

The Scientist

IN Chemistry

العالم في الكيمياء

شرح مفصل لماهية الكيمياء لطلبة الثانوية العامة

الوحدة الثالثة - سرعة التفاعل الكيميائي

إعداد: المعلم: عثمان قنور

(هـ: 0788004769)

الدرس الأول: سرعة التفاعلات الكيميائية

مفهوم سرعة التفاعل

- تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعة حدوثها، فبعضها يحدث بشكل سريع جداً مثل الانفجارات وبعضها أقل سرعة كاحتراق الوقود، وتفاعل الفلزات مع الحموض، وأخرى بطيئة مثل صدأ الحديد وأخرى بطيئة جداً قد تحتاج الى سنوات.

السرعة: هي مقياس التغير في كمية معينة في وحدة الزمن.

- سرعة السيارة تقاس بحساب التغير في المسافة التي تقطعها في وحدة الزمن.
- سرعة احتراق الوقود في محرك المركبة يقاس بحساب معدل استهلاك الوقود في وحدة الزمن.

❖ تختلف المواد الكيميائية الداخلة في التفاعل أو الخارجة منه من حيث نوعها وطبيعتها.

❖ يمكن قياس سرعة التفاعل باستخدام:

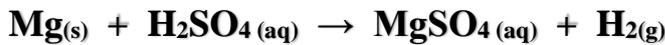
- التغير في عدد المولات للمواد في التفاعل. وحدة عدد المولات (mole).
- التغير بالحجم. وحدة الحجم (L).
- التغير في الكتلة. وحدة الكتلة (g).
- التغير في التركيز. وحدة التركيز (M).

❖ تسمى سرعة تفاعل المواد المتفاعلة بسرعة (استهلاك) أو (اختفاء).

❖ تسمى سرعة تفاعل المواد الناتجة بسرعة (إنتاج) أو (تكوين).

مثال:

يمكن قياس معدل سرعة تفاعل المغنيسيوم مع محلول مخفف من حمض الكبريتيك بقياس مقدار (نقصان) أو (زيادة) في إحدى المتغيرات الآتية مع الزمن:



- 1- كمية المغنيسيوم (Mg) المستهلكة تعتبر (تغير في الكتلة).
- 2- كمية حمض الكبريتيك (H₂SO₄) المستهلكة تعتبر (تغير في التركيز).
- 3- كمية كبريتات المغنيسيوم (MgSO₄) الناتجة تعتبر (تغير في التركيز).
- 4- كمية غاز الهيدروجين (H₂) الناتجة تعتبر (تغير في الحجم).

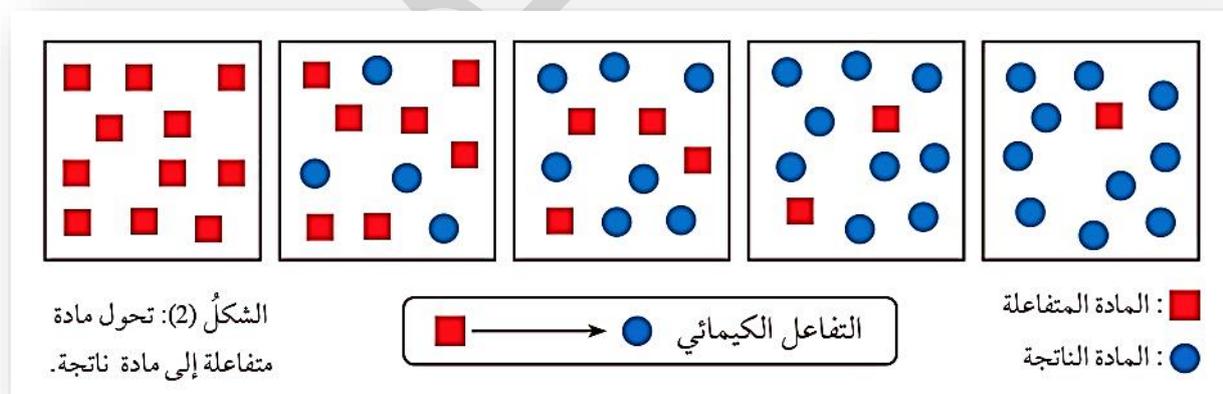
❖ يمكن حساب سرعة التفاعل بدلالة التغير في الكتلة كما هو في المغنيسيوم (Mg)، أو بدلالة التغير في الحجم كما هو في غاز الهيدروجين (H₂)، ولكن غالباً ما يتم قياس سرعة التفاعل بدلالة التغير في التركيز المولاري لمادة متفاعلة أو مادة ناتجة.

سرعة التفاعل الكيميائي: معدل التغير في تركيز مادة متفاعلة أو مادة ناتجة خلال مدة زمنية محددة.

$$\text{سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{مادة متفاعلة أو مادة ناتجة}]}{\Delta \text{الزمن}}$$

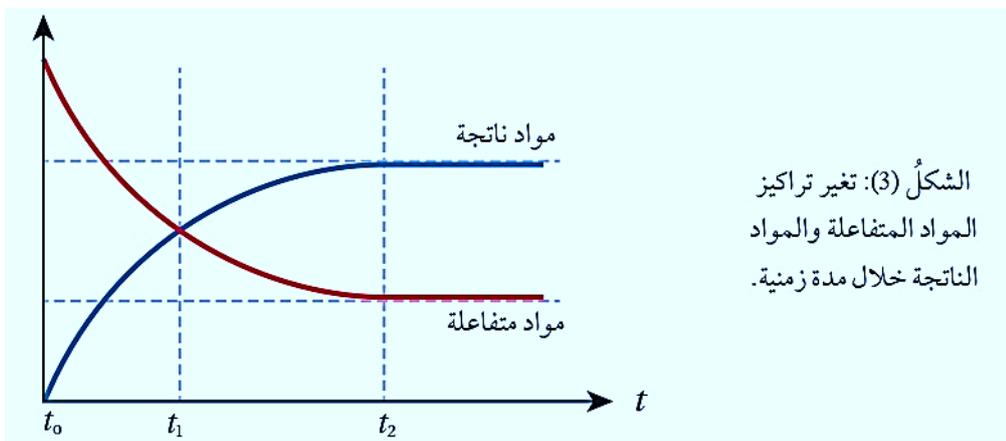
$$R = \frac{\Delta [\text{reactant or product}]}{\Delta t}$$

- حيث يشير الرمز (Δ) الى التغير.
- الشكل التالي يوضح تحول مادة متفاعلة الى مادة ناتجة:



حساب سرعة التفاعل

- يتم حساب سرعة التفاعل من خلال التجربة العلمية بدلالة نقصان تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو زيادة تركيز إحدى المواد الناتجة خلال مدة زمنية معينة.
- الشكل التالي يوضح نقصان تركيز مادة متفاعلة، وزيادة تركيز مادة ناتجة بمرور الزمن:



- تكتب معادلة التفاعل الكيميائي العام كما يلي:



- تمثل الرموز (a , b , c , d) عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة في المعادلة الموزونة.
- يمكن حساب سرعة التفاعل بحساب سرعة استهلاك (اختفاء) إحدى المواد المتفاعلة مثل (A) أو (B).
- لحساب سرعة استهلاك (اختفاء) المادة المتفاعلة (A):

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

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

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

حيث: $[A]_2$: تركيز المادة المتفاعلة (A) عند الزمن (t_2).
 $[A]_1$: تركيز المادة المتفاعلة (A) عند الزمن (t_1).

- ❖ بما أن تركيز المواد المتفاعلة يتناقص باستمرار فإن التركيز النهائي (A_2) يكون أقل من التركيز الابتدائي (A_1) وبالتالي فإن التغير سوف يكون **(سالِب)** وبما أن سرعة التفاعل الكيميائي قيمة عددية موجبة، لذا يتم الضرب بإشارة سالِب كما هو مبين في المعادلة.
- ❖ تكون وحدة قياس سرعة التفاعل (M / s) أو (M / s^{-1}) أو ($mol / L \cdot s$).

- يمكن حساب سرعة التفاعل بحساب سرعة تكوين (إنتاج) إحدى المواد الناتجة مثل (C) أو (D).
- لحساب سرعة تكوين (إنتاج) المادة الناتجة (C):

$$R = \frac{\Delta [\text{مادة ناتجة}]}{\Delta t}$$

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

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

حيث: $[C]_2$: تركيز المادة المتفاعلة (C) عند الزمن (t_2).

$[C]_1$: تركيز المادة المتفاعلة (C) عند الزمن (t_1).

❖ بما أن تركيز المواد الناتجة يتزايد باستمرار فإن التركيز النهائي (C_2) يكون أعلى من التركيز الابتدائي (A_1) وبالتالي فإن التغير سوف يكون **(موجب)**، لذا لا داعي للضرب بإشارة السالب.

❖ لإيجاد العلاقة بين سرعة استهلاك (A) وسرعة إنتاج (C) من خلال الاعتماد على معاملاتهم في المعادلة الموزونة كما يأتي:

$$\frac{\text{سرعة تكوين C}}{\text{عدد مولات C}} = \frac{\text{سرعة استهلاك A}}{\text{عدد مولات A}}$$

مثال:

من خلال المعادلة التالية ($A \rightarrow 3B$) نلاحظ أنه لإنتاج (3 mol) من المادة (C) نحتاج إلى استهلاك (1 mol) من المادة (A).
- تكون سرعة إنتاج المادة (C) تساوي (3) أضعاف سرعة استهلاك المادة (A) كما يلي:

$$\frac{1}{3} \text{ سرعة تكوين المادة (C) = سرعة استهلاك المادة (A)}$$

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

- للتعبير عن سرعة التفاعل بدلالة التغير في تراكيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في مدة زمنية محددة، بدلالة سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة، وبالرجوع إلى معادلة التفاعل الكيميائي العام:



$$R = -\frac{1}{a} \frac{\Delta [A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta [B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta [C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta [D]}{\Delta t}$$

مثال (1):



في التفاعل التالي:

عبر عن سرعة استهلاك المواد المتفاعلة وسرعة تكوين المواد الناتجة بدلالة تركيز كل منها في مدة زمنية محددة:

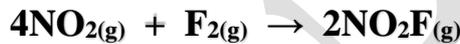
الإجابة:

- من خلال المعادلة وبملاحظة معاملات كل مادة متفاعلة أو ناتجة ومن خلال تطبيق قانون سرعة التفاعل:

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

مثال (2):

يتفاعل غاز ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2) مع غاز فلوريد النتريل (NO_2F) وفق المعادلة التالية:



عبر عن العلاقة بين سرعة تكوين (NO_2F) وسرعة استهلاك (F_2).

الإجابة:

- تكون سرعة استهلاك (F_2):

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

- تكون سرعة تكوين (NO_2F):

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

- العلاقة بين سرعة استهلاك (F_2) وسرعة تكوين (NO_2F) حسب المعاملات في المعادلة:

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

- تكون سرعة استهلاك (F_2) تساوي نصف سرعة تكوين (NO_2F)، أو سرعة تكوين (NO_2F) تساوي ضعف سرعة استهلاك (F_2).

مثال (3):

يتحلل غاز هيدريد الفسفور (PH_3) وفق المعادلة التالية: $4\text{PH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4(\text{g}) + 6\text{H}_2(\text{g})$

احسب سرعة استهلاك هيدريد الفسفور (PH_3)، إذا علمت أن سرعة تكوين غاز الهيدروجين (H_2) تساوي (0.06 M / s).

الإجابة:

- من خلال معطيات السؤال نلاحظ أن سرعة تكوين غاز الهيدروجين (H_2) تساوي (0.06 M / s) أي أن:

$$\frac{\Delta [H_2]}{\Delta t} = 0.06 \text{ M / s}$$

- من خلال العلاقة بين سرعة تكوين غاز الهيدروجين (H_2) وسرعة استهلاك غاز هيدريد الفسفور (PH_3):

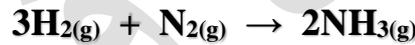
$$-\frac{1}{4} \frac{\Delta [PH_3]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta [H_2]}{\Delta t}$$

$$-\frac{1}{4} \frac{\Delta [PH_3]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \times (6 \times 10^{-2})$$

$$-\frac{1}{4} \frac{\Delta [PH_3]}{\Delta t} = 1 \times 10^{-2}$$

$$\frac{\Delta [PH_3]}{\Delta t} = 1 \times 10^{-2} \times 4 = 4 \times 10^{-2} \text{ M / s}$$

مثال (4): يتفاعل غاز الهيدروجين (H_2) مع غاز النيتروجين (N_2) وفق ظروف معينة لإنتاج الأمونيا (NH_3)، وفق المعادلة التالية:



- احسب سرعة استهلاك غاز الهيدروجين علماً أن سرعة إنتاج الأمونيا (0.16 M / s).

