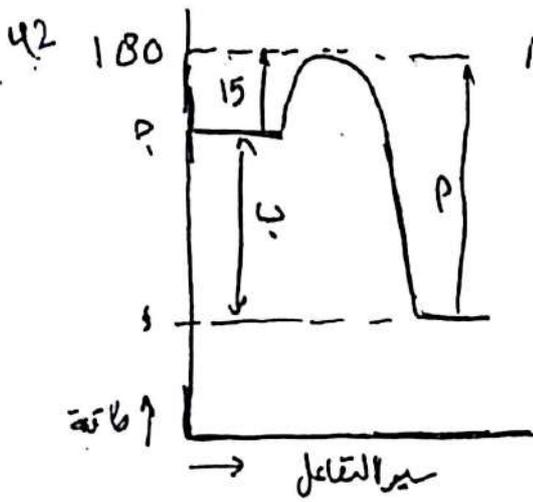
( ب / ط . معقد مستط )

( / S DH )

( و / ط . نوابج )

( و / ط . مستقامات )





١ / ما قيمة  $\Delta H$  ؟

٢ / (التفاعل طارد أم ماص)

٣ / (إلام تشير كل من الرموز الأتية) وما قيمته ؟

٤ / هل التفاعل الأمامي أم التفاعل العكسي أسرع ؟

تدريسي ٧ / إذا كانت ط. المواد المتفاعلة = 25 kJ ، وكان التغيير في المحتوى الحراري للتفاعل = 45 kJ ، وكانت ط. العكس = 55 kJ ، جد كل من بقية kJ .

$$\Delta H = H_p - H_R$$

$$45 = H_p - 25$$

$$H_p = 45 + 25 = 70$$

أ / طاقة النواتج

$$\text{ط. م. منتج} = \text{ط. م. متفاعل} + \text{ط. م. منتج}$$

$$\text{ط. م. منتج} = \text{ط. م. متفاعل} + \text{ط. م. منتج}$$

$$70 + 55 = 125 \text{ kJ}$$

ب / طاقة متفاعل

$$\text{ط. م. متفاعل} + \text{ط. م. منتج} = \text{ط. م. متفاعل} + \text{ط. م. منتج}$$

$$25 + X = 125$$

$$X = 125 - 25$$

$$\text{ط. م. متفاعل} = 100 \text{ kJ}$$

ج /  $E_a$  /  $E_a$  الأمامي

$\Delta H$  قيمة موجبة  $\therefore$  التفاعل ماص للطاقة

١٥ / إذا علمت أن قيمة  $\Delta H = -80 \text{ kJ} / \text{ط. نوايح} = 15 \text{ kJ} / \text{طاقة معقدة نشطة}$  ١٥  
 اصب  
 ١ / ط. م. متفاعلة (HR)  
 ٢ /  $E_a$  تتفاعل عكسي: ( $E_{a2}$ )  
 ٣ / ط. تنشيط تتفاعل أمامي: ( $E_{a1}$ )

$150 =$   
 كج  
43

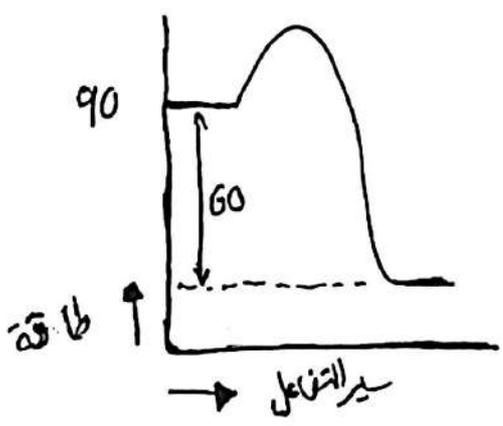
١٦ / إذا كانت  $E_a$  أمامي  $= 70$  وكان التغير في المحتوى الحراري  $(-50)$   
 فإن  $E_a$  للتفاعل العكسي = بوصة ك. ج.

٢٠ / ٢٥      ٥٥ / ٥٠      ١٢٥ / ١٥      ٧٥ / ١٥

١٧ / إذا كانت  $E_a$  أمامي  $= 70$  و  $E_a$  عكسي  $= 50$  فإن قيمة  $\Delta H = ?$  ١٧  
 ٢٠ / ٢٥      ٥٥ / ٥٠      ١٢٥ / ١٥      ٧٥ / ١٥

١٨ / أي التفاعلين أسرع تكون أم تفكك (AB) ؟  $A+B \rightleftharpoons AB + 110 \text{ kJ} / \text{س}$

تدریب / إذا علمت أن ( $E_a$  أمامي تاري ثلث  $E_a$  عكسي في الشكل الآتي) :-  
 ١ / ما قيمة طاقة معقدة نشطة ب /  $E_a$  أمامي ج /  $E_a$  عكسي.



لتر / إذا علمت أن  $H_c = H_p$  أربع أضعاف  $H_p$   
 $H_c = H_p$  ست أضعاف  $H_p$

$$120 = E_{a2}$$

أوجد قيمة  $(E_{a1} / \Delta H / H_R / H_c / H_p)$  ؟  
 الجواب / (24 / 144 / 36 / -12 / 108) .

لتر / إذا علمت أن  $H_p$  اقل من  $H_R$  بـ 30

أوجد قيمة  $(H_p , E_{a1} , H_R)$   $E_{a2} = 110 / H_c = 150$   
 الجواب (70 / 80 / 40) .

لتر /  $AB + 40_{KJ} \rightarrow A + B$  إذا علمت أن  $(H_c = 130) (E_{a2} = 100)$

أوجد قيمة  $(\Delta H , H_p , E_{a1} , H_R)$  ؟  
 الجواب ( -10 / 140 / 30 / +40 ) .

## العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي //

المدى من درجة الحرارة الملوثة في السرعة لزيادة السرعة أو ارتباطا .

1) طبيعة المواد المتفاعلة :- (تفاعل ملول KI مع ملول AgNO<sub>3</sub> أسرع من تفاعل ملول KI و AgNO<sub>3</sub>)  
وسرعة ظهور اللون الاصفر AgI بشكل أكبر

تفسير!! تفاعل المركبات الأيونية على شكل محاليل أسرع في تفاعلها وهي بالذات الصلبة لأن الأيونات (+ و -) تكون حرة الحركة فيحل تصادمها لتزداد أعداد التصادمات الكلية المحققة لتزداد التصادمات الفعالة فتزداد السرعة .

كذلك النشاط الكيميائي للعنصر له أثر في سرعة التفاعل .

مثال / Na الصوديوم أسرع تفاعلا مع الماء من Mg المغنيسيوم وذلك لأن Na أكثر نشاطاً من Mg وكذلك تفاعل Mg المغنيسيوم مع ترات الفضة أسرع من تفاعل الفضة مع لأن Mg أنشط كيميائياً من Cu.

2) تراكيز المواد المتفاعلة :-

تؤدي زيادة تركيز م. المتفاعلة أو زيادة الضغط في التفاعلات الغازية .  
لزيادة عدد الجسيمات في وحدة الحجم / لتزداد أعداد التصادمات الكلية المحققة بينها .  
وهذه يزيد فرص التصادم بين الجسيمات في الاتجاه الصحيح لتزداد أعداد التصادمات الفعالة فتزداد السرعة للتفاعل .

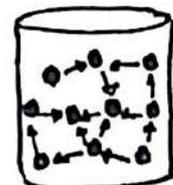
مثال 1 / تم وضع كتلة معينة من Zn في ملول حمض HCl بتركيز 1M (في أنبوب 1) وكذلك نفس كتلة Zn في ملول حمض HCl لكن بتركيز 0.1M وفي الفترة الزمنية ذاتها تلاحظ أن كميات غاز H<sub>2</sub> المتصاعد في (الأنبوب 1) أكبر منها في (الأنبوب 2)

مثال 2 / سرعة التفاعل للواد مع الأكسجين النقي أكبر من سرعة تفاعلها مع الهواء .

// في المثالين (1+2) سرعة التفاعل مرتبطة بالتركيز بزيادة التركيز تزيد السرعة

في المثال 1 / لزيادة تراكيز HCl / وفي المثال 2 / لزيادة تركيز O<sub>2</sub> .

زيادة عدد التصادمات بزيادة تركيز المادة / الجسيمات المتفاعلة .



3] مادة سطح المواد المتفاعلة : ( في حالة الصلابة ) .

من المعروف بزيادة مساحة سطح المواد الصلبة المعرضة للتفاعل، تزداد عدد المصادر ذات الفعالة لتزداد سرعة التفاعل .

توضيح :  $p$  / احتراق نشارة الخشب بسرعة أكبر من احتراق قطعة الخشب (لأن نفس الكتلة)

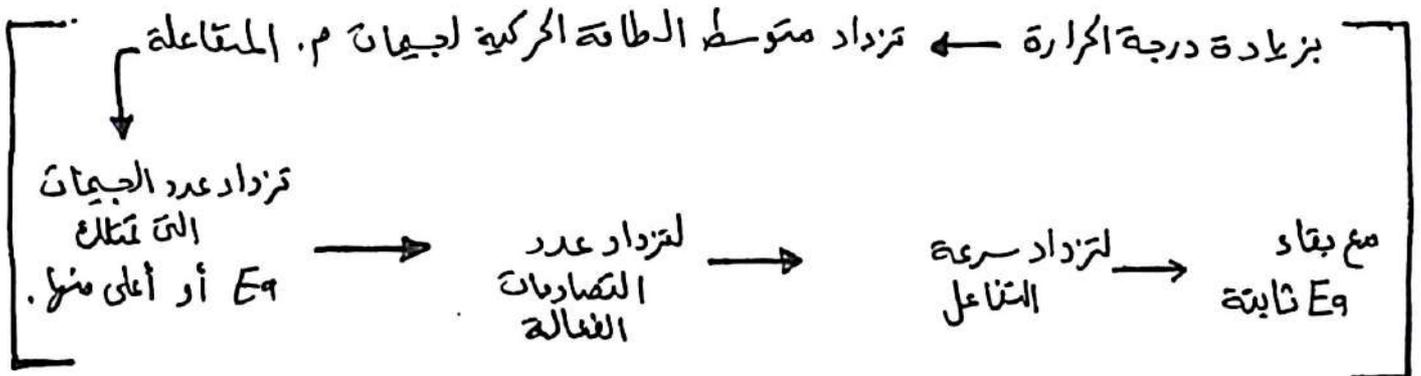
$p$  / تفاعل برادة الحديد مع حمض  $HCl$  أسرع من تفاعل قطعة الحديد (لأن نفس الكتلة) .

$p$  / تفاعل المادة الصلبة على شكل مسحوق أسرع من تفاعل كتل صغيرة

وكذلك من تفاعل قطعة واحدة كبيرة (على افتراض لهم نفس الكتلة) .

وهذا يعود بزيادة مساحة السطح المعرض للتفاعل تزداد أعداد المصادر الكلية لتزداد أعداد المصادر الفعالة لتزداد سرعة التفاعل .

4] درجة الحرارة :



منحنى الشكل الموضح حيث  $T_2 > T_1$

\* بزيادة درجة الحرارة فان متوسط الطاقة الحركية

للجسيمات عند حراره  $T_2$  أكبر منها عند حراره  $T_1$ .

(والرليل ٢٣ < ١٢)

\* بزيادة درجة الحرارة نلاحظ

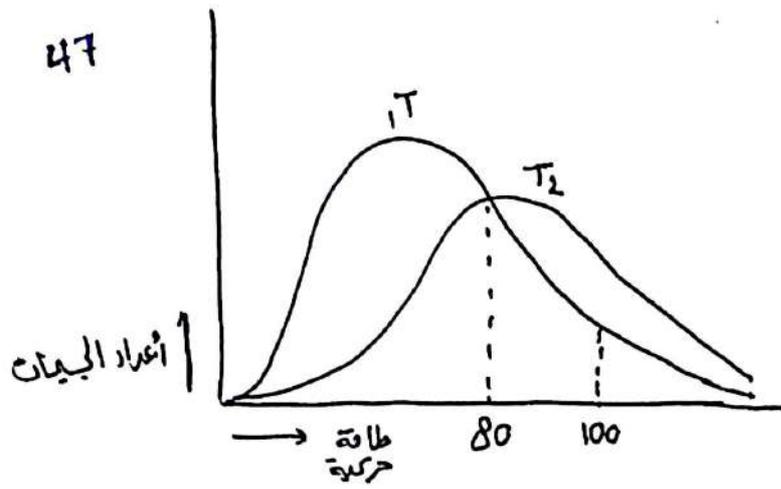
إزدياد عدد الجسيمات التي

تمتلك  $E_q$  حيث

عدد الجزيئات عن  $T_2$  تقلص

أكبر من عدد الجزيئات عن  $T_1$  وتمثل من .