الإجابة:

- من خلال معطيات السؤال نلاحظ أن سرعة إنتاج الأمونيا (NH_3) تساوي (0.16 M / s) أي أن:

$$\frac{\Delta [NH_3]}{\Delta t} = 0.16 \text{ M / s}$$

- من خلال العلاقة بين سرعة تكوين غاز الأمونيا (NH_3) وسرعة استهلاك غاز الهيدروجين (H_2):

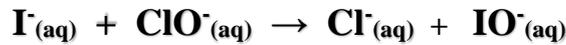
$$-\frac{1}{3} \frac{\Delta [H_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta [NH_3]}{\Delta t}$$

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

$$-\frac{1}{3} \frac{\Delta [H_2]}{\Delta t} = 8 \times 10^{-2}$$

$$\frac{\Delta [\text{H}_2]}{\Delta t} = 8 \times 10^{-2} \times 3 = 24 \times 10^{-2} \text{ M / s}$$

مثال (5): يتفاعل أيون (I⁻) مع أيون (ClO⁻) في محلول قاعدي، وفق المعادلة التالية:



- احسب سرعة استهلاك أيون (ClO⁻) علماً أن سرعة إنتاج أيون (Cl⁻) تساوي (0.24 M / s).

الإجابة:

- من خلال معطيات السؤال نلاحظ أن سرعة إنتاج أيون (Cl⁻) تساوي (0.24 M / s) أي أن:

$$\frac{\Delta [\text{Cl}^{-}]}{\Delta t} = 0.24 \text{ M / s}$$

- من خلال العلاقة بين سرعة تكوين أيون (Cl⁻) وسرعة استهلاك أيون (ClO⁻):

$$-\frac{\Delta [\text{ClO}^{-}]}{\Delta t} = \frac{\Delta [\text{Cl}^{-}]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta [\text{ClO}^{-}]}{\Delta t} = 24 \times 10^{-2} \text{ M / s}$$

مثال (6): من خلال المعادلة التالية: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

إذا علمت ان سرعة استهلاك (O₂) تساوي (0.15 M / s)، احسب سرعة تكون كل من (N₂)، (H₂O).

الإجابة:

- من خلال معطيات السؤال نلاحظ أن سرعة استهلاك (O₂) تساوي (0.15 M / s) أي أن:

$$\frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t} = 0.15 \text{ M / s}$$

- من خلال العلاقة بين سرعة استهلاك (O₂) وسرعة إنتاج غاز النيتروجين (N₂):

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{3} \frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [N_2]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \times (15 \times 10^{-2})$$

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [N_2]}{\Delta t} = 5 \times 10^{-2}$$

$$\frac{\Delta [N_2]}{\Delta t} = 5 \times 10^{-2} \times 2 = 1 \times 10^{-1} \text{ M / s}$$

- من خلال العلاقة بين سرعة استهلاك (O₂) وسرعة إنتاج الماء (H₂O):

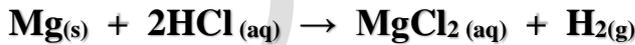
$$\frac{\Delta [H_2O]}{\Delta t} = - \frac{1}{3} \frac{\Delta [O_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta [H_2O]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \times (15 \times 10^{-2})$$

$$\frac{\Delta [H_2O]}{\Delta t} = 5 \times 10^{-2} \text{ M / s}$$

حساب السرعة المتوسطة للتفاعل والسرعة الابتدائية من الرسم البياني

- يمكن قياس سرعة التفاعل من خلال الرسم البياني لمنحنى السرعة.
 - يبين منحنى السرعة التغير في كمية مادة متفاعلة أو ناتجة خلال مدة زمنية معينة.
 - لتوضيح المقصود بمنحنى السرعة نأخذ المثال التالي:
- يتفاعل المغنيسيوم (Mg) مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) لينتج غاز الهيدروجين (H₂) وكلوريد المغنيسيوم (MgCl) كما يلي:



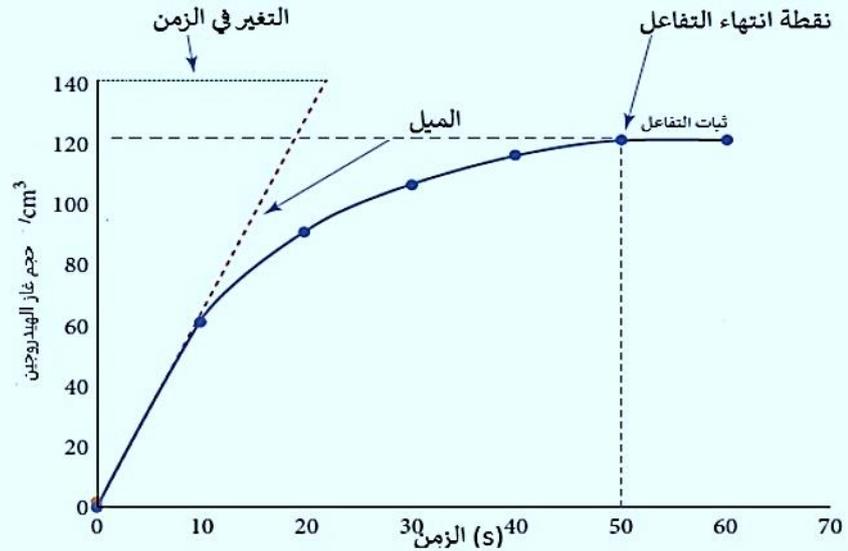
- ماذا يحدث في التفاعل السابق؟

- ❖ تكون سرعة التفاعل أكبر ما يمكن عند بداية التفاعل (لحظة بدايته) لأن تراكيز المواد المتفاعلة تكون أكبر ما يمكن.
- ❖ مع مرور الزمن تستهلك المواد المتفاعلة، وفي الوقت نفسه يزداد تركيز المواد المتفاعلة مثل غاز الهيدروجين (H₂).

السرعة المتوسطة: هي التغير الكلي لكمية المادة المتفاعلة أو الناتجة على الزمن المستغرق لإنتاج تلك الكمية أو استهلاكها.

- لحساب السرعة المتوسطة لإنتاج غاز الهيدروجين (H₂) ندرس الرسم البياني التالي الذي يبين العلاقة بين حجم الغاز الناتج والزمن.

الشكل (4): تغير حجم غاز الهيدروجين مقابل الزمن.



- لحساب السرعة المتوسطة نقوم بقسمة التغير الكلي في الحجم (ΔV) على الزمن المستغرق لإنتاج الغاز (Δt).

- نلاحظ أنه عند ثبات التفاعل بلغ حجم الغاز الناتج ($V_2 = 120 \text{ cm}^3$) بعد مرور ($t_2 = 50 \text{ s}$) في حين أن الحجم الابتدائي ($V_1 = 0$) عند بداية التفاعل حيث ($t_1 = 0$):

$$S = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{120 - 0}{50 - 0} = \frac{120}{50} = 2.4 \text{ cm}^3 / \text{s}$$

حيث: (ΔV): التغير في حجم غاز (H_2)
(Δt): التغير في الزمن.

- يمكن استخدام المنحنى السابق في حساب ما يسمى بالسرعة الابتدائية.

السرعة الابتدائية: هي سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن (صفر) بدلالة تراكيز المواد المتفاعلة.

- عند لحظة خلط المواد (الزمن صفر) تكون تراكيز المواد المتفاعلة أكبر ما يمكن.

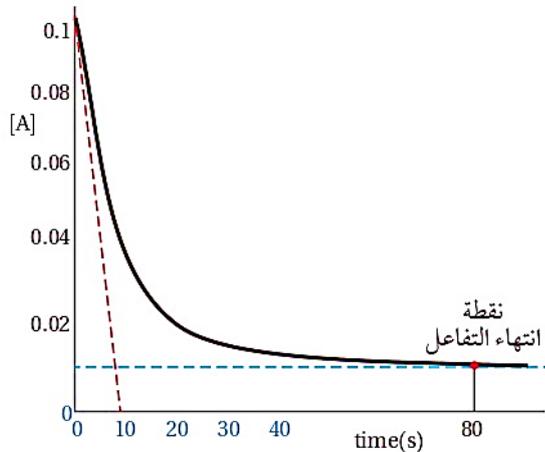
- تساوي السرعة الابتدائية ميل المماس (G) عند النقطة التي تمثل كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة عند الزمن صفر.

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

حيث: (ΔY): التغير في حجم الغاز الناتج
(ΔX): التغير في الزمن.

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 0}{22 - 0} = \frac{140}{22} = 6.364 \text{ cm}^3 / \text{s}$$

مثال (7): يمثل الشكل الاتي منحنى سرعة التفاعل لتغير تركيز مادة متفاعلة (A) مقابل الزمن:



1- احسب السرعة المتوسطة (S) للتفاعل.

2- احسب السرعة الابتدائية (G) للتفاعل.

الإجابة:

1- لحساب السرعة المتوسطة (S):

$$(\Delta V) = V_2 - V_1 = 0.1 - 0.01 = 0.09 \text{ M}$$

$$(\Delta t) = t_2 - t_1 = 80 - 0 = 80 \text{ s}$$

$$S = \frac{\Delta V}{\Delta t} = \frac{0.1 - 0.01}{80 - 0} = \frac{0.09}{80} = 0.001 \text{ M / s}$$

2- لحساب السرعة الابتدائية:

$$(\Delta Y) = Y_2 - Y_1 = 0.1 - 0 = 0.1 \text{ M}$$

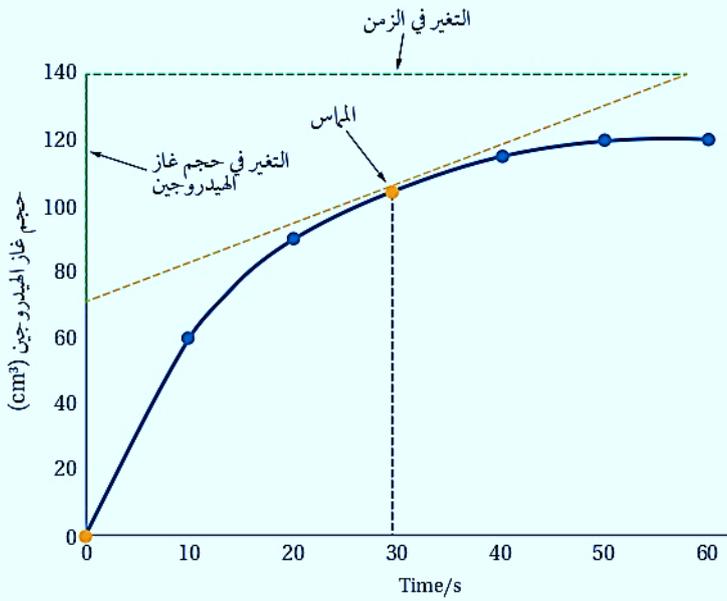
$$(\Delta X) = X_2 - X_1 = 10 - 0 = 10 \text{ s}$$

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{0.1 - 0}{10 - 0} = \frac{0.1}{10} = 0.01 \text{ M / s}$$

سرعة التفاعل اللحظية

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

- لإيجاد السرعة اللحظية للتفاعل السابق من خلال رسم منحنى يمثل حجم غاز (H₂) مع الزمن ، فمثلاً لإيجاد السرعة اللحظية عند الزمن (30) ثانية، نقوم برسم مماس للمنحنى عند الزمن (30) ثانية كما في الشكل:



إيجاد السرعة اللحظية عند الزمن (35) ثانية:

- 1- نرسم عمود من الزمن (30) ليقطع المنحنى وعند نقطة التقاطع نرسم المماس ليقطع مع محور حجم الغاز.

- 2- السرعة اللحظية عند (30) ثانية تساوي ميل المماس:

$$(\Delta Y) = Y_2 - Y_1 = 140 - 70 = 70 \text{ cm}^3$$

$$(\Delta X) = X_2 - X_1 = 58 - 0 = 58 \text{ s}$$

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{140 - 70}{58 - 0} = \frac{70}{58} = 1.207 \text{ cm}^3 / \text{s}$$

بالرجوع الى الشكل السابق، احسب السرعة اللحظية عند زمن (10 s).

مثال (8):

الإجابة:

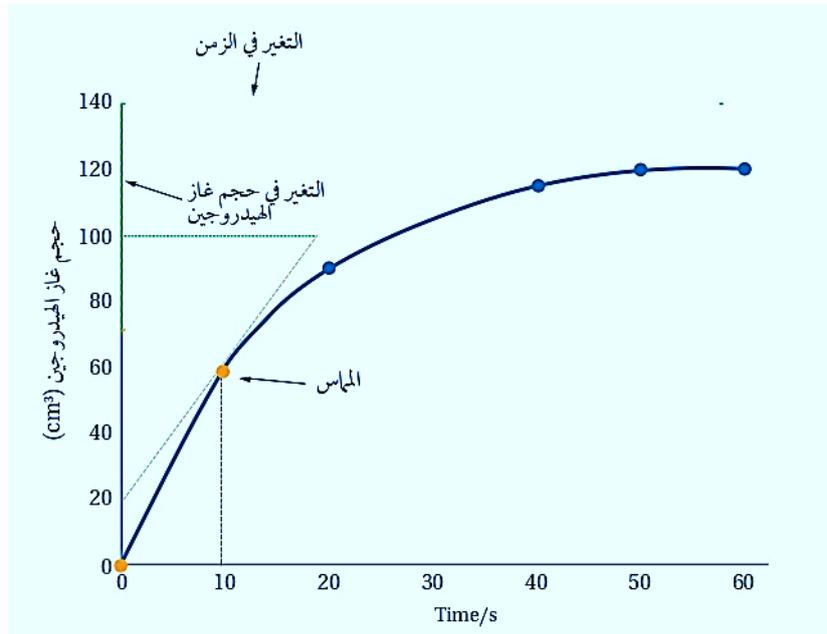
- لحساب السرعة اللحظية عند الزمن (10 s) نقوم برسم مماس عند النقطة التي تمثل الزمن (10 s) ومن ثم نلاحظ أن هذا المماس محصور بين النقطتين (20) و (100) على محور الصادات (حجم الغاز) ومحصور بين (20) و (0) على محور السينات (الزمن)، وبالتالي يكون ميل المماس (السرعة اللحظية) تساوي:

$$(\Delta Y) = Y_2 - Y_1 = 100 - 20 = 80 \text{ cm}^3$$

$$(\Delta X) = X_2 - X_1 = 20 - 0 = 20 \text{ s}$$

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{100 - 20}{20 - 0} = \frac{80}{20} = 4 \text{ cm}^3 / \text{s}$$

- الشكل التالي يوضح ميل المماس عند الزمن (10 s).



- يمكن حساب سرعة التفاعل بدلالة تغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو الناتجة في مدة زمنية محددة.

مثال (9): يتحلل غاز خامس أكسيد النيتروجين (N_2O_5) لإنتاج غاز ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2) وغاز الأوكسجين (O_2) وفق



- لحساب سرعة إنتاج غاز الأوكسجين خلال فترات زمنية معينة بالاعتماد على البيانات الواردة في الجدول التالي:

Time (s)	0	600	1200	2400	3000	3600	4200	4800	5400	6000
$[O_2] \times 10^{-3} M$	0	2.1	3.6	5.7	6.4	6.8	7.2	7.5	7.7	7.8

- لحساب سرعة التفاعل في الفترة الزمنية (600 - 1200)، فيمكن ذلك من خلال حساب سرعة إنتاج غاز الأوكسجين (O_2) خلال هذه المدة كما يلي:

$$R \equiv \frac{\Delta [O_2]}{\Delta t} \quad (\Delta [O_2] = 3.6 \times 10^{-3} - 2.1 \times 10^{-3} = 1.5 \times 10^{-3} M)$$

$$(\Delta t = 1200 - 600 = 600 s)$$

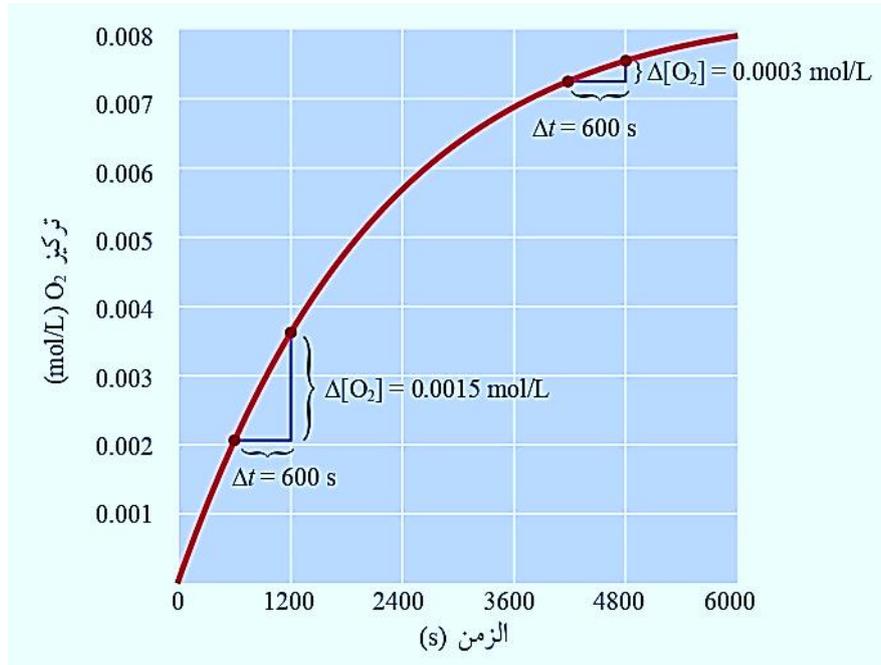
$$R \equiv \frac{\Delta [O_2]}{\Delta t} \equiv \frac{1.5 \times 10^{-3}}{600} \equiv 2.5 \times 10^{-6} M/s$$

- لحساب سرعة التفاعل في الفترة الزمنية (4200 - 4800):

$$R = \frac{\Delta [O_2]}{\Delta t} \quad (\Delta [O_2] = 7.5 \times 10^{-3} - 7.2 \times 10^{-3} = 0.3 \times 10^{-3} \text{ M})$$

$$(\Delta t = 4800 - 4200 = 600 \text{ s})$$

$$R = \frac{\Delta [O_2]}{\Delta t} = \frac{0.3 \times 10^{-3}}{600} = 5 \times 10^{-7} \text{ M/s}$$



[O ₂] M	Time (s)
0.006	5
0.002	9

يبين الجدول التالي تركيز المادة (E) مقابل الزمن :

مثال (10):

- 1- هل المادة (E) هي مادة متفاعلة أم ناتجة. فسر ذلك.
- 2- احسب سرعة التفاعل.

الإجابة:

- 1- من البيانات الواردة في الجدول نلاحظ أنه مع مرور الزمن يقل تركيز المادة (E) حيث أن التركيز عند الزمن (9s) أقل منه عند الزمن (5s)، وبالتالي فإن المادة التي يتناقص تركيزها مع مرور الزمن هي المادة المتفاعلة، وبالتالي فإن (E) مادة متفاعلة.
- 2- لحساب سرعة التفاعل نقوم بحساب سرعة استهلاك المادة (E) من خلال العلاقة:

$$R = - \frac{\Delta [E]}{\Delta t} = - \frac{([E]_2 - [E]_1)}{(t_2 - t_1)} = - \frac{(0.002 - 0.006)}{(9 - 5)} = \frac{- (0.004)}{(4)} = 0.001 \text{ M/s}$$

مثال (11):

احسب سرعة استهلاك (CO) في المعادلة: $\text{CO}_{(g)} + \text{NO}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{NO}_{(g)}$
إذا علمت ان تركيز (CO) في بداية التفاعل ($1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$) وأصبح تركيزه ($1.2 \times 10^{-3} \text{ M}$) بعد زمن (20 s).

الإجابة:

- لحساب سرعة استهلاك (CO) نستخدم العلاقة:

$$R = - \frac{\Delta [\text{CO}]}{\Delta t} = - \frac{([\text{CO}]_2 - [\text{CO}]_1)}{(t_2 - t_1)} = - \frac{(0.0012 - 0.0018)}{(20 - 0)} = \frac{- (0.0006)}{(20)} = 3 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

مثال (12):

يتفكك غاز (N_2O_4) بالحرارة مكوناً غاز (NO_2) وفق المعادلة التالية: $\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(g)}$

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

Time (s)	0	10	20
$[\text{N}_2\text{O}_4] \text{ M}$	0.1	0.02	0.01
$[\text{NO}_2] \text{ M}$	0.00	0.08	0.01

1- احسب سرعة استهلاك (N_2O_4) في المدة الزمنية (10 – 20 s).

2- احسب سرعة تكون (NO_2) في المدة الزمنية (10 – 20 s).

الإجابة:

1- لحساب سرعة استهلاك المادة (N_2O_4) في المدة الزمنية (10 – 20 s) نطبق العلاقة:

$$R = - \frac{\Delta [\text{N}_2\text{O}_4]}{\Delta t} = - \frac{([\text{N}_2\text{O}_4]_2 - [\text{N}_2\text{O}_4]_1)}{(t_2 - t_1)} = - \frac{(0.01 - 0.02)}{(20 - 10)} = \frac{- (0.01)}{(10)} = 1 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

2- لحساب سرعة إنتاج المادة (NO_2) في المدة الزمنية (10 – 20 s) نطبق العلاقة:

$$R = \frac{\Delta [\text{NO}_2]}{\Delta t} = \frac{([\text{NO}_2]_2 - [\text{NO}_2]_1)}{(t_2 - t_1)} = \frac{(0.01 - 0.00)}{(20 - 10)} = \frac{(0.01)}{(10)} = 1 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

من خلال دراستك للمعادلة الموزونة التالية: $4\text{NH}_3(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

[O ₂] M	Time (s)
1.4	0
0.8	2
0.5	4
0.4	6

تم الحصول على البيانات في الجدول التالي:

- 1- احسب سرعة تكوين (N₂) في الفترة الزمنية (2 - 4 s).
- 2- احسب سرعة تكوين (H₂O) في الفترة الزمنية (4 - 6 s).
- 3- احسب سرعة استهلاك (NH₃) في الفترة الزمنية (0 - 2 s)

الإجابة:

1- لحساب سرعة تكون (N₂) نقوم أولاً بحساب سرعة استهلاك (O₂) لنفس الفترة الزمنية (2 - 4 s).

$$R = - \frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t} = - \frac{([\text{O}_2]_2 - [\text{O}_2]_1)}{(t_2 - t_1)} = - \frac{(0.5 - 0.8)}{(4 - 2)} = \frac{- (0.3)}{(2)} = 15 \times 10^{-2} \text{ M/s}$$

- من خلال العلاقة بين سرعة استهلاك (O₂) وسرعة تكوين (N₂):

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [\text{N}_2]}{\Delta t} = - \frac{1}{3} \frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [\text{N}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \times (15 \times 10^{-2})$$

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [\text{N}_2]}{\Delta t} = 5 \times 10^{-2}$$

$$\frac{\Delta [\text{N}_2]}{\Delta t} = 5 \times 10^{-2} \times 2 = 1 \times 10^{-1} \text{ M/s}$$

2- لحساب سرعة تكون (H₂O) نقوم أولاً بحساب سرعة استهلاك (O₂) لنفس الفترة الزمنية (4 - 6 s).

$$R = - \frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t} = - \frac{([\text{O}_2]_2 - [\text{O}_2]_1)}{(t_2 - t_1)} = - \frac{(0.4 - 0.5)}{(6 - 4)} = \frac{- (0.1)}{(2)} = 5 \times 10^{-2} \text{ M/s}$$

- من خلال العلاقة بين سرعة استهلاك (O₂) وسرعة تكوين (H₂O):

$$\frac{1}{4} \frac{\Delta [\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} = - \frac{1}{3} \frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{1}{6} \frac{\Delta [\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \times (5 \times 10^{-2})$$

$$\frac{1}{6} \frac{\Delta [\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} = 1.66 \times 10^{-2}$$

$$\frac{\Delta [\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t} = 1.66 \times 10^{-2} \times 6 = 1 \times 10^{-1} \text{ M/s}$$

3- لحساب سرعة استهلاك (NH₃) نقوم أولاً بحساب سرعة استهلاك (O₂) لنفس الفترة الزمنية (0 - 2 s).

$$R = - \frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t} = - \frac{([\text{O}_2]_2 - [\text{O}_2]_1)}{(t_2 - t_1)} = - \frac{(0.8 - 1.4)}{(2 - 0)} = \frac{- (0.6)}{(2)} = 3 \times 10^{-1} \text{ M/s}$$

- من خلال العلاقة بين سرعة استهلاك (O₂) وسرعة تكوين (H₂O):

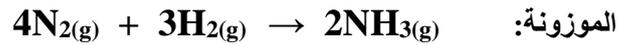
$$- \frac{1}{4} \frac{\Delta [\text{NH}_3]}{\Delta t} = - \frac{1}{3} \frac{\Delta [\text{O}_2]}{\Delta t}$$

$$- \frac{1}{4} \frac{\Delta [\text{NH}_3]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \times (3 \times 10^{-1})$$

$$- \frac{1}{4} \frac{\Delta [\text{NH}_3]}{\Delta t} = 1 \times 10^{-1}$$

$$\frac{\Delta [\text{NH}_3]}{\Delta t} = 1 \times 10^{-1} \times 4 = 4 \times 10^{-1} \text{ M/s}$$

مثال (14): احسب سرعة تكوين غاز الأمونيا (NH₃) علماً أن سرعة استهلاك غاز النيتروجين (0.5 M/s) وفق معادلة التفاعل