بذلك بزيادة عدد الجزيئات التي تمتلك  $E_q$  تزداد سرعة تصادمها لتزداد عدد المصادر الفعالة فتزداد السرعة

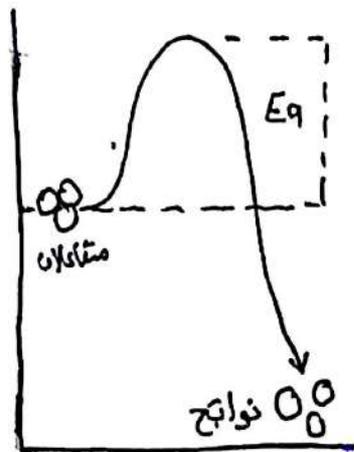


س/ أي القيم تمثل قيمة  $E_a$   
 لهذا التفاعل هل هي  
 (80 / 100) ؟

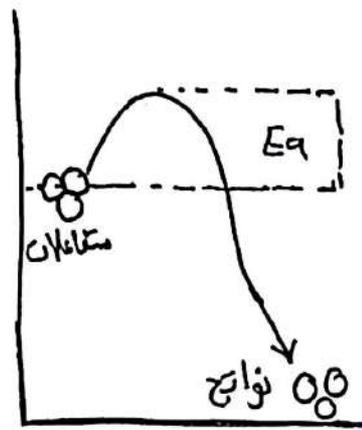
5] العامل المساعد: (الحافز) :-

العامل المساعد: مادة تزيد من سرعة التفاعل الكيميائي (دون أن تتبرك) أثناء التفاعل (كتلة ع. المساعد قبل التفاعل وعند انتهاء التفاعل هي نفس) من خلال تقليل  $E_a$ .

بينت التجارب أن العامل المساعد يوفر / يُقدِّم مساراً بديلاً للتفاعل بحيث يقلل  $E_a$  مما يجعل حدوث التفاعل أسرع وفي زمن أقل.



سيرة التفاعل بدون (عامل مساعد)



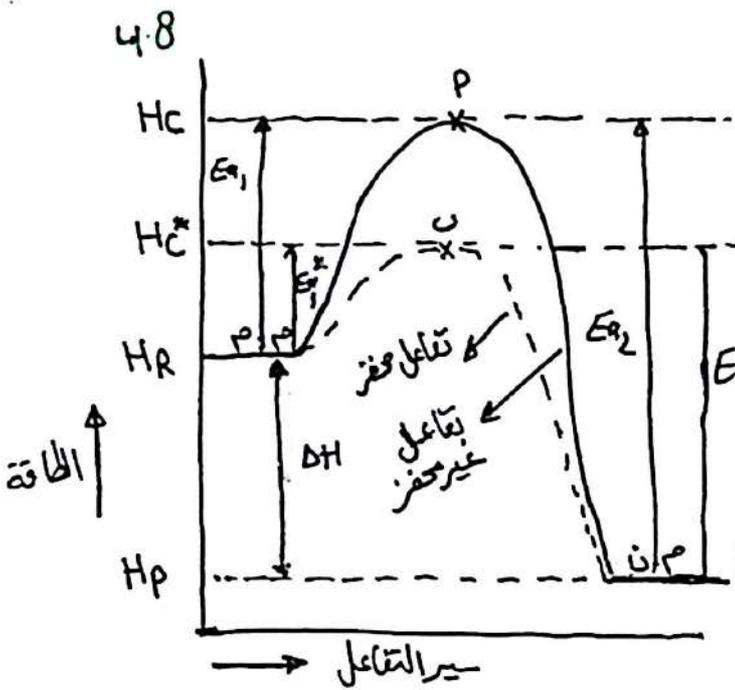
سيرة التفاعل بوجود (عامل مساعد)

نلاحظ بوجود  
 (وجود عامل مساعد)  
 $H_p$   
 $H_R$   
 $\Delta H$   
 لم تتغير

نلاحظ بأن طاقة التنشيط  $E_a$  للتفاعل المحفز (بوجود عامل مساعد) أقل من  $E_a$  للتفاعل الغير محفز / لكن طاقة م. المتفاعلة و م. الناتجة لا تتأثر بوجود العامل المساعد.

س/ ما أثر العامل المساعد في كل من ؟

- السرعة الإمامية والعكسية (يزيد بها)
- طاقة مفقودة منتظ (يقللها)
- $E_a$  أمامية وعكسية (تقل)
- (ط. نواتج / ط. متفاعلات /  $\Delta H$  لا تتأثر)



س الام بيير كل رمز من هذه الرموز ؟  
 / P المعقد المنتج بغياب ع. مساعد .  
 / B المعقد المنتج بوجود ع. مساعد .  
 Hc طاقة مدعة منتج بغياب ع. مساعد  
 Hc\* طاقة مدعة منتج بوجود ع. مساعد  
 Ea1 طاقة تنشيط تفاعل اصامي بغياب ع. م  
 Ea1\* طاقة تنشيط تفاعل اصامي بوجود ع. م  
 Ea2 طاقة تنشيط تفاعل عكسي بغياب ع. م  
 Ea2\* طاقة تنشيط تفاعل عكسي بوجود ع. م

$\Delta H$  التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$  / (HR) طاقة وضع متعلقات

(Hp) طاقة وضع النوايج ( في حال وجود منحنيان ) يجب ان تكون الإجابة أكثر دقة ( يوجد / بغياب عامل مساعد )

✓ ✓ قيم الطاقات (الأقل) تدل على أن التفاعل بوجود العامل المساعد ..

القوانين التي تم تحقيرها سابقاً القديس عليها يوجد عمل مساعد / بغياب عامل مساعد

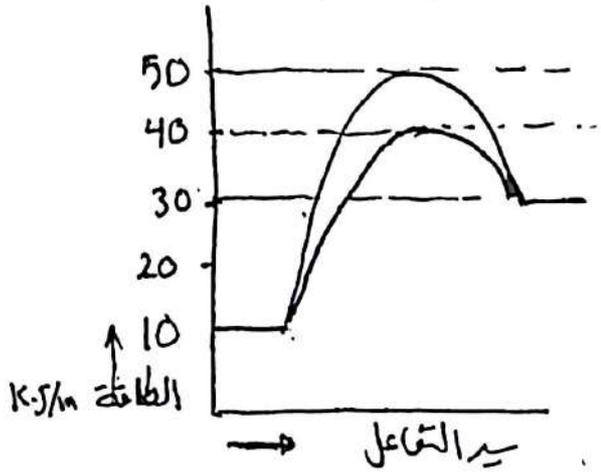
ط. مدعة منتج = $E_a$ / بوجود بغياب		$\Delta H = \text{ط. ن} - \text{ط. م}$ ✓
ط. مدعة منتج = $E_a$ / بوجود بغياب		$\Delta H = E_a \text{ اصامي} - E_a \text{ عكسي}$ ✓
ط. مدعة منتج = $E_a$ / بوجود بغياب		بوجود بغياب

✓ احتاج // الفرق الذي يدهه العامل المساعد في كل من  
 (طاقة مدعة منتج)

( $E_a$  اصامي و  $E_a$  عكسي) مقدار ثابت

عبارة عند استخدام عامل مساعد تنخفض  $E_a$  اصامي بمقدار 10 KJ  
 كذلك " " " " تنخفض  $E_a$  عكسي " " " " بمقدار 10 KJ  
 وكذلك طاقة المعقد المنتج يقل بمقدار 10 KJ

مسألة 1/ سندرس التغيرات في الطاقة بوجود وبغياب عامل مساعد.



1/ ط. مستقالات  $H_R$  (10)

2/ ط. نواتج  $H_P$  (30)

3/ التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$  (20)

4/  $E_{a1}$  (40) ع. أصلي بدون عامل مساعد

5/  $E_{a1}^*$  (30) ع. أصلي بوجود عامل مساعد

6/  $E_{a2}$  (20) ع. عكسي بغياب عامل مساعد

7/  $E_{a2}^*$  (10) ع. عكسي بوجود عامل مساعد

8/ طاقة مفقودة منتجة بغياب ع. مساعد (50)  $H_c$

9/ طاقة مفقودة منتجة بوجود ع. مساعد (40)  $H_c^*$

10/ الفرق في الطاقة الذي يقلله ع. المساعد = (10)

مسألة 2/

في تفاعلها إذا كان  $\Delta H$  قيمته = (-40) و طاقة م. مستقالات = 70

و  $E_{a1}$  أصلي (دون عامل مساعد) (110) // طاقة مفقودة منتجة بوجود ع. = (80)

1/ احسب  $E_{a2}$  التفاعل العكسي بدون عامل مساعد ( $E_{a2}$ )

$$ط. م. منتج = ط. م. متفاعل + E_{a1}$$

$$70 - ط. م. = 40$$

$$70 + ط. م. = 70 +$$

$$ط. م. = 30$$

$$30 + P = 180$$

$$30 -$$

$$\frac{-30}{150} = P$$

$$ط. م. منتج + E_{a1} = ط. م. متفاعل$$

بدون بدون

$$70 + 110 = 180$$

2/  $E_{a1}^*$  (10) ع. أصلي بوجود عامل مساعد

$H_c^*$  ∴ ط. مفقودة منتجة بوجود = 80

$H_c$  ط. مفقودة منتجة بغياب ع. م. = 180

الفرق في الطاقة = 100 ( $\Delta H$  - التفاعل ط. رد للطاقة)

$E_{a2}$  (أي بغياب) 110 /  $E_{a1}$  (أي بوجود) 110 - 100 = 10

مثال ٢/١ تعامل انتراضي ط، مستقلا ح = (110 kJ) و ط. معقد منتظ بدون عامل مساعد (80 kJ) و ط. المعقد المنتظ يو. يوجد ح (140 kJ) (180 kJ)

اجب ١ - ع. يوجد بدون ح - ع. ا. م. يوجد  
٣ - التعديل في المحتوى الحراري ح - حل التفاعل طارد ام ماص للحرارة

$$\text{الفرد في الطاقة} = 40 \text{ kJ} \quad 180 - 140 = 40$$

١ / ط. م. منتظ بغياب = ع. بغياب + ط. ن.

$$\begin{array}{r} 80 \\ -80 \\ \hline \end{array} + x = \frac{180}{-80}$$

$$\boxed{100 = \text{ع. بغياب}} = \frac{100}{100}$$

$$\text{ع. يوجد} = 60$$

$$\Delta H = H_p - H_r \quad \Delta H = \text{ط. ن.} - \text{ط. م.}$$

$$\Delta H = 80 - 110 \quad \Delta H = 110 - 140 = -30$$

$$\Delta H = -30 \quad \Delta H = -30 = \text{ط. ن.}$$

٤ / التفاعل طارد الطاقة  $\Rightarrow$  لان  $\Delta H$  قيمه سالبة.

(لان طاقة المتفاعلات هي الأكبر من ط. النواتج)

١٢ / ع. ا. م. يوجد:

$$\Delta H = \overset{\text{يوجد}}{E_{a1}} - \overset{\text{يوجد}}{E_{a2}}$$

$$\begin{array}{r} -30 = x - 60 \\ +60 \quad +60 \end{array}$$

$$\boxed{30}$$

حل آخر / طاقة معقد منتظ / يوجد = ع. ا. م. يوجد + طاقة متفاعلات

$$H_c^* = E_{a1}^* + H_r$$

$$140 = y + 110$$

$$\begin{array}{r} -110 \\ -110 \end{array}$$

$$E_{a1}^* = 30 = (\text{ع. ا. م. يوجد})$$

51  
 \* الانزيمات في أجسامنا تعمل كعوامل مساعدة في تسريع حدوث التفاعلات في الخلايا.  
 حيث تخفف طاقة التنشيط للتفاعل.

مثال / انزيم الكيراز يحفز التمثال المائي لمحلل السكر لتكوين الفركتوز والجلوكوز ككريات  
 أحادية بسيطة لإمداد الجسم بالطاقة.