الإجابة:

- لحساب سرعة تكوين غاز الأمونيا (NH₃) نأخذ العلاقة بين سرعة تكوين غاز الأمونيا (NH₃) وسرعة استهلاك النيتروجين (N₂):

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [\text{NH}_3]}{\Delta t} = - \frac{1}{4} \frac{\Delta [\text{N}_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [\text{NH}_3]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \times (5 \times 10^{-1})$$

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [\text{NH}_3]}{\Delta t} = 1.25 \times 10^{-1}$$

$$\frac{\Delta [\text{NH}_3]}{\Delta t} = 1.25 \times 10^{-1} \times 2 = 2.5 \times 10^{-1} \text{ M / s}$$

مثال (15): احسب سرعة تكوين المادة (A) في المدة الزمنية (3 s – 6 s):

رقم التجربة	1	2	3
Time (s)	1	3	6
[A] M	0.3	0.6	0.9

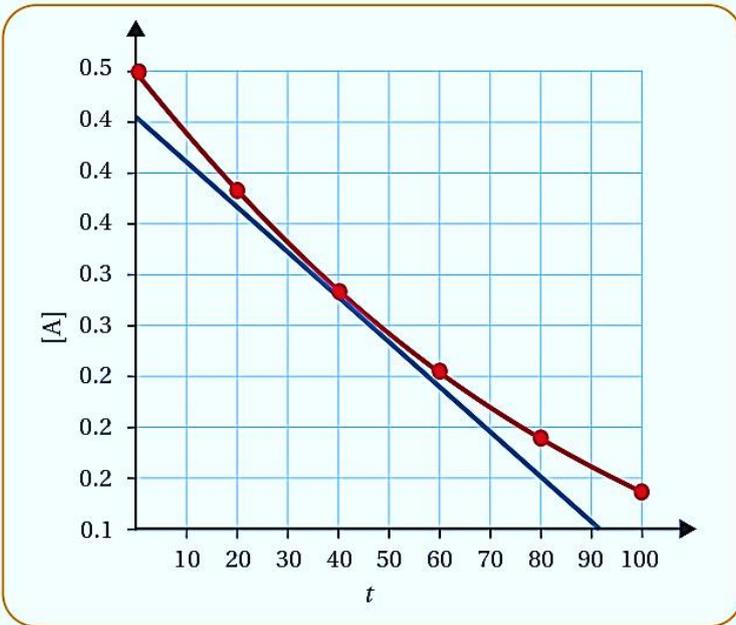
الإجابة:

1- لحساب سرعة تكوين المادة (A) في المدة الزمنية (3 s – 6 s) نطبق العلاقة:

$$R = - \frac{\Delta [A]}{\Delta t} = - \frac{([A]_2 - [A]_1)}{(t_2 - t_1)} = - \frac{(0.9 - 0.6)}{(6 - 3)} = \frac{- (0.3)}{(3)} = 1 \times 10^{-1} \text{ M/s}$$

مثال (16): احسب باستخدام الرسم البياني الآتي:

الإجابة:



- من خلال الرسم البياني في الشكل المجاور، نلاحظ أن المماس مرسوم عند نقطة معينة من الزمن وهو (40 s) وبالتالي فإن المطلوب هو إيجاد السرعة اللحظية، وإيجاد السرعة اللحظية نعوض في العلاقة التالية:

$$(\Delta Y) = Y_2 - Y_1 = 0.41 - 0.1 = 0.31 \text{ M}$$

$$(\Delta X) = X_2 - X_1 = 91 - 0 = 91 \text{ s}$$

$$G = \frac{\Delta Y}{\Delta X} = \frac{0.41 - 0.1}{91 - 0} = \frac{0.31}{91} = 3.4 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

الدرس الثاني: قوانين سرعة التفاعل

- ❖ تعتمد سرعة التفاعل في بعض التفاعلات على تركيز أكثر من مادة متفاعلة، وبالتالي لا يمكن استخدام معادلة التفاعل الموزونة لتحديد سرعة التفاعل.
- ❖ يتم إيجاد سرعة التفاعل لأكثر من مادة متفاعلة من خلال التجربة العملية، فمثلاً لو أخذنا التفاعل التالي الذي يمثل مادتين متفاعلتين كما يلي:



- ❖ وجد عملياً أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة معينة:

$$R \propto [A] [B]$$

رتبة التفاعل

- ❖ في المعادلة العامة التالية: $(A + B \rightarrow C + D)$ يمكن التعبير عن قانون سرعة التفاعل (R) كما يلي:

$$R = K [A]^X [B]^Y$$

- ❖ حيث (X): رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) ويمكن أن تكون قيمة عددية صحيحة (0,1,2,...) أو قيمة كسرية.
- ❖ حيث (Y): رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (B) ويمكن أن تكون قيمة عددية صحيحة (0,1,2,...) أو قيمة كسرية.
- ❖ حيث (K): ثابت سرعة التفاعل، ويعتمد على درجة حرارة التفاعل، ولكل تفاعل ثابت تفاعل (K) محدد تختلف قيمته من تفاعل لآخر.

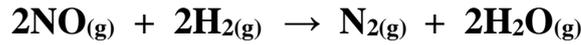
رتبة التفاعل: هي الأس المرفوع إليه تركيز المادة المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل.

- ❖ تبين رتبة التفاعل أثر تغير تركيز المادة المتفاعلة في سرعة التفاعل.
- ❖ يتم تحديد رتبة التفاعل من خلال التجربة العلمية فقط.
- ❖ عندما تكون قيمة الرتبة (X) أو (Y) تساوي (صفر) فإن التفاعل من الرتبة (الصفريّة) للمادة المفاعلة (A) أو (B).
- ❖ عندما تكون قيمة الرتبة (X) أو (Y) تساوي (1) فإن التفاعل من الرتبة (الأولى) للمادة المفاعلة (A) أو (B).
- ❖ عندما تكون قيمة الرتبة (X) أو (Y) تساوي (2) فإن التفاعل من الرتبة (الثانية) للمادة المفاعلة (A) أو (B).

الرتبة الكلية: هي مجموع رتب المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل (X + Y)

مثال (17):

يتفاعل غاز أحادي أكسيد النيتروجين (NO) مع غاز الهيدروجين (H₂) وفق المعادلة التالية:



جرى التوصل عن طريق التجربة عند درجة حرارة معينة، الى أن قانون السرعة لهذا التفاعل هو:

$$R = K [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]^1$$

- 1- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة (NO).
- 2- ما رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة (H₂).
- 3- ما الرتبة الكلية.

الإجابة:

- من خلال قانون سرعة التفاعل:

- 1- الاس المرفوع لتركيز المادة المتفاعلة (NO) يساوي (2) وبالتالي فإن رتبة المادة (NO) تساوي (2).
- 2- الاس المرفوع لتركيز المادة المتفاعلة (H₂) يساوي (1) وبالتالي فإن رتبة المادة (H₂) تساوي (1).
- 3- الرتبة الكلية: رتبة (NO) + رتبة (H₂) وبالتالي الرتبة الكلية تساوي (2 + 1 = 3)

مثال (18):

يتحلل خامس أكسيد ثنائي النيتروجين (N₂O₅) عند درجة حرارة معينة وفق معادلة التفاعل التالي:



إذا كانت قيمة ثابت سرعة التفاعل (K) لهذا التفاعل تساوي (5.9 × 10⁻⁴ s⁻¹) وتركيز (N₂O₅) يساوي (8.4 × 10⁻⁴ M) احسب سرعة التفاعل حيث قانون سرعة التفاعل:

$$R = K [\text{N}_2\text{O}_5]^1$$

الإجابة:

- من خلال التعويض المباشر في قانون سرعة التفاعل:

$$R = K [\text{N}_2\text{O}_5]^1$$

$$R = 5.9 \times 10^{-4} \times ((8.4 \times 10^{-4})^1) = 4.9 \times 10^{-6} \text{ M.s}^{-1}$$

تحديد مرتبة التفاعل

- ❖ تكمن أهمية تحديد رتبة التفاعل في توقع كيفية حدوث التفاعل الكيميائي.
- ❖ يمكن تحديد رتبة التفاعل بالنسبة لمادة متفاعلة عن طريق الرسم البياني أو بطريقة السرعة الابتدائية:

1- طريقة الرسم البياني:

- ❖ يتم تحديد رتبة التفاعل من خلال هذه الطريقة من خلال:

- 1- معرفة التغير في تركيز المادة المتفاعلة مع الزمن أثناء سير التفاعل مع بقاء تراكيز المواد المتفاعلة الأخرى ثابتة، وذلك باستعمال كميات كبيرة منها.
- 2- يتم قياس تراكيز المادة المتفاعلة التي يتم اختبارها تجريبياً.
- 3- نرسم بيانياً العلاقة بين التركيز مقابل زمن التفاعل.
- 4- يكون ميل المنحنى عند أي نقطة مساوياً لدرجة التفاعل عند تلك النقطة.
- 5- يتم قياس سرعات مختلفة للتفاعل عند عدة نقاط (تراكيز معينة) (كل نقطة يتم أخذ الميل عندها تمثل سرعة التفاعل عند تلك النقطة).
- 6- نرسم بيانياً العلاقة بين سرعة التفاعل مقابل تركيز المادة المتفاعلة، والتي من خلاله يمكن تحديد رتبة المادة المتفاعلة.

الرتبة الصفرية

- ❖ عندما يكون تركيز المادة مرفوعاً للأس (صفر) فإن قيمته تساوي (1).

$$[N_2O_5]^0 = 1$$

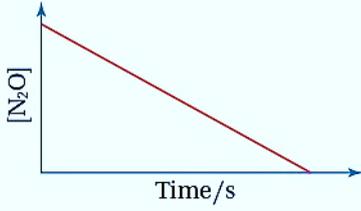
- ❖ في الرتبة الصفرية فإن تغير تركيز المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل.

مثال: عند تحلل أحادي أكسيد ثنائي النيتروجين (N_2O) وفق المعادلة التالي:



يتم إجراء هذا التفاعل بوجود البلاتين بوصفه عاملاً مساعداً ودرجة حرارة معينة.

- وجد أن سرعة التفاعل لا تعتمد على تركيز (N_2O) الموجود بداية التفاعل.
- نرسم العلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة (N_2O) مقابل الزمن كما في الشكل التالي:



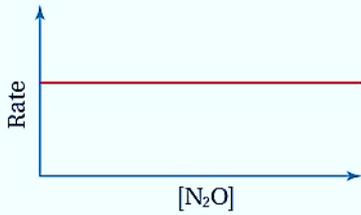
الشكل (8/a): تركيز المادة المتفاعلة مقابل الزمن.

- من خلال الرسم البياني المجاور نلاحظ أن تركيز المادة المتفاعلة (N_2O) يتناقص بمقدار ثابت مع مرور الزمن.

- العلاقة بين التركيز والزمن هي علاقة خط مستقيم متناقص ميله مقدار ثابت.

يطبق هذا الرسم البياني (العلاقة بين التركيز والزمن) على جميع التفاعلات ذات الرتبة الصفرية، وبالتالي من خلال الرسم يمكن تحديد رتبة التفاعل.

❖ يبين الرسم البياني المجاور العلاقة بين سرعة التفاعل مقابل التركيز:



الشكل (8/b): سرعة التفاعل مقابل التركيز.

- من خلال الرسم البياني نلاحظ أن سرعة التفاعل لا تتأثر بتركيز المادة المتفاعلة (N_2O).

يطبق هذا الرسم (العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز) على جميع التفاعلات ذات الرتبة الصفرية وبالتالي من خلال الرسم يمكن تحديد رتبة التفاعل.

يكون قانون سرعة التفاعل لهذا التفاعل:

$$R = K$$

حيث: $[N_2O]^0 = 1$ ، ولا يكتب تركيز (N_2O) في قانون سرعة التفاعل.

من قانون سرعة التفاعل نستنتج أن وحدة ثابت سرعة التفاعل هي نفس وحدة سرعة التفاعل وتساوي (M/s^{-1}).

الرتبة الأولى

❖ عندما يكون تركيز المادة مرفوعاً للأس (1) فإن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز المادة المتفاعلة.

❖ أي تغيير يطرأ على تركيز المادة المتفاعلة يقابله تغير في سرعة التفاعل بنفس المقدار:

- نقصان تركيز المادة المتفاعلة إلى النصف يقابله نقصان في سرعة التفاعل إلى النصف أيضاً.

- مضاعفة تركيز المادة المتفاعلة يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل بنفس المقدار.

عند تحلل فوق أكسيد الهيدروجين (H_2O_2) وفق المعادلة التالية:

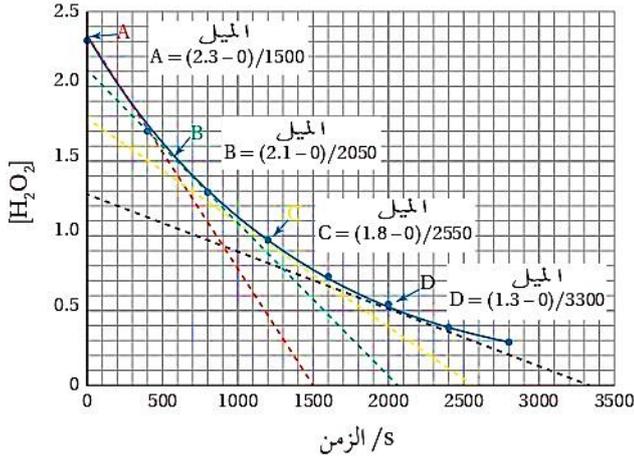
مثال:



- وجد عمليا أن مضاعفة تركيز (H_2O_2) يؤدي الى مضاعفة سرعة التفاعل.
يعتبر هذا التفاعل من الرتبة الأولى بالنسبة للمادة المتفاعلة (H_2O_2) ويكون قانون سرعة التفاعل:

$$R = K [\text{H}_2\text{O}_2]^1$$

- من خلال رسم العلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة (H_2O_2) مع مرور الزمن وحساب ميل المماس عند تراكيز محددة وعند درجة حرارة ثابتة، يمكن التأكد من رتبة التفاعل أنها رتبة أولى كما في الشكل:



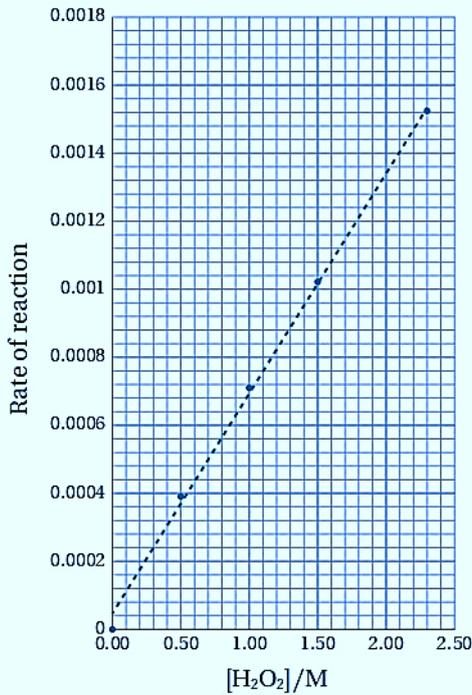
يطبق هذا الرسم البياني (العلاقة بين التركيز والزمن) على جميع التفاعلات ذات الرتبة الأولى، وبالتالي من خلال الرسم يمكن تحديد رتبة التفاعل.

- من خلال الشكل وعند إيجاد ميل المماس للنقاط (A,B,C,D) عند تراكيز محددة، فإنه يمكن إيجاد سرعة التفاعل عند هذه النقاط من خلال العلاقة:

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

الجدول التالي يبين قيم سرعة التفاعل عند تراكيز محددة من (H_2O_2):

$(R) \times 10^{-3} \text{ M.s}^{-1}$	$[\text{H}_2\text{O}_2] \text{ M}$
0.394	0.5
0.706	1.0
1.024	1.5
1.533	2.3



- من خلال القيم في الجدول يمكن رسم العلاقة البيانية بين سرعة التفاعل وتركيز (H_2O_2) كما في الشكل:
- من الشكل المجاور نلاحظ أن العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز هو خط مستقيم متزايد وذلك يعني أن التفاعل من الرتبة الأولى.

يطبق هذا الرسم (العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز) على جميع التفاعلات ذات الرتبة الأولى وبالتالي من خلال الرسم يمكن تحديد رتبة التفاعل.

الرتبة الثانية

❖ لتوضيح كيفية إيجاد الرتبة الثانية للتفاعل ندرس المثال التالي:

مثال:

عند تحلل ثاني أكسيد النيتروجين (NO_2) وفق المعادلة التالية:



ينتج أحادي أكسيد النيتروجين (NO) وغاز الاكسجين (O_2).

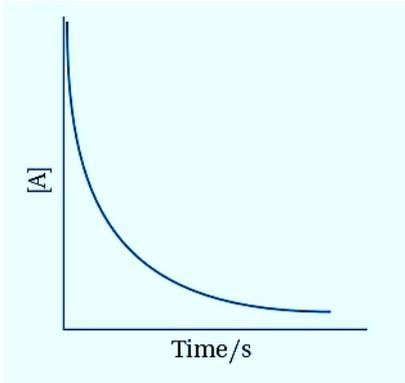
❖ عند دراسة تغير سرعة التفاعل بتغير تركيز المادة المتفاعلة (NO_2) وجد أن:

- ◆ سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع مربع تركيز المادة المتفاعلة عند درجة حرارة معينة فمثلاً
- عند مضاعفة تركيز المادة (NO_2) مرتين، فإن ذلك يؤدي الى مضاعفة سرعة التفاعل أربع مرات .
- عند مضاعفة تركيز المادة (NO_2) ثلاث مرات، فإن ذلك يؤدي الى مضاعفة سرعة التفاعل تسع مرات .

❖ يعتبر هذا التفاعل من الرتبة الثانية ويكون قانون سرعة التفاعل على النحو التالي:

$$R = K [\text{NO}_2]^2$$

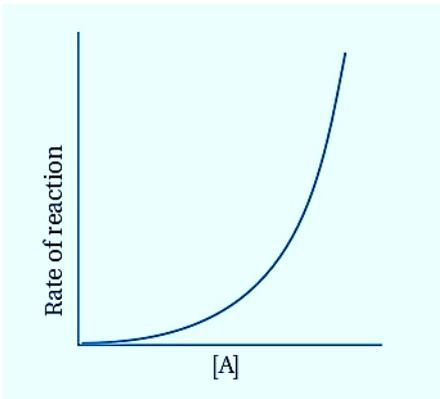
- الشكل التالي يبين العلاقة بين تركيز المادة المتفاعلة والزمن:



يطبق هذا الرسم البياني (العلاقة بين التركيز والزمن) على جميع

التفاعلات ذات الرتبة الثانية، وبالتالي من خلال الرسم يمكن تحديد رتبة التفاعل.

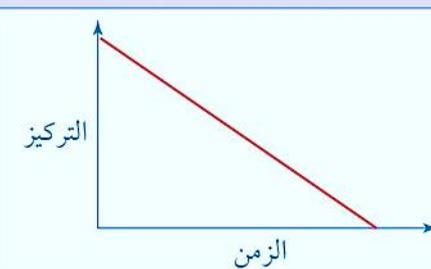
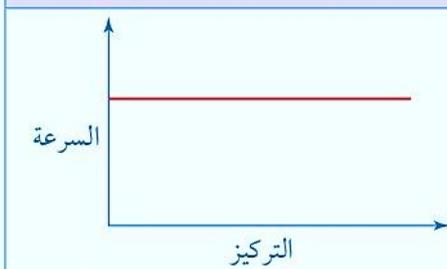
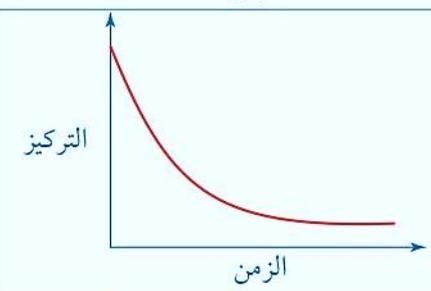
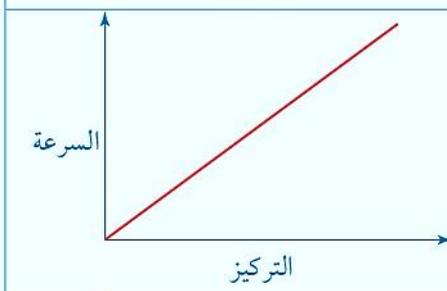
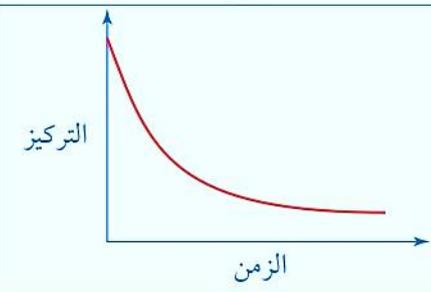
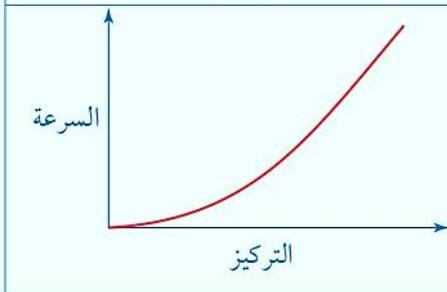
- أما الشكل التالي فيبين العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المادة المتفاعلة:



يطبق هذا الرسم (العلاقة بين سرعة التفاعل والتركيز) على جميع

التفاعلات ذات الرتبة الثانية، وبالتالي من خلال الرسم يمكن تحديد رتبة التفاعل.

❖ الجدول التالي يبين الأشكال المتوقعة للرسم البياني الذي يشير الى الرتب المختلفة للتفاعلات:

رتبة التفاعل	منحنى التركيز مقابل الزمن	منحنى سرعة التفاعل مقابل التركيز
الصفري		
الأولى		
الثانية		

2- طريقة السرعة الابتدائية:

❖ يتم تحديد رتبة التفاعل من خلال هذه الطريقة من خلال مقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد المتفاعلة، وتؤخذ سرعة التفاعل الابتدائية في اللحظة التي تخلط فيها المواد المتفاعلة ذات التركيز المعلوم.

❖ نكتب التفاعل العام: $aA + bB \rightarrow nC$

❖ يكون قانون سرعة التفاعل العام على الصورة: $R = [A]^x [B]^y$

❖ لتوضيح كيفية تعيين قيمة (X) عمليا ندرس الجدول الاتي والمتعلق بغاز (N₂O₅) الذي يتفكك عند درجة حرارة (45⁰) س.

تغير تركيز (N ₂ O ₅) خلال التفاعل		
رقم التجربة	[N ₂ O ₅] M	السرعة الابتدائية (M.s ⁻¹)
1	0.02	1.2 × 10 ⁻⁶
2	0.04	2.4 × 10 ⁻⁶
3	0.08	4.8 × 10 ⁻⁶

1- نكتب قانون سرعة التفاعل العام حيث:

$$R = K [N_2O_5]^X$$

2- نقوم بمقارنة نسبة سرعتي تفكك (N_2O_5) في تجربتين مختلفتين مثل تجربة رقم (1) و (2) مع نسبة التركيز عندهما كما يلي:

$$R_1 = K [N_2O_5]_1^X$$

$$R_2 = K [N_2O_5]_2^X$$

3- نقوم بقسمة المعادلة رقم (2) على المعادلة رقم (1) ونعوض القيم من الجدول:

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{K}{K} \frac{[N_2O_5]_2^X}{[N_2O_5]_1^X}$$

$$\frac{2.4 \times 10^{-6}}{1.2 \times 10^{-6}} = \frac{(0.04)^X}{(0.02)^X}$$

$$\frac{24 \times 10^{-7}}{12 \times 10^{-7}} = \left(\frac{4 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-2}}\right)^X$$

$$2 = (2)^X \rightarrow X = 1$$

4- عندما يتساوى الأساس (2) فإن الأسس تتساوى.

← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (N_2O_5) هي (1) ويصبح قانون سرعة التفاعل كما يلي:

$$R = K [N_2O_5]^1$$

حساب قيمة ثابت سرعة التفاعل (K)

❖ لحساب قيمة ثابت سرعة التفاعل (K) نعوض التركيز والسرعة لأي من التجارب في القانون.

❖ نأخذ التجربة رقم (1):

$$R = K [N_2O_5]^1$$

$$1.2 \times 10^{-6} = K (2 \times 10^{-2})^1$$

$$K = \frac{12 \times 10^{-7}}{2 \times 10^{-2}} = 6 \times 10^{-5} \text{ (s}^{-1}\text{)}$$

مثال (19): استخدم قيمة ثابت سرعة التفاعل المحسوبة في المثال السابق لحساب سرعة تفكك (N_2O_5) عند درجة (45 C⁰)، عندما يكون تركيز (N_2O_5) يساوي ($1.5 \times 10^{-3} M$).

الإجابة:

$$R = K [N_2O_5]^1$$

$$R = (6 \times 10^{-5}) \times (1.5 \times 10^{-3})^1 = 9 \times 10^{-8} M.s^{-1}$$

مثال (20): يمكن استخدام الطريقة السابقة لتعيين رتب التفاعلات التي تشمل أكثر من مادة متفاعلة واحدة، فمثلا يتفاعل (NO_2) مع (HCl) في الحالة الغازية حسب المعادلة الآتية:



وبالتجربة العملية أمكن جمع البيانات المدونة في الجدول الآتي لهذا التفاعل فب الدرجة (25 C⁰).