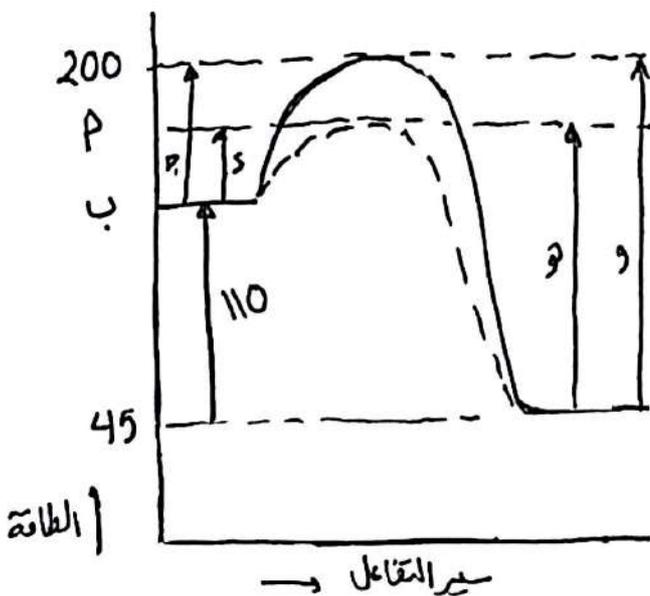
مثال / ٤ اعتماداً على البيانات في الجدول أجب عن الأسئلة أدناه

$E_{a1}$ أممي $E_a$	$E_{a2}$ $E_a$ عكسي	$H_c$	$H_p$	سير التفاعل
D	170	ب	P	دون عامل مساعد
80	D	150	40	بوجود عامل مساعد

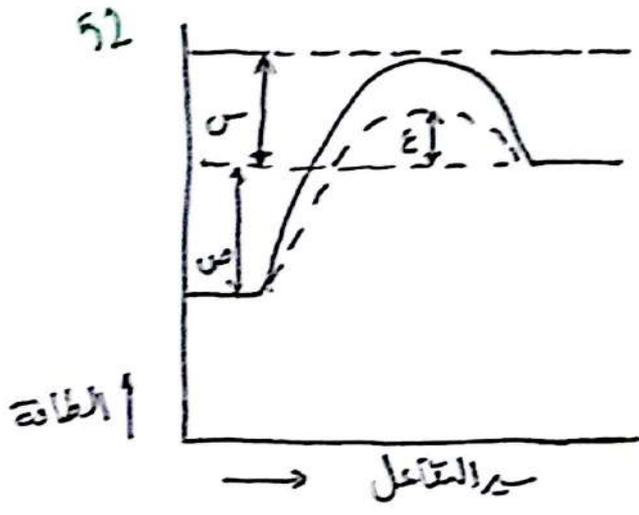
١/ الإلام بغير كل من الرموز  
 الأنيمة (P/D/S)؟  
 وما قيمتها؟  
 ٢/ هل التفاعل طارد  
 أم ماص للطاقة؟

مثال / ٥ إذا علمت أن  $E_a$  أممي تنخفض بمقدار  $20 \text{ kJ}$  عند استخدام العامل المساعد

١/ الإلام بغير كل رمز وما قيمته؟



سؤال ٦ - أجب بالرموز



١/  $E_a$  أما ما يوجد عامل مساعد ( )

٢/  $E_a$  أما ما يغيّر عامل مساعد. ( )

٣/  $E_a$  عكسي يغيّر عامل مساعد. ( )

٤/  $E_a$  عكسي بوجود عامل مساعد. ( )

٥/ التغير في المحتوى الحراري. ( )

٦/ مقدار النقص في  $E_a$ . ( )

سؤال ٧

إذا عاينت أن  $E_a$  أمامي بغياب  $M.E = 90$ .

و  $E_a$  عكسي بدون  $M.E =$  ثلاث  $E_a$  أمامي بدون  $M.E$ .

$\Delta H =$  خمسة أضعاف النقص في  $E_a$ .

طاقة النواتج = ٤ أضعاف  $E_a$  عكسي بدون.

ما قيمة  $E_a$  عكسي بدون ،  $\Delta H$  ، طاقة النواتج ، طاقة المتفاعلات.

التركيب في  $E_a$  ،  $E_a$  عكسي بوجود  $M.E$  ،  $E_a$  أمامي بوجود  $M.E$ .

طاقة مفكدة منتظ بوجود  $M.E$  ، و طاقة مفكدة منتظ بغياب  $M.E$ .

سؤال ٨ من البيانات الواردة في الجدول أجب عما يلي :-

البيانات	طاقة وضع النواتج	$\Delta H$	ط. مفكدة منتظ	$E_a$ عكسي
الطاقة k.J	50	+20	70	بغياب $M.E$ مساعد
				110

ما قيمة كل من ؟ ط. م /  $E_a$  عكسي بوجود /  $E_a$  أمامي بغياب  $M.E$  / ط. ومفكدة منتظ بغياب

$E_a$  أمامي بوجود /  $E_a$  أمامي بغياب / التركيب الحراري أصغره العامل المساعد.

53

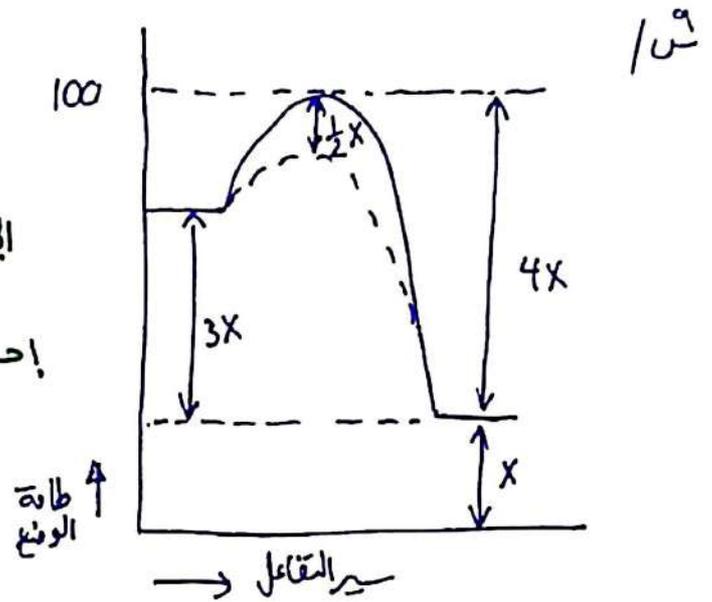
احسب نتيجة كل من

؟  $(E_{q2}, H_c^*, H_p)$  الفرق

الجواب (80 / 10 / 90 / 20)

؟  $(E_{q1}, E_{q2}, \Delta H)$

الجواب (10 / 20 / -60 / 70)



ن/ إذا علمت أن  $E_{q1} = 90$  ،  $E_{q2} = \frac{1}{3} E_{q1}$

$\Delta H =$  جزء أضغاف التقص في  $E_q$

$H_p$  أربعة أضغاف  $E_{q2}$

أوجد  $(E_{q2}, H_p, \Delta H, \text{الفرق}, E_{q1}^*, E_{q2}^*, H_c, H_c^*, H_R)$   
 الجواب (30 / 120 / 60 / 12 / 78 / 18 / 150 / 138 / 60)

ن/ التقص في  $E_q$  بفعل العامل المساع  $\frac{1}{3} E_{q1} = |\Delta H| = 60$

$$\frac{1}{5} E_{q2} =$$

أوجد الفرق؟ نفترض التقص  $x$

$$3x = E_{q1}$$

$$5x = E_{q2}$$

$$\Delta H = E_{q1} - E_{q2}$$

$$-60 = 3x - 5x$$

$$-60 = -2x \quad \underline{x = 30}$$

$\Delta H$  (التفاعل طارد) :  $E_{q1} < E_{q2}$

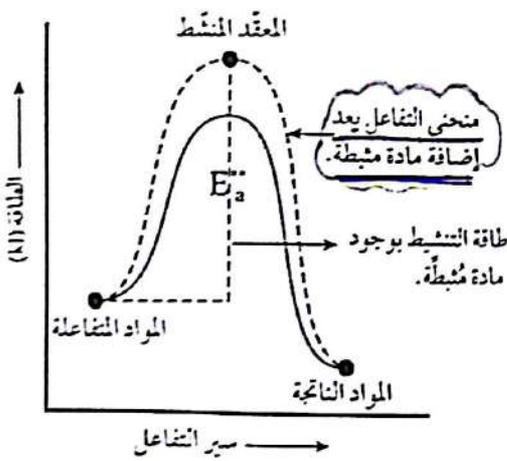
ب/ أوجد قيمة  $(E_{q1}, E_{q2}, H_p, \Delta H)$   
 الجواب (90 / 150 / 120 / 60)

- ط. متاعلات ( )  
 ط. المعقد المنشط ( )  
 و. عكسي ( )  
 ز. زمن حدوث التفاعل ( )  
 ح. التغير في المحتوى الحراري ( )

## تقليل تلف الأطعمة

## الإثراء والتوسع

تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة؛ فعند إعداد الطعام نزيد درجة الحرارة لإنضاجه. ولكن ترك الأطعمة في درجة حرارة الغرفة مدة طويلة يؤدي إلى تلفها؛ بسبب حدوث تفاعلات كيميائية، فالتفاعلات الكيميائية التي تسبب تلف الأطعمة تكون أسرع كثيراً عند درجة حرارة الغرفة منها عند وضع الأطعمة في الثلاجة. وبهذا تكون المحافظة على الأطعمة من التلف بحفظها في الثلاجة لضبط التفاعلات التي تحدث وتسبب تلفها. وكذلك بإضافة المواد الحافظة، ففي الصناعات الغذائية بوجه عام تُستخدم طرائق مختلفة لحفظ الأطعمة، منها التجميد والتجفيف؛ أيضاً تُستخدم مواد تسمى المثبطات Inhibitors، وهي مواد تقلل من سرعة التفاعل عن طريق زيادة طاقة التنشيط، ومن أمثلتها: المواد الحافظة، وهي مواد مضادة للأكسدة؛ لأن الأكسدة تسبب تلف الأطعمة ولاسيما تلك التي تحتوي على الدهون مثل الأجبان. واستعمال المواد الحافظة آمن في المنتجات الغذائية، وتزيد من مدة صلاحية الغذاء، ومن أنواع المواد الحافظة: مضادات البكتيريا، وهي مركبات كيميائية لها رموز وأرقام، مثل المركبات E(220 - 227)، الذي يدخل ثاني أكسيد الكبريت  $SO_2$  في تركيبها الأساسي وتُستخدم في حفظ الفواكه.



\* المثبطان / تقلل من سرعة التفاعل عن طريق زيادة طاقة التنشيط  $E_a$ .

أبتلة :

1/ العبارة الصحيحة فيما يتعلق بالعامل المساعد :

- أ / يزيد من  $E_a$   
 ب / يقلل  $\Delta H$  للتفاعل  
 ج / يقلل  $E_a$  للمنتج  
 د / يزيد من ط. التوايح

2/ عند زيادة مساحة سطح المتفاعلة المرصبة للتفاعل عند الظروف نفس فان العبارة الصحيحة :

- أ / نقل السرعة ب / يزداد التركيز ج / نقل درجة الحرارة د / تزداد عدد التصادمات الفعالة.

3/ اذا كانت  $E_a$  للتفاعل الأمامي  $70 \text{ kJ}$  وقيمة  $\Delta H = -50 \text{ كيلوجول}$  فان  $E_a$  للتفاعل العكسي تساوي

- أ / 20 ب / 50 ج / 70 د / 120

55

٤ / في تفاعل ما تؤدي زيادة درجة حرارة التفاعل إلى :

P / زيادة  $E_a$  ب/ تقليل سرعة التفاعل

ج/ زيادة عدد التصادمات ١٥ / تقليل متوسط الطاقة الحركية .

٥ / تفاعل فلز Mg مع الماء أبطأ من فلز Na في الظروف نفسها يعود ذلك إلى :

P / درجة الحرارة ب/ طبيعة م. المتفاعلة ج/ التركيز د/ العامل المساعد .

٦ / في تفاعل ما إذا كانت  $E_a$  أمامي (70) و  $E_a$  العكسي (50) فإن قيمة

التغير في المحتوى الحراري للتفاعل تساوي :

P / 20 + ب/ 20 - ج/ 120 + د/ 120 -

٧ / بدراسة الجداول المبين فيه ط. التوايح و  $E_a$  الأمامي والعكسي .