رقم التجربة	[NO ₂] M	[HCl] M	السرعة الابتدائية (M.s ⁻¹)
1	0.3	0.3	1.4×10^{-3}
2	0.6	0.3	2.8×10^{-3}
3	0.3	0.6	2.8×10^{-3}

- 1- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (NO_2).
- 2- ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (HCl).
- 3- اكتب قانون سرعة التفاعل.
- 4- احسب قيمة ثابت السرعة للتفاعل.

الإجابة:

$$R = K [NO_2]^x [HCl]^y$$

❖ نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل:

- لإيجاد رتبة التفاعل لإحدى المواد المتفاعلة نقارن بين نتائج تجربتين يكون فيهما تركيز المادة المراد تحديد رتبة التفاعل بالنسبة إليها متغيرا، في حين أن تركيز المواد المتفاعلة الأخرى ثابت، حيث لا أثر لها على السرعة في هاتين التجريبتين.
- 1- لإيجاد قيمة (X) نقارن بين نتائج التجريبتين (1) و (2)، حيث نلاحظ أن تركيز (NO_2) قد تضاعف في حين بقي تركيز (HCl) ثابت.

$$R_1 = K [NO_2]_1^x [HCl]_1^y$$

$$R_2 = K [NO_2]_2^x [HCl]_2^y$$

- نقوم بقسمة المعادلة رقم (2) على المعادلة رقم (1) ونعوض القيم من الجدول:

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{K}{K} \frac{[NO_2]_2^x}{[NO_2]_1^x} \frac{[HCl]_2^y}{[HCl]_1^y}$$

$$\frac{2.8 \times 10^{-3}}{1.4 \times 10^{-3}} = \frac{(0.6)^x (0.3)^y}{(0.3)^x (0.3)^y}$$

$$\frac{28 \times 10^{-4}}{14 \times 10^{-4}} = \left(\frac{6 \times 10^{-1}}{3 \times 10^{-1}} \right)^x$$

$$2 = (2)^x \rightarrow x = 1$$

← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (NO₂) تساوي (1).

-2 لإيجاد قيمة (Y) نقارن بين نتائج التجريبتين (1) و (3)، حيث أن تركيز (HCl) متغير وتركيز (NO₂) ثابت.

$$R_1 = K [NO_2]_1^x [HCl]_1^y$$

$$R_3 = K [NO_2]_3^x [HCl]_3^y$$

- نقوم بقسمة المعادلة رقم (3) على المعادلة رقم (1) ونعوض القيم من الجدول:

$$\frac{R_3}{R_1} = \frac{K}{K} \frac{[NO_2]_3^x}{[NO_2]_1^x} \frac{[HCl]_3^y}{[HCl]_1^y}$$

$$\frac{2.8 \times 10^{-3}}{1.4 \times 10^{-3}} = \frac{(0.3)^x (0.6)^y}{(0.3)^x (0.3)^y}$$

$$\frac{28 \times 10^{-4}}{14 \times 10^{-4}} = \left(\frac{6 \times 10^{-1}}{3 \times 10^{-1}} \right)^y$$

$$2 = (2)^y \rightarrow y = 1$$

← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (HCl) تساوي (1).

3- قانون سرعة التفاعل: $R = K [NO_2]^1 [HCl]^1$

4- لإيجاد ثابت سرعة التفاعل، نعوض بيانات إحدى التجارب في قانون السرعة ولتكن التجربة رقم (1):

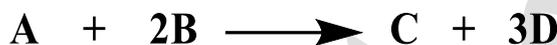
$$R = K [NO_2]^1 [HCl]^1$$

$$K = \frac{R}{[NO_2]^1 [HCl]^1}$$

$$K = \frac{28 \times 10^{-4} \text{ M.s}^{-1}}{[0.3]^1 \text{ M} [0.3]^1 \text{ M}} = 1.3 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

استخدم البيانات الواردة في الجدول الآتي والمتعلقة بالتفاعل التالي لإيجاد:

مثال (21):



رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الابتدائية (M.s ⁻¹)
1	0.2	0.1	3.4×10^{-3}
2	0.2	0.3	10.2×10^{-3}
3	0.4	0.3	40.8×10^{-3}

- 1- رتبة التفاعل للمادة (A).
- 2- رتبة التفاعل للمادة (B).
- 3- قانون سرعة التفاعل.
- 4- قيمة ثابت سرعة التفاعل.
- 5- سرعة التفاعل عندما يكون تركيز (A) يساوي تركيز (B) وتساوي (0.5) مول/لتر.

الإجابة:

❖ نكتب الصيغة العامة للقانون: $R = K [A]^x [B]^y$

- 1- لإيجاد قيمة (X) ندرس كيفية تغير سرعة التفاعل عند تغير تركيز (A) مع بقاء تركيز (B) ثابت وهذا محقق في التجريبتين (2) و (3)، حيث نلاحظ أن تركيز (A) في التجربة (3) ضعف تركيزه في التجربة (2)، ولكن سرعة التفاعل في التجربة (3) أربعة أضعاف السرعة في التجربة (2).

أي أن مضاعفة تركيز المادة (A) مرتين أدى إلى مضاعفة السرعة للتفاعل (4 مرات) مما يعني أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع مربع تركيز المادة (A).

← سرعة التفاعل $\propto [A]^2$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) هي (2)

2- لتعيين قيمة (Y) ندرس كيفية تغير سرعة التفاعل عند تغير تركيز المادة (B) مع بقاء تركيز المادة (A) ثابت، وهذا محقق في التجريبتين (1) و (2) حيث نلاحظ أن تركيز (B) في التجربة (2) ثلاثة أضعافه في التجربة (1)، وسرعة التفاعل في التجربة (2) ثلاثة أضعافها في التجربة (1).

أي أن مضاعفة تركيز المادة (B) ثلاث مرات أدى إلى مضاعفة السرعة (3 مرات)، مما يعني أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز المادة (B).

← سرعة التفاعل $\propto [B]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (B) هي (1)

3- قانون سرعة التفاعل : $R = K [A]^2 [B]^1$

4- لإيجاد قيمة (K) نعوض في التجربة رقم (1).

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

$$K = \frac{R}{[A]^2 [B]^1}$$

$$K = \frac{34 \times 10^{-4} \text{ M.s}^{-1}}{[0.2]^2 \text{ M} [0.1]^1 \text{ M}} = \frac{34 \times 10^{-4} \text{ M.s}^{-1}}{(4 \times 10^{-2} \text{ M}^2)(1 \times 10^{-2} \text{ M})} = \frac{34 \times 10^{-4} \text{ M.s}^{-1}}{4 \times 10^{-4} \text{ M}^3} = 8.5 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

5-

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

$$R = (8.5) \times (5 \times 10^{-1})^2 \times (5 \times 10^{-1})^1 = 0.85 \times (25 \times 10^{-2}) \times (5 \times 10^{-1}) = 0.106 \text{ M.s}^{-1}$$

ينفاعل (NO) مع (H₂) عند (900°س) وفق المعادلة: $2\text{NO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

مثال (22):

وبالتجربة العملية تم جمع البيانات الآتية:

رقم التجربة	[NO] M	[H ₂] M	السرعة الابتدائية (M.s ⁻¹)
1	0.210	0.122	0.0339
2	0.210	0.244	0.0678
3	0.420	0.122	0.1356

- 1- اكتب قانون سرعة التفاعل.
2- احسب قيمة (K) لهذا التفاعل مع ذكر الوحدة.

الإجابة:

❖ الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل: $R = K [NO]^x [H_2]^y$

- 1- لتعيين قيمة (X) نأخذ التجربتين (1) و (3) حيث تركيز (NO) متغير وتركيز (H₂) ثابت، حيث عند مضاعفة تركيز (NO) مرتين تضاعفت السرعة (4 مرات).

أي أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع مربع تركيز (NO)

← سرعة التفاعل $\propto [NO]^2$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (NO) هي (2)

- لتعيين قيمة (Y) نأخذ التجربتين (1) و (2)، حيث تركيز (H₂) متغير وتركيز (NO) ثابت، نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز (H₂) مرتين تضاعفت السرعة مرتين.

أي أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز (H₂).

← سرعة التفاعل $\propto [H_2]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (H₂) هي (1)

- إذا عند تعويض قيم (X) و (Y) في الصيغة العامة يصبح قانون سرعة التفاعل :

$$R = K [NO]^2 [H_2]^1$$

- 2- لحساب قيمة (K) نعوض في التجربة (3):

$$K = \frac{R}{[NO]^2 [H_2]^1}$$

$$K = \frac{13.56 \times 10^{-2} \text{ M.s}^{-1}}{[0.42]^2 \text{ M} [0.122]^1 \text{ M}} = \frac{13.56 \times 10^{-2} \text{ M.s}^{-1}}{(0.1764 \text{ M}^2)(0.0148 \text{ M})} = \frac{13.56 \times 10^{-2} \text{ M.s}^{-1}}{2.61 \times 10^{-3} \text{ M}^3} = 5.2 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

البيانات التالية تخص التفاعل الافتراضي الآتي:

مثال (23):



رقم التجربة	[A] M	[B] M	السرعة الابتدائية (M.s ⁻¹)
1	0.1	0.1	1.2×10^{-2}
2	0.3	0.1	1.2×10^{-2}
3	0.3	0.3	3.6×10^{-2}

1- اكتب قانون سرعة التفاعل.

الإجابة:

❖ نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل: $R = K [A]^x [B]^y$

- لتعيين قيمة (X) نأخذ التجريبتين (1) و (2)، حيث تركيز (A) متغير وتركيز (B) ثابت، ونلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز (A) فإن السرعة بقيت ثابتة، أي أن:

← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) هي (صفر)

- لتعيين قيمة (Y) نأخذ التجريبتين (2) و (3)، حيث عند مضاعفة تركيز المادة (B) ثلاث مرات، تضاعفت السرعة (3 مرات)

← سرعة التفاعل $\propto [B]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (B) هي (1)

قانون سرعة التفاعل: سرعة التفاعل = $K [B]^1$

← (تركيز المادة (A) لا يدخل في قانون سرعة التفاعل لأن $[A]^0 = 1$)

ملاحظات هامة جداً

1- وحدة ثابت سرعة التفاعل (K) تكون كالتالي:

الرتبة الكلية	وحدة ثابت سرعة التفاعل (K)
1	S ⁻¹
2	M ⁻¹ .S ⁻¹
3	M ⁻² .S ⁻¹
4	M ⁻³ .S ⁻¹

- 2- إذا تضاعف تركيز أي مادة مع بقاء السرعة ثابتة فإن رتبة هذه المادة تساوي صفر.
- 3- إذا كان تضاعف المادة المتفاعلة بنفس المقدار مع السرعة تكون الرتبة تساوي (1)، شرط ثبات تركيز المادة الأخرى.
- 4- إذا تضاعف تركيز مادة متفاعلة كالتالي:

تضاعف التركيز <u>(مرتين)</u>	←	تضاعفت السرعة <u>(4 مرات)</u> .
تضاعف التركيز <u>(3 مرات)</u>	←	تضاعفت السرعة <u>(9 مرات)</u> .
تضاعف التركيز <u>(4 مرات)</u>	←	تضاعفت السرعة <u>(16 مرة)</u> .
تضاعف التركيز <u>(5 مرات)</u>	←	تضاعفت السرعة <u>(25 مرة)</u> .

فإن رتبة المادة المتفاعلة تساوي (2)، شرط ثبات تركيز المادة الأخرى.

- 5- إذا تضاعف تركيز المادة (مرتين)، وتضاعفت السرعة (8 مرات)، فإن رتبة هذه المادة تساوي (3).
- 6- لا يجوز اختيار نفس التجريبتين لإيجاد الرتبة لمادتين مختلفتين، حيث لإيجاد رتبة المادة (A) من تجريبتين (1) و (2)، فإنه لا يجوز إيجاد رتبة (B) من (1) و (2)، ويجوز اختيار إحدهما فقط.

مثال (24): في التفاعل التالي: $C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

الذي يحدث عند درجة حرارة (227⁰س)، تم الحصول على البيانات الموضحة في الجدول.

رقم التجربة	[C ₃ H ₈] M	[O ₂] M	السرعة الابتدائية (M.s ⁻¹)
1	0.1	0.2	1.2×10^{-3}
2	0.1	0.8	0.48×10^{-2}
3	0.3	0.2	10.8×10^{-3}
4	0.1	X	0.96×10^{-2}

- 1- جد رتبة المادة (C₃H₈).
- 2- جد رتبة المادة (O₂).
- 3- جد الرتبة الكلية.
- 4- اكتب قانون سرعة التفاعل.
- 5- جد قيمة (K) مع الوحدة.
- 6- أوجد قيمة (س) في التجربة رقم (4).

$$R = K [C_3H_8]^x [O_2]^y \quad \text{نكتب الصيغة العامة للقانون:}$$

1- لإيجاد رتبة المادة (C_3H_8) نأخذ التجريبتين (1) و (3)، حيث تركيز (O_2) ثابت.

$$R_1 = K [C_3H_8]_1^x [O_2]_1^y$$

$$R_3 = K [C_3H_8]_3^x [O_2]_3^y$$

- نقوم بقسمة المعادلة رقم (3) على المعادلة رقم (1) ونعوض القيم من الجدول:

$$\frac{R_3}{R_1} = \frac{K}{K} \frac{[C_3H_8]_3^x}{[C_3H_8]_1^x} \frac{[O_2]_3^y}{[O_2]_1^y}$$

$$\frac{10.8 \times 10^{-3}}{1.2 \times 10^{-3}} = \frac{(0.3)^x (0.2)^y}{(0.1)^x (0.2)^y}$$

$$\frac{108 \times 10^{-4}}{12 \times 10^{-4}} = \left(\frac{3 \times 10^{-1}}{1 \times 10^{-1}} \right)^x$$

$$9 = (3)^x \rightarrow (3)^2 = (3)^x \rightarrow X = 2$$

رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (C_3H_8) تساوي (2). ←

2- لإيجاد رتبة المادة (O_2) نأخذ التجريبتين (1) و (2) حيث تركيز (C_3H_8) ثابت:

$$R_1 = K [C_3H_8]_1^x [O_2]_1^y$$

$$R_2 = K [C_3H_8]_2^x [O_2]_2^y$$

- نقوم بقسمة المعادلة رقم (2) على المعادلة رقم (1) ونعوض القيم من الجدول:

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{K}{K} \frac{[C_3H_8]_2^x}{[C_3H_8]_1^x} \frac{[O_2]_2^y}{[O_2]_1^y}$$

$$\frac{0.48 \times 10^{-2}}{1.2 \times 10^{-3}} = \frac{(0.1)^x (0.8)^y}{(0.1)^x (0.2)^y}$$

$$\frac{48 \times 10^{-4}}{12 \times 10^{-4}} = \left(\frac{8 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{-1}} \right)^y$$

$$4 = (4)^x \rightarrow X = 1$$

رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (O₂) تساوي (1). ←

3- الرتبة الكلية = رتبة المادة (C₃H₈) + رتبة المادة (O₂)

$$1 + 2 = \text{الرتبة الكلية}$$

$$3 = \text{الرتبة الكلية}$$

4- سرعة التفاعل: $R = K [C_3H_8]^2 [O_2]^1$

5- لإيجاد قيمة (K) نعوض في التجربة رقم (1).

$$R = K [C_3H_8]^2 [O_2]^1$$

$$K = \frac{R}{[C_3H_8]^2 [O_2]^1}$$

$$K = \frac{12 \times 10^{-3} \text{ M.S}^{-1}}{[0.1]^2 \text{ M} [0.2]^1 \text{ M}} = \frac{12 \times 10^{-3} \text{ M.S}^{-1}}{(1 \times 10^{-1} \text{ M}^2)(2 \times 10^{-1} \text{ M})} = \frac{12 \times 10^{-3} \text{ M.S}^{-1}}{2 \times 10^{-2} \text{ M}^3} = 0.6 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

6- من خلال القانون نعوض القيم الموجودة في التجربة رقم (4).

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

$$96 \times 10^{-4} = (6 \times 10^{-1}) \times (1 \times 10^{-1})^2 \times (X)^1$$

$$96 \times 10^{-4} = (6 \times 10^{-3}) \times (X)$$

$$X = \frac{96 \times 10^{-4}}{6 \times 10^{-3}} = 1.6 \text{ M.S}^{-1}$$

مثال (25): في التفاعل التالي: $A + 3B + 2C \rightarrow X$

تم جمع البيانات المبينة في الجدول التالي: أدرسه ثم أجب على الأسئلة التالية.

رقم التجربة	[A] M	[B] M	[C] M	السرعة الابتدائية ($M.s^{-1}$)
1	0.3	0.4	0.5	1.2×10^{-3}
2	0.6	0.1	0.6	1.2×10^{-3}
3	0.6	0.4	0.5	4.8×10^{-3}
4	0.6	0.8	0.5	9.6×10^{-3}
5	0.3	0.4	1.5	1.2×10^{-3}

- 1- ما هي رتبة المادة (A).
- 2- ما هي رتبة المادة (B).
- 3- ما هي رتبة المادة (C).
- 4- اكتب قانون سرعة التفاعل.
- 5- أوجد قيمة ثابت سرعة التفاعل مع ذكر الوحدة.

الإجابة:

❖ نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل:

$$R = K [A]^x [B]^y [C]^z$$

- 1- لإيجاد رتبة المادة (A) نأخذ التجريبتين (1) و (3)، حيث تركيز (B) و (C) ثابتين. نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (A) مرتين، تضاعفت السرعة بمقدار (4 مرات).
← سرعة التفاعل $\propto [A]^2$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) هي (2)
- 2- لإيجاد رتبة المادة (B) نأخذ التجريبتين (3) و (4)، حيث تركيز كل من (A) و (C) ثابت. نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (B) فإن السرعة تتضاعف بنفس المقدار.
← سرعة التفاعل $\propto [B]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (B) هي (1)
- 3- لإيجاد رتبة المادة (C) نأخذ التجريبتين (3) و (4)، حيث تركيز كل من (A) و (B) ثابت. نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (C) (3 مرات) فإن السرعة بقيت ثابتة.
← سرعة التفاعل $\propto [C]^0$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (C) هي (صفر)

$$R = K [A]^2 [B]^1 \quad \text{4- سرعة التفاعل:}$$

5- لإيجاد قيمة ثابت سرعة التفاعل نعوض في التجربة رقم (1) مثلاً:

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

$$K = \frac{R}{[A]^2 [B]^1}$$

$$K = \frac{12 \times 10^{-4} \text{ M.S}^{-1}}{[0.3]^2 \text{ M} [0.4]^1 \text{ M}} = \frac{12 \times 10^{-3} \text{ M.S}^{-1}}{(9 \times 10^{-2} \text{ M}^2)(4 \times 10^{-1} \text{ M})} = \frac{12 \times 10^{-3} \text{ M.S}^{-1}}{36 \times 10^{-3} \text{ M}^3} = 3.33 \text{ M}^{-2} \cdot \text{S}^{-1}$$

مثال (26): من خلال دراستك للتفاعل الافتراضي التالي: $2A + B + C \rightarrow D$

تم الحصول على البيانات التالية:

رقم التجربة	[A] M	[B] M	[C] M	السرعة الابتدائية (M.s ⁻¹)
1	0.1	0.1	0.2	2×10^{-2}
2	0.2	0.1	0.3	9×10^{-2}
3	0.2	0.2	0.4	16×10^{-2}
4	0.2	0.3	0.4	16×10^{-2}

- 1- ما هي رتبة المادة (B).
- 2- ما هي رتبة المادة (C).
- 3- ما هي رتبة المادة (A).
- 4- اكتب قانون سرعة التفاعل.

الإجابة:

❖ نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل: $R = K [A]^x [B]^y [C]^z$

- 1- لإيجاد رتبة المادة (B)، نأخذ التجريبتين رقم (3) و (4)، حيث تركيز كل من (A) و (C) ثابت. حيث نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (B)، فإن سرعة التفاعل بقيت ثابتة.

← سرعة التفاعل $\propto [B]$ صفر ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (B) هي (صفر)

2- لإيجاد رتبة المادة (C)، نأخذ التجريبتين رقم (2) و (3) ونعوض القيم الواردة في الجدول في الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل كما يلي:

$$R_2 = K [A]_2^x [B]_2^y [C]_2^z$$

$$R_3 = K [A]_3^x [B]_3^y [C]_3^z$$

- نقوم بقسمة المعادلة رقم (2) على المعادلة رقم (1) ونعوض القيم من الجدول:

$$\frac{R_3}{R_2} = \frac{K}{K} \frac{[A]_3^x}{[A]_2^x} \frac{[B]_3^y}{[B]_2^y} \frac{[C]_3^z}{[C]_2^z}$$

$$\frac{16 \times 10^{-2}}{9 \times 10^{-2}} = \frac{(0.2)^x}{(0.2)^x} \frac{(0.2)^0}{(0.1)^0} \frac{(0.4)^z}{(0.3)^z}$$

$$\frac{16 \times 10^{-4}}{9 \times 10^{-4}} = \left(\frac{4 \times 10^{-1}}{3 \times 10^{-1}} \right)^z$$

$$\frac{16}{9} = \left(\frac{4}{3} \right)^z$$

$$\left(\frac{4}{3} \right)^2 = \left(\frac{4}{3} \right)^z \rightarrow Z = 2$$

← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (C) تساوي (2).

3- لإيجاد رتبة المادة (A)، نأخذ التجريبتين رقم (1) و (2).

$$R_1 = K [A]_1^x [B]_1^y [C]_1^z$$

$$R_2 = K [A]_2^x [B]_2^y [C]_2^z$$

- نقوم بقسمة المعادلة رقم (2) على المعادلة رقم (1) ونعوض القيم من الجدول:

$$\frac{R_2}{R_1} = \frac{K}{K} \frac{[A]_2^x}{[A]_1^x} \frac{[B]_2^y}{[B]_1^y} \frac{[C]_2^z}{[C]_1^z}$$

$$\frac{9 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-2}} = \frac{(0.2)^x}{(0.1)^x} \frac{(0.1)^0}{(0.1)^0} \frac{(0.3)^2}{(0.2)^2}$$

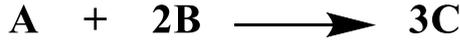
$$\frac{9}{2} = \left(\frac{2 \times 10^{-1}}{1 \times 10^{-1}} \right)^x \left(\frac{9 \times 10^{-2}}{4 \times 10^{-2}} \right)$$

$$\frac{9}{2} = \left(\frac{2}{1} \right)^x \left(\frac{9}{4} \right)$$

← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) تساوي (1). $\left(\frac{9 \times 4}{9 \times 2}\right) = (2)^x \rightarrow (2)^1 = (2)^x \rightarrow X = 1$

4- سرعة التفاعل: $R = K [A]^1 [C]^2$

مثال (27): من خلال دراستك للتفاعل الافتراضي التالي الذي يتم عند درجة حرارة (27 C⁰).



- تم جمع البيانات المبينة في الجدول، ادرسه جيدا ثم أجب عما يلي:

رقم التجربة	[A] M	[B] M	سرعة استهلاك (A) (M.s ⁻¹)
1	0.2	0.3	3×10^{-2}
2	0.1	0.4	1×10^{-2}
3	0.2	0.1	1×10^{-2}
4	0.1	X	5×10^{-3}

- 1- ما هي رتبة المادة (A).
- 2- ما هي رتبة المادة (B).
- 3- أوجد قيمة (K) مع ذكر الوحدة.
- 4- ما هي قيمة (س) في التجربة الرابعة.
- 5- كم مرة تتضاعف سرعة اختفاء (A) إذا تضاعف تركيز (A) (3 مرات)، وتضاعف تركيز (B) مرتين.

الإجابة:

❖ نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل: $R = K [A]^x [B]^y$

- 1- لإيجاد رتبة المادة (A)، يجب إيجاد رتبة المادة (B) في البداية من التجريبتين (1) و(3)، حيث تركيز (A) ثابت:

$$R_1 = K [A]_1^x [B]_1^y$$

$$R_3 = K [A]_3^x [B]_3^y$$

- نقوم بقسمة المعادلة رقم (1) على المعادلة رقم (2) ونعوض القيم من الجدول:

❖ يفضل دوما قسمة العدد الأكبر على العدد الأصغر.

$$\frac{R_3}{R_1} = \frac{K}{K} \frac{[A]_3^x}{[A]_1^x} \frac{[B]_3^y}{[B]_1^y}$$

$$\frac{3 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-2}} = \frac{(0.2)^x (0.3)^y}{(0.2)^x (0.1)^y}$$

$$\frac{3}{1} = \left(\frac{3}{1}\right)^y \rightarrow Y = 1$$

← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (B) تساوي (1).

2- نأخذ أي تجربتين عدا (1) و (3)، ولتكن (1) و (2):

$$R_1 = K [A]_1^x [B]_1^y$$

$$R_2 = K [A]_2^x [B]_2^y$$

- نقوم بقسمة المعادلة رقم (1) على المعادلة رقم (2) ونعوض القيم من الجدول:

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{K}{K} \frac{[A]_1^x}{[A]_2^x} \frac{[B]_1^y}{[B]_2^y}$$

$$\frac{3 \times 10^{-2}}{1 \times 10^{-2}} = \frac{(0.2)^x (0.3)^1}{(0.1)^x (0.4)^1}$$

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

$$3 = \left(\frac{2}{1}\right)^x \times \frac{3}{4}$$

$$(2)^x = 3 \times \frac{4}{3}$$

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

← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) تساوي (2).