أجب عن الأسئلة ( ٧ / ٨ / ٩ / ١٠ )

رقم التفاعل	ط. التوايح	$E_a$ أمامي	$E_a$ عكسي
1	20	30	70
2	80	60	20
3	35	50	80
4	60	35	15

٧ / تفاعل طارد للطاقة ويميل أكبر ط. متفاعلات رقم ( P / ١ ب / ٢ ج / ٣ د / ٤ )

٨ / تفاعل ماص للطاقة وقيمة  $\Delta H$  أقل رقم ( P / ١ ب / ٢ ج / ٣ د / ٤ )

٩ / التفاعل الأسرع كتفاعل عكسي رقم ( P / ١ ب / ٢ ج / ٣ د / ٤ )

١٠ / التفاعل الأكبر طاقة ومنتج معقد منشط هو الرقم

( P / ١ ب / ٢ ج / ٣ د / ٤ )

56 س/ في التفاعل الاتزان في توازن  $\rightarrow AB + 40K.J$  عند درجة حرارة معينة اذا علمت أن -  
 قية ط وضع م. متاعلة =  $(k \cdot J \cdot X)$  وعند اضافة العامل المساعد للتفاعل  
 انخفضت  $E_a$  اما بمقدار =  $(10 k.J)$  و أصبحت  $E_{a2}$  عكسي  $(E_{a1})$   
 تساوي  $(100 k.J)$  أجب عن (11، 12، 13، 14)

11 / كمية طاقة وضع المواد الناتجة تساوي

$(x-40)/P$      $(x+40)/B$      $(x+50)/D$      $(x-50)/S$

12 كمية  $E_a$  اما ما بوجود عامل مساعد  $(E_{a1}^*)$  :

$110/P$      $120/B$      $140/D$      $150/S$

13 كمية  $E_a$  عكسي بدون عامل مساعد  $(E_{a2})$  :

$110/P$      $120/B$      $140/D$      $150/S$

14 كمية طاقة وضع معدة منتط بدون عامل مساعد تساوي

$(x+150)/I$      $(x-150)/B$      $(x+140)/D$      $(x-140)/S$

س/ عند درجة حرارة معينة ط. الناتج أقل من ط. المتاعلات بمقدار  $= 30$   
 وطاقة معدة منتط =  $150$  ، و  $E_a$  للتفاعل العكسي =  $110_{k.J}$  أجب عن (15/16)

15 طاقة وضع مواد متاعلة تساوي

$70/P$      $60/B$      $50/D$      $40/S$

16  $E_a$  التفاعل الامامي  $(E_{a1})$  تساوي :

$70/P$      $80/B$      $90/D$      $100/S$

17 بدراسة التفاعلات الاتزان عند نفس الظروف ونفس درجة الحرارة. (أجب عن 17/18)

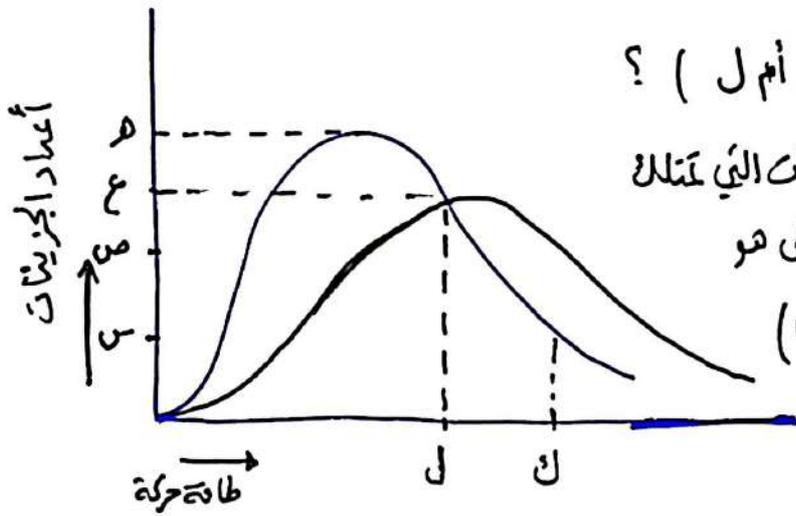
17 سرعة تفاعل أكبر لتفاعل رقم :

رقم التفاعل	1	2	3	4
$E_a$	10	40	20	30

$1/P$      $2/B$      $3/D$      $4/S$

18 الأقل سرعة عند اضافة ع. المساعد لجميع التفاعلات:  $1/P$      $2/B$      $3/D$      $4/S$

الشكل المجاور يمثل توزيع الطاقة الحركية على عدد الجزيئات عند درجتين حراريتين مختلفتين  
 (د، و) / ٢٥



أ/ أي الرسوم تمثل  $E_a$  (ك أم ل) ؟

ب/ الرسم الذي يمثل عدد الجزيئات التي تمتلك

$E_a$  عند درجة الحرارة الأعلى هو

(د / ع / ص / س)

بدراسة التفاعل الإمتزازي  $2AB + 50KJ \rightarrow A_2 + B_2$  / ٢٥  
 إذا كان  $(E_a = 80, H_c = 170)$

أ/ عند إضافة عامل مساعد للتفاعل أعلاه فإن قيمة :

أ/  $\Delta H$  أكبر من 50 ب/  $\Delta H$  أقل من 50

ج/  $H_c$  أكبر من 170 د/  $H_c$  أقل من 170

ب/ قيمة طاقة وضع مواد متفاعلة  $H_p$  تزداد :

أ/ (90) ب/ (70) ج/ (50) د/ (40)

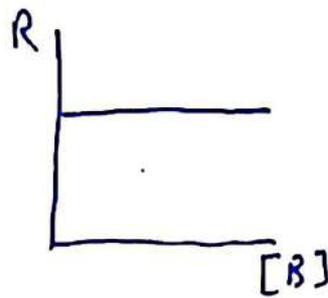
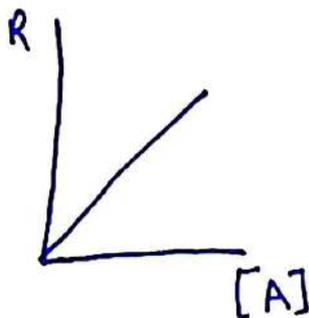
لللمرنة / العامل المستخدم في تسريع تفكك  $H_2O_2$  (أكسيد المنغنيز  $MnO_2$ ) .

بدراسة التفاعل الإختزازي :  $A + B \rightarrow AB$  / ٢٥  
 والنظ الآتي من الأشكال

فإن قانون السرعة

أ/  $R = k \cdot [A] \cdot [B]$  ب/  $R = k$

ج/  $R = k \cdot [B]^2$  د/  $R = k \cdot [A]^2$



الرتبة الصغرى بتغير تراكيز المادة المتفاعلة تبقى السرعة ثابتة .

الرتبة الاولى ، اذا تضاعفت التراكيز فان السرعة تتضاعف بالقدرة نفسه .

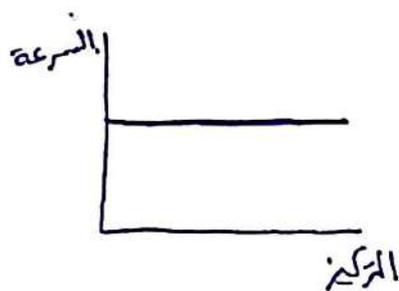
اذا تضاعفت التراكيز ٣ مرات تتضاعف السرعة ٣ مرات .

اذا نقصت التراكيز للنصف فان السرعة ستناقص للنصف .

المرتبة الثانية : سرعة التفاعل تناسب طردياً مع مربع تركيز المادة المتفاعلة .

أيما بمضاعفة التراكيز مرتين تتضاعف السرعة ٤ مرات وبمضاعفة التراكيز ٣ مرات

تضاعف سرعة التفاعل ٩ مرات .



س١٤ من خلال دراسة التفاعل العام  $A \rightarrow B$

ويطوّر الرسم الذي يدرس سرعة التفاعل مع التركيز

١ / رتبة المادة A ( ) .

٢ / قانون السرعة ( ) .

٣ / وحدة ثابت السرعة ( ) .

٤ / بمضاعفة التراكيز بمقدار ٣ مرات فان السرعة ( ) .

س١٥ يدراسة التفاعل العام  $A \rightarrow B$

١ / رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A .

٢ / قانون السرعة .

٣ / وحدة K وقيمتها .

٤ / قيمة Z

السرعة الابتدائية	[A]	( $t_3$ )
$15 \times 10^{-2}$	0.5	2
$7.5 \times 10^{-2}$	0.25	4
Z	0.8	٧

٥ / هل الزمن (٧) أكبر من 4<sub>٥</sub> أم أقل من 2<sub>٥</sub> ؟

س١٦ إذا علمت أن التفاعل من الرتبة الثانية

١ / ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A ، B ؟

٢ / قيمة K . /٢ حسب السرعة اذا كانت

تراكيز A = 0.01 وتراكيز B = 0.01 .

٤ / جد قيمة Y وتمثل السرعة في التجربة الثالثة .

السرعة الابتدائية	[B]	[A]	EXP No
$2 \times 10^{-2}$	0.01	0.01	1
$4 \times 10^{-2}$	0.02	0.01	2
Y	0.02	0.02	3

٦/ أكتب قانون السرعة إذا علمت أن التفاعل من الرتبة الأولى

EXP No.	[A]	[B]	السرعة الابتدائية
1	0.1	0.1	$3 \times 10^{-3}$
2	0.1	0.3	$9 \times 10^{-3}$

٧/ أكتب قانون سرعة التفاعل  $A + M \rightarrow AM$

EXP No.	[A]	[M]	السرعة الابتدائية
1	y	x	z
2	y	2x	4z
3	2y	2x	8z

٨/ بدلة التفاعل  $A + B \rightarrow AB$

$$k = 1.5 \times 10^2 \text{ (M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}\text{)}$$

وإذا تضاعفت تراكيز A مرتين تتضاعف السرعة بالذات نفسه.

احب سرعة التفاعل إذا كانت  $[A] = 0.1$  و  $[B] = 0.1$

٩/ إذا علمت أن ثابت السرعة للتفاعل الآتي  $R + Q \rightarrow RQ$

$$k = 1.2 \times 10^3 \text{ (s}^{-1}\text{)}$$

ولم يلاحظ بتضاعف تراكيز R مرتين بأن السرعة لم تتغير.

احب سرعة التفاعل إذا كانت  $[R] = 0.1$  و  $[Q] = 0.01$

١٠/ بدلة التفاعل الافتراضي  $u + v \rightarrow z$  عند تضاعف السرعة ٩ مرات

بتضاعف تراكيز z (٣ مرات) ببتون تراكيز y ، كما تتضاعف السرعة (٩ مرات)

عند مضاعفة تركيز كل من (z ، y) ٣ مرات فإن الرتبة الكلية للتفاعل =

3 / د

2 / ب

1 / ا

Zero / پ

١١/ في التفاعل  $A + B \rightarrow AB$  قانون السرعة  $R = k[A]^n$  فإن كل من تزاثر في سرعة التفاعل ما عدا

١/ زيادة تركيز A ب/ زيادة تركيز B ج/ زيادة الحرارة د/ إضافة ع. مساعد.

ج



1- الفكرة الرئيسة: أوضح كيف تفسر نظرية التصادم حدوث التفاعل الكيميائي.

2- أوضح المتصود بكل من: المعقد المنشط، طاقة التنشيط للتفاعل.

3- أفسر أثر كل مما يأتي في سرعة التفاعل الكيميائي:

تركيز المواد المتفاعلة، درجة الحرارة، مساحة سطح المواد المتفاعلة.

4- أستنتج من البيانات الواردة في الجدول الآتي:

110	70	+20	50	الطاقة (kJ)
-----	----	-----	----	-------------

أ. قيمة طاقة المواد المتفاعلة.

ب. قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

ج. قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي من دون عامل مساعد.

د. قيمة طاقة المعقد المنشط للتفاعل من دون عامل مساعد.

هـ. هل التفاعل ماص للطاقة الحرارية أم طارد لها؟

و. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.

5. ما تأثير العامل المساعد في كل من: طاقة المواد المتفاعلة، طاقة تنشيط التفاعل العكسي، طاقة المعقد المنشط، التغيير في المحتوى الحراري للتفاعل، زمن حدوث التفاعل.

6. في التفاعل الافتراضي:  $A + B \rightarrow C + D + 80 \text{ kJ}$ ، إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي  $55 \text{ kJ}$  وطاقة المواد الناتجة  $15 \text{ kJ}$ ، فأجد قيمة كل مما يأتي بوحدة (kJ):

أ. طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.

ب. طاقة المعقد المنشط.

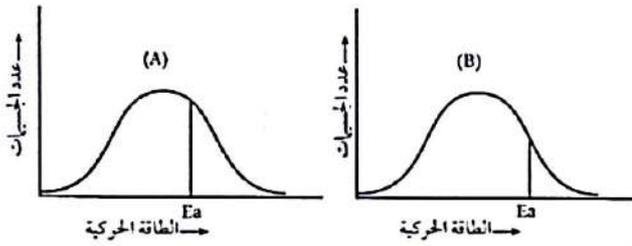
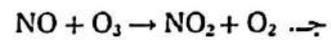
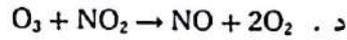
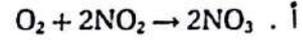
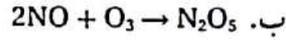


7. أختار الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:

1. يبين الشكل الآتي الاتجاه الصحيح للتصادم الفعال في تفاعل كيميائي:



إن المعادلة الكيميائية التي تمثل هذا التفاعل، هي:



2. يبين الشكل المجاور طاقة التنشيط وعدد

الجسيمات التي تمتلكها لتفاعلين افتراضيين

لهما الرمزان الافتراضيان (B, A). فإن

إحدى العبارات الآتية صحيحة:

أ. سرعة التفاعل A أقل من سرعة التفاعل B.

ب. عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة كافية لتكوين المعقد المنشط في التفاعل B أكبر منها في التفاعل A.

ج. طاقة التنشيط للتفاعل A أكبر من طاقة التنشيط للتفاعل B.

د. الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المعقد المنشط للتفاعل A أقل منه في التفاعل B.

3. في تفاعل لقطعة من الصوديوم Na وقطعة من الألمنيوم Al لهما الكتلة نفسها مع حمض الهيدروكلوريك HCl

المُخفَّف، وعند الظروف نفسها، إذا كانت سرعة تفاعل قطعة Na أكبر من سرعة تفاعل قطعة Al، فإن

العامل المؤثر في سرعة التفاعل:

ب. مساحة السطح.

أ. طبيعة المادة.

د. درجة الحرارة.

ج. تركيز المادة.

4. تؤدي إضافة العامل المساعد للتفاعل الكيميائي إلى انخفاض:

أ. قيمة التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$ .

ب. طاقة وضع المواد المتفاعلة.

د. طاقة وضع المواد الناتجة.

ج. طاقة التنشيط للتفاعل.

5. في التفاعل الافتراضي الآتي:  $X + 50 \text{ kJ} \rightarrow Y$ ، إذا علمت أن:

طاقة تنشيط التفاعل الأمامي 70 kJ، وطاقة المعقد المنشط 140 kJ، فإن قيمة طاقة المواد الناتجة kJ تساوي:

ب. 80

أ. 70

د. 120

ج. 90



سر المعادلة التي تعبر عن سرعة التفاعل الكيميائي بدلالة إحدى م.ز أو م.أ



$$R = -\frac{\Delta[\text{HCl}]}{\Delta t} \quad / \quad R = \frac{\Delta[\text{HCl}]}{\Delta t} \quad / \quad R = -\frac{\Delta[\text{ZnCl}_2]}{\Delta t} \quad / \quad R = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t}$$



تغير تراكيز  $\text{F}_2$  من (0.09) إلى (0.06M) خلال 15s  
فإن سرعة إنتاج  $\text{NO}_2\text{F}$  خلال نفس الفترة الزمنية.

$$R = -\frac{\Delta[\text{F}_2]}{\Delta t} = \frac{0.09 - 0.06}{15 - 0} \quad \text{م.ز سرعة } \text{F}_2$$

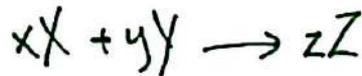
$$\frac{0.03}{15} = \frac{3 \times 10^{-2}}{15} = \frac{1}{5} \times 10^{-2} = \frac{0.2 \times 10^{-2}}{2 \times 10^3}$$

1/ سرعة  $\text{NO}_2\text{F}$  ضعف سرعة  $\text{F}_2$

$$R_{\text{NO}_2\text{F}} = 4 \times 10^{-3}$$

$$\left( \frac{0.004}{0.002} \quad / \quad \frac{0.001}{0.005} \right)$$

(س) في التفاعل المتوازن.



إذا كانت سرعة تفاعل المواد (x, y, z) بوحدة  $\text{M} \cdot \text{s}^{-1}$  خلال نفس الفترة الزمنية

$$\frac{\Delta Z}{\Delta t} = 0.048 \quad / \quad \frac{\Delta Y}{\Delta t} = 0.032 \quad / \quad \frac{\Delta X}{\Delta t} = 0.016$$

بقارنة السرعات نجد عدد المولات  
y ضعف x  
z ضعف x



$$(x=1 \quad / \quad y=2 \quad / \quad z=3)$$

Exp. No.	[NO]	[O <sub>2</sub> ]	السرعة M.s <sup>-1</sup>
1	0.1	0.2	7 × 10 <sup>-2</sup>
2	0.2	0.2	2.8 × 10 <sup>-1</sup>
3	0.1	0.4	1.4 × 10 <sup>-1</sup>

بدراسة الجدول أكتب قانون السرعة  
 1 - رتبة NO من (2,1) = 2  
 - رتبة O<sub>2</sub> من (1,3) = 1  
 - ثباتون السرعة  
 $R = k \cdot [NO]^2 [O_2]^1$

س- في تفاعل ما إذا كان التغير الكلي لتركيز م. متفاعلة = 0.1 خلال فترة زمنية (100s) فإن السرعة المتوسطة بوحدة M.s<sup>-1</sup> تساوي

$$S = \frac{\Delta [ ]}{\Delta t} = \frac{0.1}{100} = \frac{10^{-1}}{10^2} = \underline{\underline{1 \times 10^{-3}}}$$

س/ في التفاعل الآتي  $NO_2 + 2HCl \rightarrow NO + H_2O + Cl_2$

بدراسة الملوحة الآتية:

السرعة الابتدائية =  $2.8 \times 10^{-3}$  عند ما يكون تركيز HCl = 0.3  
 - قيمة ثابت السرعة k =  $1.55 \times 10^{-1}$  M<sup>-1</sup>s<sup>-1</sup>

- مضاعفة تركيز NO<sub>2</sub> مرتين يضاعف [HCl] تضاعف سرعة التفاعل مرتين  
 (فان تركيز NO<sub>2</sub> تساوي.)

ومن وحدة k التفاعل من الرتبة التالية

رتبة HCl = 1

$$R = k \cdot [HCl]^1 [NO_2]^1 \quad [NO_2]^1 = \frac{R}{k \cdot [HCl]}$$

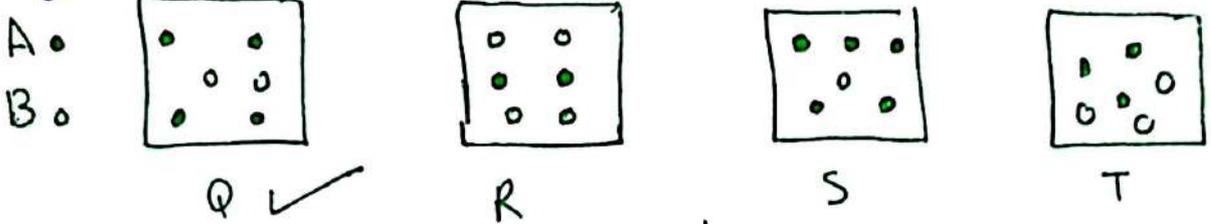
$$[NO_2]^1 = \frac{2.8 \times 10^{-4}}{1.55 \times 10^{-1} \times 3 \times 10^{-1}} \approx 6 \times 10^{-2} = 0.06$$

س/ الرموز الافتراضية A/B مواد متفاعلة تم خلطها في أوعية متساوية الحجم من

A • (T / R / S / Q) وعند حرارة معينة

B • رتبة A = 2 رتبة B = 1 التفاعل الأسرع يحدث في !!

تابع



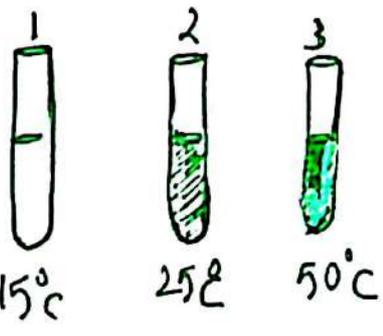
$$R = (4)^2 \times (2)^1 \quad \left\{ \begin{array}{l} 16 \times 2 \\ R = 32 \end{array} \right.$$

$$R = (2)^2 \times (4)^1 \quad \left\{ \begin{array}{l} 4 \times 4 \\ R = 16 \end{array} \right.$$

$$R = (5)^2 \times (1)^1 \quad \left\{ \begin{array}{l} R = 25 \end{array} \right.$$

$$R = (3)^2 \times (3)^1 \quad \left\{ \begin{array}{l} 9 \times 3 \\ R = 27 \end{array} \right.$$

٥) لدينا ٣ أنابيب في كل منها ١٠ مل محلول نشا أضيف اليها ٥ مل من محلول اليود I<sub>2</sub>.  
لأنته الذائبة العيارة الصحيحة



- أي عرق للتفاعل في (١) أعلى من (٢) X
- عند الجيمات التي تتلك E<sub>a</sub> في ٣ أكبر من (١) ✓
- عند المصادر بين الجيمات في (١) أكبر من (٣) X
- Hc في ٢ أقل من في ٣ X

٦) الأثرجات في أجسامنا تعمل على تسريع التفاعلات في الخلايا حيث تعمل على

✓ E<sub>a</sub> ↓    ↑ طاقة م.ن. X    X Hc ↑    X طاقة م.م ↓

\* التقلطارد E<sub>a1</sub> ضمن E<sub>a1</sub>\*    Hc = 100 / 40 = HR

س/ مقدار الانخفاض في E<sub>a2</sub> عند تقدم عامل مساعد = ( الفرق )

$$Hc = E_{a1} + HR$$

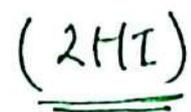
$$100 = E_{a1} + 40$$

$$E_{a1} = 60$$

$$E_{a1} \times 30 = E_{a1}^* \quad \text{ضمن } E_{a1} \quad \text{ضمن } E_{a1}^*$$

الفرق = 30    الجواب 30/P

س/ بسبب التصادم الفعال بين H<sub>2</sub> و I<sub>2</sub> فان الناتج الصحيح



## مراجعة الوحدة

1. أوضّح المقصود بكل من: الرتبة الكلية للتفاعل، سرعة التفاعل الكيميائي.  
2. أفسّر ما يأتي:

أ. لا تزدي جميع التصادمات إلى حدوث تفاعل كيميائي.  
ب. زيادة سرعة التفاعل بإضافة عامل مساعد.

الزمن (s)	التركيز (M)
0	6
2	4
5	2
9	?

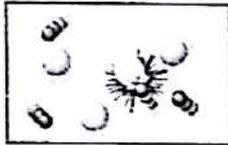
3. يُبيّن الجدول المجاور تراكيز مادة افتراضية خلال مدد زمنية مختلفة.

أ. أستنتج ما إذا كانت المادة متفاعلة أم ناتجة، وأفسّر إجابتي.  
ب. أحسب سرعة التفاعل خلال الفترة الزمنية (2 - 0).

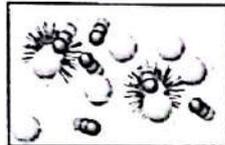
ج. أتوقع: كم يصبح تركيز المادة عند الزمن 9s (أكبر من 2 أم أقل)؟ أفسّر إجابتي.

4. في التفاعل الافتراضي الآتي:  $A_{(g)} + 2B_{(g)} \rightarrow 3C_{(g)}$

أحسب سرعة تكوين C، علماً أن سرعة استهلاك B تساوي  $0.12 \text{ M.s}^{-1}$



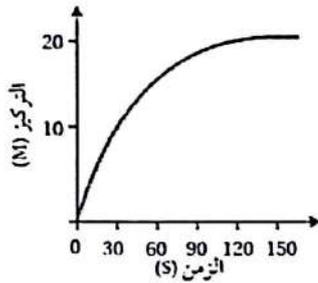
(i)



(ب)

5. يُمثّل الشكلان (أ) و(ب) تفاعلاً ما في طرفين مختلفين.

أستنتج أي الشكلين يُمثّل التفاعل الأسرع، وأحدد العامل المؤثر في سرعة هذا التفاعل.



6. يُمثّل الرسم البياني العلاقة بين الزمن وتركيز مادة في تفاعل كيميائي.

أ. أحدد الزمن اللازم لإتمام التفاعل.

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

ج. أستنتج هل المادة متفاعلة أم ناتجة.

7. أستنتج قانون سرعة التفاعل من المعلومات الواردة في الجدول الآتي للتفاعل:  $A + B \rightarrow$

التجربة	[A] M	[B] M	سرعة الإحتراق M.s <sup>-1</sup>
1	0.01	0.02	0.1
2	0.02	0.02	0.4
3	0.01	0.04	0.2



قبل التصادم



التصادم



بعد التصادم

الشكل (أ)

8. أتوقع من الشكلين الآتيين (أ) و(ب) الشرط الذي أدى إلى حدوث التفاعل الكيميائي، ثم أفسّر إجابتي.



قبل التصادم



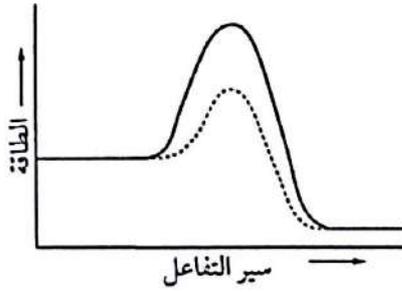
التصادم



بعد التصادم

الشكل (ب)

## مراجعة الوحدة



9. يُمثّل الشكل الآتي سير تفاعل بوجود عامل مساعد، ومن دون عامل مساعد، أحدّد على الشكل كلّاً من:  
طاقة المعقّد المنشط بوجود عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل الأمامي من دون عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود مساعد، التغيّر في المحتوى الحراري للتفاعل، الانخفاض في طاقة المعقّد المنشط نتيجة إضافة عامل مساعد.

10. جمعت البيانات الافتراضية الآتية للتفاعل:  $X + Y \rightarrow XY$ ، إذا علمت أنّ العلاقة بين سرعة تفاعل المادة X وتركيزها علاقة

التجربة	[Y]M	[X]M	السرعة الابتدائية M/D
1	0.1	0.1	0.1
2	0.2	0.1	0.4
3	0.2	0.2	W

خطّ مستقيم متزايد، فأجيب عن الأسئلة الآتية:

- أ . أكتب قانون سرعة التفاعل.  
ب . أجد قيمة (k) ووحدته.  
جـ . أحسب قيمة السرعة الابتدائية W في التجربة 3.

11. جمعت البيانات الافتراضية الآتية للتفاعل:  $A + B + C \rightarrow D + 2E$

التجربة	[A]M	[B]M	[C]M	السرعة الابتدائية M/D
1	0.04	0.04	0.03	0.03
2	0.08	0.08	0.03	0.24
3	0.08	0.04	0.03	0.12
4	0.08	0.04	0.06	0.12

أ . أكتب قانون سرعة التفاعل.

ب . أجد قيمة (k)، ووحدته.

12. أختار رمز الإجابة الصحيحة في ما يأتي:

1. في التفاعل الافتراضي:  $2A + 2B \rightarrow 4D$ ، إذا كانت رتبة التفاعل للمادة A = 0، وثابت السرعة  $k = 0.1 \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$ ؛

فإن رتبة التفاعل للمادة B تساوي:

- أ . صفرًا.      ب . 1      جـ . 2      د . 3

2. العبارة الصحيحة ممّا يأتي في ما يتعلق بالعامل المساعد:

- أ . يزيد من طاقة التنشيط للتفاعل.  
ب . يقلل من طاقة المعقّد المنشط.  
جـ . يقلل المحتوى الحراري للتفاعل.  
د . يزيد من طاقة النواتج.

3. عند زيادة مساحة سطح المادة المتفاعلة المُعرّض للتفاعل عند الظروف نفسها، فإن العبارة الصحيحة:

أ . تقل سرعة التفاعل.      ب ) يزداد التركيز.      جـ . تزداد عدد التصادمات الفعّالة.      د . تقل درجة الحرارة.

4. إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي 70 kJ وكان التغيّر في المحتوى الحراري 50 kJ -؛ فإن طاقة التنشيط

للتفاعل العكسي تساوي بوحدة kJ:

- أ . 20      ب . 50      جـ . 70      د . 120

5. تؤدي زيادة درجة حرارة التفاعل إلى:

- أ . زيادة طاقة التنشيط.  
ب . تقليل سرعة التفاعل.  
جـ . زيادة عدد التصادمات الفعّالة.  
د . تقليل متوسط الطاقة الحركية.



## مراجعة الوحدة

6. وُجد في تفاعل افتراضي أن مضاعفة تركيز A مع ثبات تركيز B، لا يؤثر في سرعة التفاعل، وأن مضاعفة تركيز B ثلاث مرات مع ثبات تركيز A ضاعفت سرعة التفاعل تسع مرات. إن قانون سرعة هذا التفاعل:

أ .  $R = k [B]^2$       ب .  $R = k [A]^1 [B]^1$       ج .  $R = k [A]^2 [B]^1$       د .  $R = k [A]^2$

7. في تفاعل ما، إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (70 kJ)، وطاقة التنشيط للتفاعل العكسي (50 kJ)، فإن قيمة التغير في المحتوى الحراري للتفاعل تساوي:

أ .  $20+$       ب .  $20-$       ج .  $120+$       د .  $120-$

8. تفاعل فلز المغنيسيوم مع الماء أبطأ من فلز الصوديوم في الظروف نفسها، ويعود ذلك إلى:

التجربة	الزمن S	[A] M	[B] M
1	10	0.1	0.08
2	20	0.06	0.04
3	30	.....	.....

\* في تجربة ما، تم الحصول على البيانات الآتية عند درجة حرارة معينة لتفاعل مادتين A و B وسُجّلت في الجدول المجاور. أتأمل الجدول ثم أجب عن الفقرتين (9، 10) الآتيتين:

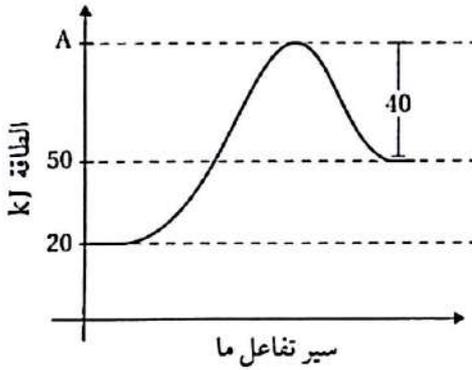
9. سرعة تفاعل المادة A في الفترة الزمنية (10-20 s) بوحدة M/s:

أ . 0.4      ب . 0.04      ج . 0.004      د . 0.0004

10. أستنتج: أي التراكيز الآتية يعدّ صحيحًا للمادتين A، و B في التجربة رقم (3)؟

أ .  $0.03 = [A]$ ،  $0.07 = [B]$       ب .  $0.08 = [A]$ ،  $0.01 = [B]$   
ج .  $0.04 = [A]$ ،  $0.02 = [B]$       د .  $0.09 = [A]$ ،  $0.08 = [B]$

13. يُبين الشكل المجاور تغير الطاقة خلال سير التفاعل. أدرس الشكل، ثم أجب عما يأتي:



ما قيمة كل مما يأتي:

- أ . طاقة المعقد المنشط.  
ب . التغير في المحتوى الحراري.  
ج . طاقة تنشيط التفاعل الأمامي.  
د . إذا أُضيف عامل مساعد كتلته 3 g، وانخفضت طاقة المعقد المنشط بمقدار 10 kJ، فما قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بعد إضافة العامل المساعد؟  
هـ . ما كتلة العامل المساعد بعد انتهاء التفاعل؟

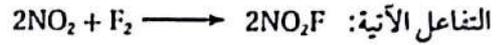
14. اعتمادًا على البيانات في الجدول الآتي لتفاعل ما، ما قيمة الطاقة التي تدل عليها كل من الرموز (أ، ب، ج، د)؟

تغير التفاعل	طاقة المواد المتفاعلة	طاقة المعقد المنشط	طاقة تنشيط التفاعل العكسي	طاقة تنشيط التفاعل الأمامي
من دون عامل مساعد	أ	ب	170	ج
بوجود عامل مساعد	40	150	د	80



## أسئلة تفكير

1. أُجريت ثلاث تجارب لتفاعل غاز ثاني أكسيد النيتروجين  $\text{NO}_2$  مع غاز الفلور  $\text{F}_2$  عند درجة حرارة ثابتة وفق معادلة



ورُصدت بيانات التجارب الثلاث في جدول يبين تغير سرعة تفاعل  $\text{NO}_2$  الابتدائية بتغير تركيز كل مادة متفاعلة كما يأتي:

رقم التجربة	$[\text{F}_2]$ M	$[\text{NO}_2]$ M	السرعة الابتدائية M/s
1	0.1	0.4	$1.6 \times 10^{-2}$
2	0.1	0.2	$4 \times 10^{-3}$
3	0.2	0.1	$2 \times 10^{-3}$

- أجد رتبة التفاعل للمادة  $\text{NO}_2$

.....

.....

- أجد رتبة التفاعل للمادة  $\text{F}_2$

.....

.....

- أستنتج قانون سرعة التفاعل.

.....

.....

- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل  $k$ ، وأستنتج وحدته.

.....

.....

- أحسب سرعة التفاعل عندما يكون  $[\text{NO}_2] = [\text{F}_2] = 0.5 \text{ M}$

.....

.....

2. يحدث تفاعل ما عند درجة حرارة معينة، فإذا علمت أن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد تساوي أربعة أضعاف طاقة المواد الناتجة، وقيمة التغير في المحتوى الحراري (-50 kJ). وعند إضافة عامل مساعد إلى التفاعل انخفضت طاقة المعقد المنشط بمقدار (10 kJ)، وأصبحت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (100 kJ)، فأجد قيمة كل مما يأتي (بوحدة k):

أ . طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

ب . طاقة المواد الناتجة.

ج . طاقة المعقد المنشط من دون وجود عامل مساعد.

د . طاقة المواد المتفاعلة.

3. قيست سرعة تكوّن C في التفاعل الافتراضي عند درجة حرارة ثابتة:



وسجلت البيانات في الجدول الآتي، أجب عن الأسئلة الآتية:

رقم التجربة	[B] M	[A] M	M/s السرعة الابتدائية
1	0.1	0.1	$2 \times 10^{-2}$
2	0.1	0.3	$2 \times 10^{-2}$
3	0.3	0.3	$6 \times 10^{-2}$
4	?	0.1	$4 \times 10^{-3}$

- أجد الرتبة الكلية للتفاعل.

- أستتج قانون سرعة التفاعل.

.....  
 .....

- أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k.

.....  
 .....

- أستتج تركيز المادة B في التجربة الرابعة.

.....  
 .....

④ في التفاعل الافتراضي الآتي:  $A + B \rightarrow AB$

عند تضاعف تركيز A مرتين مع بقاء تركيز B ثابتاً تضاعفت السرعة بالمقدار نفسه، وعند مضاعفة تركيز (A و B) معاً تضاعفت السرعة أربع مرات. أجب عما يأتي:  
 - أجد رتبة المادة المتفاعلة B.

.....  
 .....

- أستتج قانون سرعة التفاعل.

.....  
 .....

- أستتج وحدة ثابت سرعة التفاعل k.

.....  
 .....

(5) يتفاعل الكلور  $Cl_2$  مع أول أكسيد النيتروجين  $NO$  وفق المعادلة الآتية:  $2NO + Cl_2 \longrightarrow 2NOCl$

قيست سرعة استهلاك  $NO$  الابتدائية عند تراكيز مختلفة من  $NO$  و  $Cl_2$  عند درجة حرارة، ثابتة فكانت بيانات التفاعل كما يأتي:

رقم التجربة	[NO] M	[Cl <sub>2</sub> ] M	السرعة الابتدائية M/s
1	0.1	0.1	0.06
2	0.1	0.2	0.12
3	0.1	0.3	0.18
4	0.2	0.1	X
5	0.3	0.1	0.54

- أجد رتبة المادة المتفاعلة  $NO$ .

.....  
.....

- أحسب قانون سرعة التفاعل.

.....  
.....

- أستنتج قيمة ثابت سرعة التفاعل، وأحدد وحدته.

.....  
.....

- أحسب سرعة التفاعل في التجربة (4).

.....  
.....

(6) أُجريت أربع تجارب لتفاعل افتراضي  $A + B \longrightarrow 2D$  عند تراكيز ابتدائية مختلفة ودرجة حرارة ثابتة؛ فوجد أن

سرعة التفاعل تساوي قيمة ثابت السرعة.

- أستنتج رتبة كل من المادة  $A$  ورتبة المادة  $B$ . أفسر إجابتي.

.....  
.....

- أستنتج وحدة ثابت سرعة التفاعل  $k$ .

.....  
.....

[NO <sub>2</sub> ]M	0.00	0.12	X
[N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ]M	0.1	0.04	0.02
الزمن (s)	0	20	40

7) في التفاعل الآتي:  $N_2O_4 \rightarrow 2NO_2$  سُجِّلَت بيانات تغيّر تركيز كل من المادة المتفاعلة والمادة الناتجة في وحدة الزمن، عند درجة حرارة معينة كما في الجدول المجاور. أدرسه، ثم أجب عمّا يأتي:

- أ. أحسب سرعة استهلاك N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> في الفترة الزمنية (20-40)s بوحدة M.s<sup>-1</sup>.  
ب. ما قيمة X بوحدة (M)?

8) في التفاعل الافتراضي الآتي:  $W + Z \rightarrow$  نواتج عند درجة حرارة مُعَيَّنة، سُجِّلَت بيانات لقيَم سرعة تفاعل W الابتدائية لتراكيز محدّدة من المادة W بثبوت تركيز المادة Z في الجدول المجاور، علماً أنّ التغيّر في تركيز المادة Z لا يؤثر في

رقم التجربة	[W] M	السرعة الابتدائية M.S <sup>-1</sup>
1	0.025	0.15
2	0.050	0.30

- سرعة التفاعل. أدرسه، ثم أجب عمّا يأتي:  
أ. ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة W?  
ب. أكتب قانون سرعة التفاعل.  
ج. أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k.  
د. ما وحدة قياس الثابت k لهذا التفاعل?

9) يتفاعل الهيموجلوبين Hp مع أول أكسيد الكربون CO مسبباً حالة من الاختناق وتلف الخلايا، تم دراسة سرعة التفاعل

رقم التجربة	[Hp] M × 10 <sup>-6</sup> الابتدائي	[CO] M × 10 <sup>-6</sup> الابتدائي	السرعة الابتدائية × 10 <sup>-6</sup> M.s <sup>-1</sup>
1	2.21	1.00	0.62
2	4.42	1.00	1.24
3	4.42	3.00	3.72

بينهما عند درجة حرارة 20°C وسُجِّلَت البيانات المتعلقة بسرعة تفاعل الهيموجلوبين كما في الجدول المجاور. أدرسه، ثم أجب عمّا يأتي:  
أ. أكتب قانون سرعة التفاعل.  
ب. أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل k، وأستنتج وحدته.

ج. أحسب سرعة التفاعل عندما: [Hp] = 3.36 × 10<sup>-6</sup> M، [CO] = 2.40 × 10<sup>-6</sup> M.

[Y] M	1.0	0.8	0.66	0.56	0.5
T/s	0	10	20	30	40

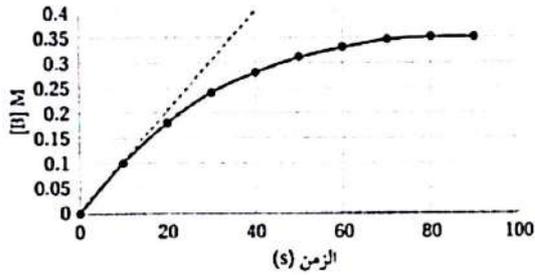
10) أختار رمز الإجابة الصحيحة لكل فقرة من الفقرات الآتية:  
\* يبيّن الجدول الآتي تغيّر التركيز مع الزمن للمادة Y في التفاعل الافتراضي الآتي:  $3X + 2Y \rightarrow Z$ ، عند درجة حرارة معينة. أدرسه، ثم أجب عن الفقرتين 1، 2:

1. سرعة استهلاك المادة X في الفترة الزمنية من (20 - 30)s بوحدة M.s<sup>-1</sup> تساوي:

- أ. 0.01      ب. 0.005      ج. 0.015      د. 0.0067

2. إذا كانت سرعة استهلاك المادة Y خلال الفترة الزمنية من (40-50)s تساوي  $4 \times 10^{-3} \text{ M.s}^{-1}$  فإن التغير في تركيز Y بوحدة M في نفس الفترة الزمنية يساوي:

- أ . 0.04      ب. 0.004      ج. 0.12      د. 0.012



\* يمثل الرسم البياني الآتي تغير التركيز مع الزمن للمادة B في التفاعل  $2A \rightarrow B$ . أدرسه، ثم أجب عن الفقرتين (3، 4):

3. السرعة الابتدائية لتفاعل إنتاج B بوحدة  $\text{M.s}^{-1}$  تساوي:

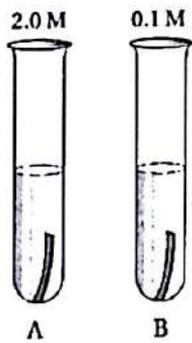
- أ . 0.00      ب. 0.10      ج. 0.01      د. 0.005

4. السرعة المتوسطة لاستهلاك A بوحدة  $\text{M.s}^{-1}$  تساوي:

- أ . 0.0022      ب. 0.0044      ج. 0.0039      د. 0.0088

5. إذا كانت سرعة تكوّن المادة C ثلاثة أضعاف سرعة استهلاك المادة A، فإن معادلة التفاعل:

- أ .  $A \rightarrow 3C$       ب.  $3A \rightarrow C$       ج.  $C \rightarrow 3A$       د.  $3C \rightarrow A$



6. أنبوبا اختبار (A, B) في الظروف نفسها، إذا وُضِع في كل منهما شريط مغنيسيوم Mg كتلته 2g، ثم أضيف إلى كل أنبوب 20 ml من محلول حمض HCl بتركيز معينة كما في الشكل المجاور، فإن إحدى العبارات الآتية صحيحة:

- أ . تصاعد غاز الهيدروجين في الأنبوب A أقل منه في الأنبوب B.  
ب. عدد التصادمات الفعالة في الأنبوب A أكبر منه في الأنبوب B.  
ج. سرعة التفاعل في الأنبوب B أكبر منها في الأنبوب A.  
د. طاقة تنشيط التفاعل في الأنبوب A أكبر منها في الأنبوب B.

7. قانون السرعة لتفاعل ما هو  $R = k[Y][X]$ . إذا علمت أن السرعة الابتدائية لاستهلاك Y عند استخدام تراكيز متساوية

من المواد المتفاعلة تساوي  $(1.4 \times 10^{-3} \text{ M.s}^{-1})$  وأن قيمة ثابت سرعة التفاعل تساوي  $(1.55 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$

فإن [Y] بوحدة M يساوي:

- أ . 0.01      ب. 0.03      ج. 0.2      د. 0.3

8. يحدث التفاعل الافتراضي الآتي عند درجة حرارة معينة (نواتج  $A + B$ ) إذا علمت أنه من الرتبة الرابعة، وعند مضاعفة  $[A]$  ثلاث مرات مع ثبات  $[B]$  تضاعفت سرعة التفاعل 9 مرات، وعند مضاعفة تركيز  $A$  و  $B$  معاً مرتين ستتضاعف السرعة:

- أ . 4 مرات. ب. 6 مرات. ج. 9 مرات. د. 16 مرة.

9. إذا كان قانون السرعة لتفاعل ما هو:  $R = k[A][B]^2$  وكانت سرعة التفاعل تساوي:  $2 \times 10^{-3} \text{ M.s}^{-1}$ ، فعند مضاعفة تركيز المادة  $A$  ثلاث مرات وتركيز المادة  $B$  مرتين، فإن سرعة التفاعل تصبح:

- أ .  $3.6 \times 10^{-4}$  ب.  $2.4 \times 10^{-2}$  ج.  $24 \times 10^{-4}$  د.  $12 \times 10^{-3}$

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الابتدائية M/s
1	0.2	0.2	0.2
2	0.4	0.2	0.8
3	0.1	؟؟؟؟	0.1

10. جُمعت البيانات الآتية المتعلقة بسرعة استهلاك المادة  $A$  في التفاعل  $(A + B \rightarrow AB)$ ، إذا وجد أن وحدة  $k$  هي  $\text{M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$ ، فإن تركيز المادة  $B$  في التجربة (3) بوحدة  $M$  هو:

- أ . 0.4 ب. 0.04  
ج. 0.25 د. 0.2

رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الابتدائية ( $\text{M.s}^{-1}$ )
1	0.1	0.1	$1.2 \times 10^{-2}$
2	0.2	0.1	$1.2 \times 10^{-2}$
3	0.2	0.3	$3.6 \times 10^{-2}$

يتضمن الجدول الآتي البيانات المتعلقة بسرعة استهلاك المادة  $B$  للتفاعل الافتراضي:



أدرسه، ثم أجب عن الفقرتين 11 ، 12:

11. قانون سرعة التفاعل هو:

- أ .  $R = k[B][A]$  ب.  $R = k[B]^2[A]$  ج.  $R = k[B]$  د.  $R = k[A]$

12. سرعة إنتاج المادة  $D$  بوحدة  $\text{M.s}^{-1}$  في التجربة رقم 2 يساوي:

- أ .  $8 \times 10^{-3}$  ب.  $1.8 \times 10^{-2}$   
ج.  $8 \times 10^{-1}$  د.  $1.8 \times 10^{-3}$

13. في تفاعل ما كانت طاقة تنشيط التفاعل العكسي  $40 \text{ kJ}$ ، وطاقة المُعقِّد المُنشَّط  $140 \text{ kJ}$ ، وطاقة المواد المتفاعلة  $20 \text{ kJ}$ ، فإذا كانت طاقة تنشيط التفاعل الأمامي أكبر من طاقة تنشيط التفاعل العكسي، فإن قيمة التغير في المحتوى الحراري  $\Delta H$  بوحدة  $(\text{kJ})$  تساوي:

- أ . +100 ب. +80 ج. -80 د. -100

14. تقليل مساحة سطح المادة المتفاعلة المُعرّض للتفاعل عند الظروف نفسها يؤدي إلى انخفاض:  
 أ . طاقة التنشيط للتفاعل. ب. التغير في المحتوى الحراري للتفاعل.  
 ج. عدد التصادمات الفعّالة. د . طاقة المواد المتفاعلة.  
 \* يحدث تفاعل ما عند درجة حرارة معينة، فإذا علمت أن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد تساوي 4 أضعاف طاقة المواد المتفاعلة، وقيمة التغير في المحتوى الحراري ( $+40 \text{ kJ}$ ) عند إضافة عامل مساعد إلى التفاعل انخفضت طاقة المعقد المنشط بمقدار ( $20 \text{ kJ}$ )، وأصبحت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد ( $100 \text{ kJ}$ )، فأجيب عن الفقرات (15-18):

15. طاقة التنشيط للتفاعل العكسي ( $\text{kJ}$ ) بوجود عامل مساعد تساوي:  
 أ . 40 ب. 60 ج. 80 د . 100

16. طاقة المواد الناتجة ( $\text{kJ}$ ) تساوي:  
 أ . 60 ب. 80 ج. 85 د . 90

17. طاقة المعقد المنشط ( $\text{kJ}$ ) من دون وجود عامل مساعد تساوي:  
 أ . 90 ب. 100 ج. 120 د . 140

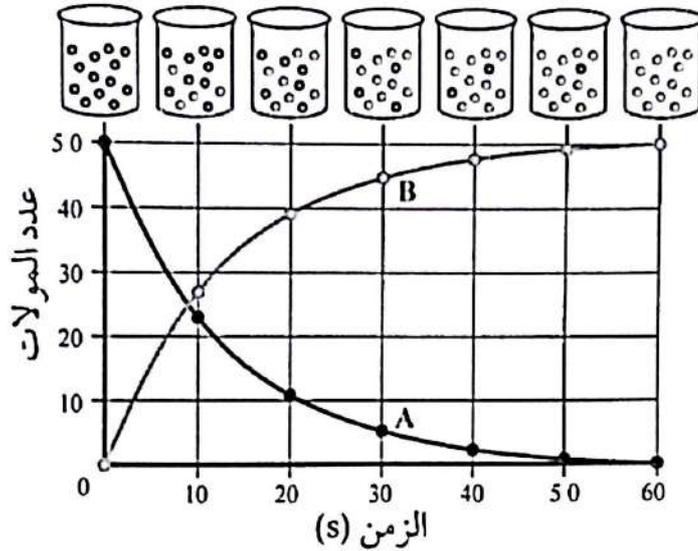
18. طاقة المواد المتفاعلة ( $\text{kJ}$ ) تساوي:  
 أ . 10 ب. 20 ج. 40 د . 60

19. العبارة الصحيحة التي تتفق وطاقة التنشيط هي:  
 أ . تزداد طاقة التنشيط بارتفاع درجة الحرارة.  
 ب. تزداد سرعة التفاعل بانخفاض طاقة التنشيط.  
 ج. طاقة التنشيط تساوي طاقة المعقد المنشط.  
 د . طاقتا التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي متساويتان.

20. في التفاعل الافتراضي الآتي:  $2\text{AB} + 100 \text{ kJ} \rightleftharpoons \text{A}_2 + \text{B}_2$

أي العبارات الآتية صحيحة فيما يخص التفاعل؟  
 أ . طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة.  
 ب. التغير في المحتوى الحراري سالب.  
 ج. طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي أكبر منها للتفاعل العكسي.  
 د . يصاحب التفاعل فقدان للطاقة.

21. يمثل الشكل المجاور التغير في عدد مولات مادتين افتراضيتين (A و B) في تفاعل ما، إذا علمت أن حجم وعاء التفاعل 1 L، فإن معادلة التفاعل هي:



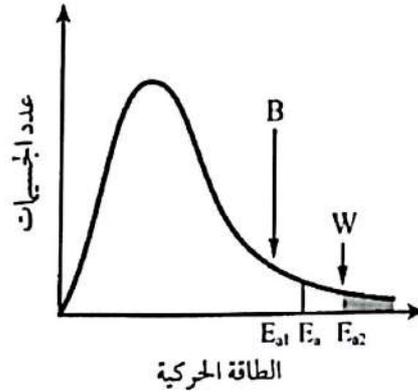
د .  $B \rightarrow A$

ج .  $A \rightarrow B$

ب .  $2B \rightarrow A$

أ .  $A \rightarrow 2B$

22. تؤثر سرعة تصلب الخلطة الأسمنتية (الخرسانة) على مواصفاتها، ولضبط هذه السرعة ضمن نطاقات محددة تتوافق مع المواصفات القياسية، يلجأ المهندسون إلى إضافة مواد كيميائية، مثل كلوريد الكالسيوم في فصل الشتاء والجبس في فصل الصيف. العبارة الصحيحة التي تصف أثر إضافة كل من كلوريد الكالسيوم والجبس على طاقة التنشيط لتفاعل تصلب الخرسانة هي:



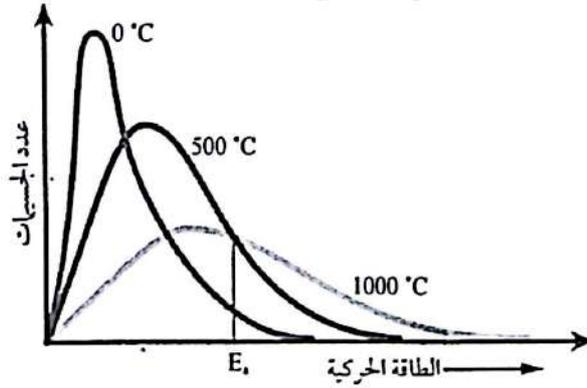
أ . الرمز W يمثل إضافة كلوريد الكالسيوم، والرمز B يمثل إضافة الجبس.

ب . الرمز B يمثل إضافة كلوريد الكالسيوم، والرمز W يمثل إضافة الجبس.

ج . الرمز W يمثل إضافة كل من كلوريد الكالسيوم والجبس.

د . الرمز B يمثل إضافة كل من كلوريد الكالسيوم والجبس.

23. يُمثل الشكل المجاور توزيع الطاقة الحركية على الجسيمات لتفاعل ما عند درجات حرارة مختلفة، إحدى العبارات الآتية صحيحة عند درجة الحرارة الأعلى:



- أ . طاقة التنشيط  $E_a$  للتفاعل أكبر.  
 ب . متوسط الطاقة الحركية لجسيمات المواد المتفاعلة أكبر.  
 ج . عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة تساوي طاقة التنشيط أو أعلى منها أقل.  
 د . عدد التصادمات الفعالة للجسيمات أقل.

24. تُستخدم المركبات E(220 - 227) بوصفها مواد مضادة للأكسدة كمُثَبِّطات تعمل على حفظ الأطعمة، وذلك عن طريق:

- أ . زيادة طاقة تنشيط التفاعلات في الأطعمة.  
 ب . خفض درجة حرارة الأطعمة.  
 ج . تقليل طاقة تنشيط التفاعلات في الأطعمة.  
 د . رفع درجة حرارة الأطعمة.

\* يحدث التفاعل الافتراضي الآتي عند درجة حرارة معينة  $A_2 + B_2 \Rightarrow 2AB + 60 \text{ kJ}$ . إذا علمت أن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي من دون عامل مساعد تساوي 3 أضعاف طاقة المواد الناتجة، وعند إضافة عامل مساعد إلى التفاعل انخفضت طاقة المُعَقِّد المُنَشَّط بمقدار (15 kJ) وأصبحت طاقة تنشيط التفاعل الأمامي (75 kJ)، فأجيب عن الفقرات (25, 26, 27) الآتية:

25. قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوحدة kJ بوجود عامل مساعد تساوي:

- أ . 75      ب . 90      ج . 135      د . 150

26. قيمة طاقة المواد الناتجة بوحدة kJ تساوي:

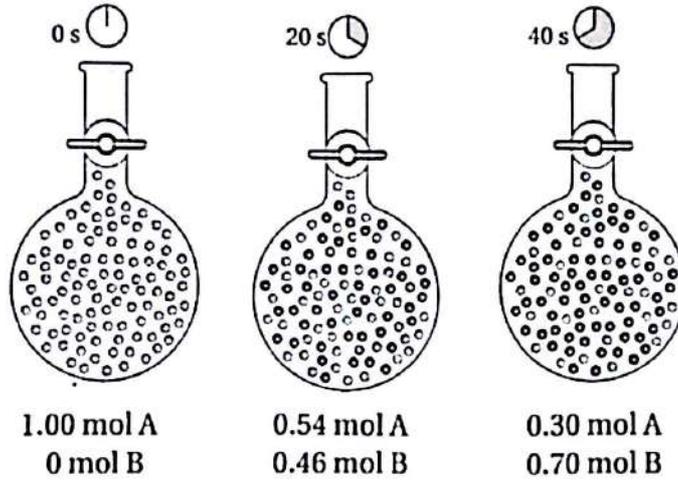
- أ . 50      ب . 60      ج . 75      د . 105

27. العبارة الصحيحة في ما يتعلق بالتفاعل:

- العامل المساعد أدى إلى انخفاض قيمة التغير في المحتوى الحراري.
- العامل المساعد أدى إلى زيادة قيمة التغير في المحتوى الحراري.
- طاقة المواد الناتجة أكبر من طاقة المواد المتفاعلة.
- طاقة المواد المتفاعلة أكبر من طاقة المواد الناتجة.

28. يتغير عدد مولات مادتين افتراضيتين (A و B) مع الزمن خلال التفاعل في وعاء حجمه 1 لتر حسب الظروف

المبيّنة في الشكل الآتي. أي العبارات الآتية صحيحة؟



- سرعة إنتاج A أقل من سرعة استهلاك B.
- سرعة إنتاج A أكبر من سرعة استهلاك B.
- سرعة استهلاك A = سرعة إنتاج B.
- سرعة استهلاك A أكبر من سرعة إنتاج B.

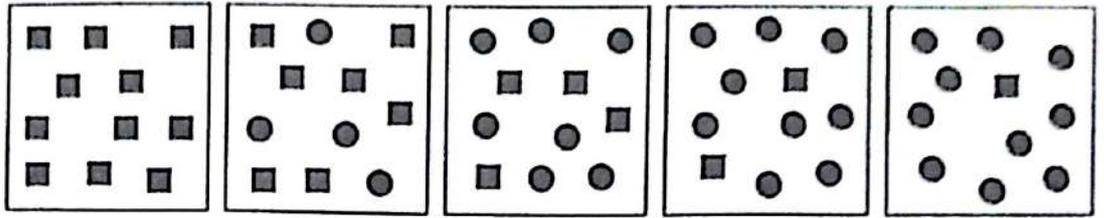
29. يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل من خلال:

- تمهيد مسار بديل للتفاعل.
- تقليل عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط.
- زيادة درجة حرارة وعاء التفاعل.
- زيادة مساحة سطح التفاعل.

30. التفاعل الافتراضي الآتي:  $A + B + C \rightarrow D + E$  قانون السرعة له  $R = k[A]^2[B]^1$  عند درجة حرارة معينة، أحد

التغيرات الآتية يؤدي إلى أقل سرعة للتفاعل:

- مضاعفة [A] مع ثبات [B] و [C].
- مضاعفة [B] مع ثبات [A] و [C].
- تقليل [A] و [B] إلى النصف مع ثبات [C].
- تقليل [A] إلى النصف ومضاعفة [B] و [C].



الشكل (2) تحول مادة متفاعلة إلى مادة ناتجة.

التفاعل الكيميائي

■ : المادة المتفاعلة  
● : المادة الناتجة

الجدول (2): العلاقة بين رتبة التفاعل لعادة متفاعلة والتغيرات في تركيز هذه المادة وسرعة التفاعل عند ثبات تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى.

مقدار تضاعف التركيز	مقدار تضاعف سرعة التفاعل R	رتبة التفاعل
2	لم تتغير	0
3	لم تتغير	0
2	$2 = 2^1$	1
3	$3 = 3^1$	1
2	$4 = 2^2$	2
3	$9 = 3^2$	2

### الربط بعلم الأحياء

#### الأنزيمات

وهب الله تعالى بعض الخلايا في أجسامنا القدرة على إنتاج الأنزيمات؛ فبعضها يعمل بوصفه عوامل مساعدة في تسريع حدوث التفاعلات في الخلايا، إذ تخفّض طاقة التنشيط للتفاعل، ويعود ذلك إلى أن كثيرًا من التفاعلات في أجسام الكائنات الحية لا تحدث بالسرعة الكافية للمحافظة على الحياة إلا بوجود الأنزيمات. فمثلًا: أنزيم السكرينز يحفز التحلل المائي لمحلول سكر السكرورز لتكوين سكريات الفركتوز والجلوكوز؛ لإمداد الجسم بالطاقة اللازمة للقيام بالأعمال الحيوية.

### الربط بالهندسة

تتفاعل مكونات الخلطة الإسستية (الخرسانة) وتتصلّب بسرعة صينيًا؛ بسبب ارتفاع درجة الحرارة، في حين تتصلّب ببطء في فصل الشتاء، بسبب انخفاضها، وكلاهما يؤثر في المواصفات القياسية المطلوبة لها، وللتقليل من هذا الأثر يعمل المهندس المختص على إضافة مواد كيميائية بنسب محددة إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها أو إبطائها؛ ضمن فترة زمنية محددة تبعًا لمواصفات قياسية. وبهذا يضاف كلوريد الكالسيوم إلى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها في فصل الشتاء، في حين يضاف الجبس إلى الخلطة لإبطاء سرعة تصلبها في فصل الصيف.

### الربط بالفيزياء

جسد اكتشاف أحمد زويل، الحائز على جائزة نوبل في الكيمياء عام 1999، ثورة في فهم التفاعلات الكيميائية، فقد تمكن من تطوير تقنية ليزرية متطورة تتيح تصوير حركة الذرات داخل الجزيئات أثناء التفاعلات، وذلك على مقياس زمني بالغ القصر، هو الفيمتوثانية ( $10^{-15}$  من الثانية).

تعتمد هذه التقنية على استخدام نبضات ليزر فائقة القصر تسمح للمجرب بتتبع مسار التفاعل خطوة بخطوة، ورصد التغيرات التي تطرأ على الجزيء خلال أجزاء متناهية الصغر من الثانية. وهو ما كشف عن تفاصيل دقيقة حول كيفية تكسر الروابط الكيميائية وتكوين روابط جديدة. وقد مكّنت هذه التقنية العلماء من رؤية التفاعلات الكيميائية وكأنها فيلم بعرض ببطء شديد. وقد كان لأبحاث زويل تأثير كبير على مجالات متنوعة، من الكيمياء والطلب.