رتبة المادة (B) تساوي (1).

3- سرعة التفاعل: $R = K [A]^2 [B]^1$

4- لإيجاد قيمة ثابت سرعة التفاعل نعوض في التجربة رقم (1):

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

$$K = \frac{R}{[A]^2[B]^1}$$

$$K = \frac{3 \times 10^{-2} \text{ M.s}^{-1}}{[0.2]^2 \text{ M}[0.3]^1 \text{ M}} = \frac{3 \times 10^{-2} \text{ M.s}^{-1}}{(4 \times 10^{-2} \text{ M}^2)(3 \times 10^{-1} \text{ M})} = \frac{3 \times 10^{-2} \text{ M.s}^{-1}}{12 \times 10^{-3} \text{ M}^3} = 2.5 \text{ M}^{-2}.\text{s}^{-1}$$

5- من القانون نجد أن سرعة استهلاك (A) تتضاعف بمقدار (18) مرة كما يلي:

$$(3)^2 \times (2)^1 = 9 \times 2 = 18$$



مثال (28):

الذي يتم عند درجة حرارة معينة. إذا أن وحدة ثابت سرعة التفاعل هي (لتر² / مول².ث)، تم الحصول على البيانات التالية، ادرسه جيدا ثم أجب عما يلي:

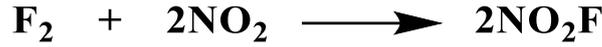
رقم التجربة	[A] M	[B] M	سرعة استهلاك (A) (M.s ⁻¹)
1	0.2	0.1	3×10^{-2}
2	0.2	0.2	X
3	0.4	0.1	1.2×10^{-1}

- 1- ما هي رتبة المادة (A).
- 2- ما هي رتبة المادة (B).
- 3- اكتب قانون سرعة التفاعل.
- 4- احسب قيمة (K).
- 5- احسب سرعة تكون المادة (C) في التجربة رقم (2).
- 6- ما هي سرعة تكون المادة (C) إذا كان تركيز (A) يساوي (0.1) مول / لتر، وتركيز (B) يساوي (0.1) مول / لتر.
- 7- كم مرة تتضاعف السرعة عند مضاعفة تركيز (A) (مرتين)، وتركيز (B) (3 مرات).

الإجابة:

- 1- رتبة المادة (A) تساوي (2).
- 2- رتبة المادة (B) تساوي (1).
- 3- سرعة التفاعل: $R = K [A]^2 [B]^1$
- 4- (7.5) لتر² / مول².ث
- 5- (0.06 M)
- 6- $4 \times 10^{-3} \text{ M.s}^{-1}$
- 7- 12 مرة.

مثال (29): في التفاعل الغازي التالي الذي يتم عند درجة حرارة (200 كلفن):



وجد أنه عند مضاعفة تركيز (F₂) (3 مرات)، تتضاعف السرعة (9 مرات) مع ثبات تركيز (NO₂)، ولكن عند مضاعفة تركيز كل من (F₂) و (NO₂) مرتين، تضاعفت السرعة (4 مرات). اوجد كل مما يلي:

- 1- رتبة المادة (F₂).
- 2- رتبة المادة (NO₂).
- 3- اكتب قانون سرعة التفاعل.
- 4- إذا كانت سرعة التفاعل تساوي (1 × 10⁻⁴ M.s⁻¹)، عندما يكون تركيز (F₂) يساوي (0.1 M)، وتركيز (NO₂) يساوي (0.2 M)، فما هي قيمة ثابت سرعة التفاعل (K) لهذا التفاعل مع ذكر وحدته.

الإجابة:

❖ نكتب الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل: $R = K [\text{F}_2]^x [\text{NO}_2]^y$

1- نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (F₂) (3 مرات)، تتضاعف السرعة (9 مرات)، أي أن:

$$\text{سرعة التفاعل} \propto [\text{F}_2]^2 \quad \leftarrow \text{رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (F}_2\text{) هي (2)}$$

2- لإيجاد رتبة المادة (NO₂) ومن خلال معلومات السؤال عند مضاعفة تركيز كل من (F₂) و (NO₂) مرتين، تضاعفت السرعة (4 مرات)، أي أن:

$$(2)^2 \times (2)^y = 4 \quad \rightarrow \quad 4 \times (2)^y = 4 \quad \rightarrow \quad (2)^y = 1 \quad \rightarrow \quad y = 0$$

3- سرعة التفاعل: $R = K [\text{F}_2]^2$

4- سرعة التفاعل = $2[\text{F}_2] K$

$$R = K [\text{F}_2]^2$$

$$K = \frac{R}{[\text{F}_2]^2}$$

$$K = \frac{1 \times 10^{-4} \text{ M.s}^{-1}}{[0.1]^2 \text{ M}} = \frac{1 \times 10^{-4} \text{ M.s}^{-1}}{(1 \times 10^{-2} \text{ M}^2)} = 0.01 \text{ M}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

مثال (30):

من خلال دراستك للتفاعل الافتراضي التالي:



إذا علمت أن سرعة التفاعل تتضاعف (4 مرات) عند مضاعفة تركيز (A) (4 مرات)، مع بقاء تركيز (B) ثابت. وأن قيمة ثابت السرعة للتفاعل (K) يساوي $(4 \times 10^{-5} \text{ M}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$.

- 1- ما هي رتبة المادة (A).
- 2- ما هي رتبة المادة (B).
- 3- أوجد سرعة التفاعل إذا كان تركيز (A) يساوي (0.3) مول / لتر، وتركيز (B) يساوي (0.2) مول / لتر.

الإجابة:

1- من خلال معلومات السؤال نجد أن سرعة التفاعل تتضاعف (4 مرات) عند مضاعفة تركيز (A) (4 مرات)، مع بقاء تركيز (B) ثابت. أي أن:

$$\text{سرعة التفاعل} \propto [A]^1 \leftarrow \text{رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) هي (1)}$$

2- من خلال وحدة ثابت سرعة التفاعل الواردة في السؤال نجد أن الرتبة الكلية للتفاعل تساوي (2)، وبالتالي ومن خلال معرفة رتبة المادة (A) من الفرع السابق (1)، نجد أن رتبة المادة (B) تساوي (1).

3-

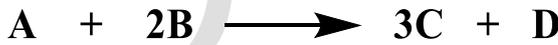
$$R = K [A]^1 [B]^1$$

$$R = (4 \times 10^{-5}) \times (3 \times 10^{-1})^1 \times (2 \times 10^{-1})^1$$

$$R = 24 \times 10^{-7} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

من خلال دراستك للتفاعل الافتراضي التالي:

مثال (31):



وجد أن سرعة التفاعل تتضاعف (9 مرات) عند مضاعفة تركيز (A) (3 مرات)، عند ثبات تركيز (B). أما عند مضاعفة تركيز (A) ثلاث مرات ونقصان (B) الى الثلث، تضاعفت سرعة التفاعل بمقدار (3 مرات). أجب عما يلي:

- 1- ما هي رتبة المادة (A).
- 2- ما هي رتبة المادة (B).
- 3- اكتب قانون سرعة التفاعل.

الإجابة:

1- من خلال معلومات السؤال نجد أن سرعة التفاعل تتضاعف (9 مرات) عند مضاعفة تركيز (A) (3 مرات)، عند ثبات تركيز (B)، أي أن:

← سرعة التفاعل $\propto [A]^2$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) هي (2)

2- من خلال معلومات السؤال حيث أن عند مضاعفة تركيز (A) ثلاث مرات ونقصان (B) الى الثلث، تضاعفت سرعة التفاعل بمقدار (3 مرات)، ومن خلال معرفة رتبة المادة (A) نجد ان:

$$(3)^2 \times \left(\frac{1}{3}\right)^Y = 3 \quad \rightarrow \quad 9 \times \left(\frac{1}{3}\right)^Y = 3 \quad \rightarrow \quad \left(\frac{1}{3}\right)^Y = \frac{1}{3} \quad \rightarrow \quad Y = 1$$

3- سرعة التفاعل: $R = K [A]^2 [B]^1$



من خلال دراستك للتفاعل الافتراضي التالي:

مثال (32):

وجد أنه عند مضاعفة تركيز المادة (A) (4 مرات) تضاعفت السرعة مرتين، مع ثبات تركيز المادة (B). ولكن عند مضاعفة تركيز المادة (B) (9 مرات) تضاعفت السرعة (3مرات)، مع بقاء تركيز (A) ثابت. أجب عما يلي:

- 1- رتبة المادة (A).
- 2- رتبة المادة (B).
- 3- الرتبة الكلية.

الإجابة:

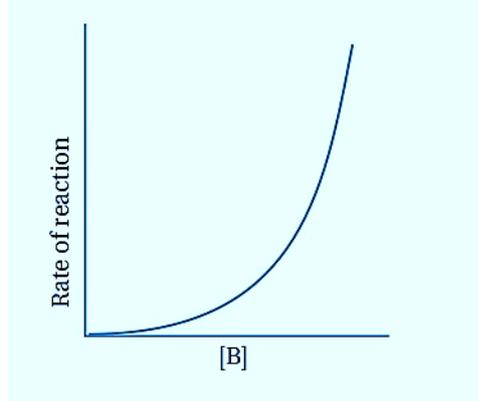
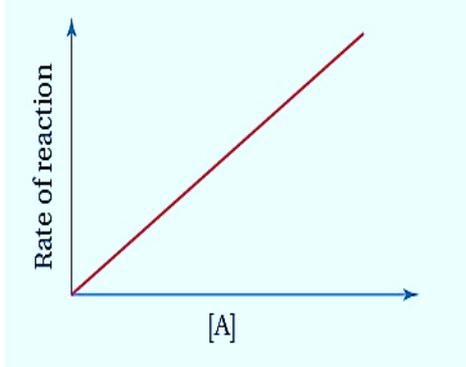
1- من خلال معلومات السؤال عند مضاعفة تركيز المادة (A) (4 مرات) تضاعفت السرعة مرتين، مع ثبات تركيز المادة (B)، أي ان:

$$(4)^X = 2 \quad \rightarrow \quad (2^2)^X = 2 \quad \rightarrow \quad (2)^{2X} = 2 \quad \rightarrow \quad X = \frac{1}{2}$$

2- من خلال معلومات السؤال عند مضاعفة تركيز المادة (B) (9 مرات) تضاعفت السرعة (3مرات)، مع بقاء تركيز (A) ثابت، أي أن:

$$(9)^Y = 3 \quad \rightarrow \quad (3^2)^Y = 3 \quad \rightarrow \quad (3)^{2Y} = 3 \quad \rightarrow \quad Y = \frac{1}{2}$$

ادرس الشكل التالي الذي يمثل المعادلة ($A + B \rightarrow 2C$) ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



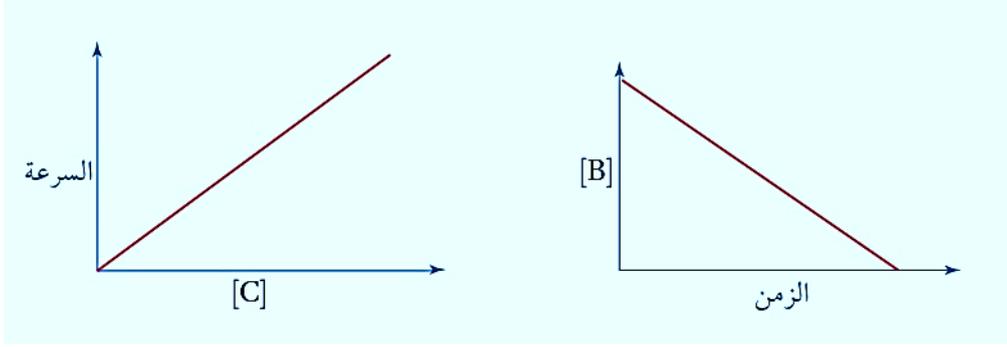
- 1- من خلال الشكل ما هي رتبة المادة (A).
- 2- من خلال الشكل ما هي رتبة المادة (B).
- 3- اكتب قانون سرعة التفاعل.
- 4- ما هي وحدة ثابت سرعة التفاعل (K).
- 5- ما هي الرتبة الكلية للتفاعل.

الإجابة:

- 1- من خلال الشكل على اليسار الذي يبين العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المادة (A) نلاحظ أن السرعة تزداد بشكل ثابت وكذلك يزداد تركيز المادة (A) بنفس المقدار وبالتالي فإن رتبة المادة (A) تساوي (1).
- 2- من خلال الشكل الذي على اليمين الذي يبين العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المادة (B) نلاحظ أن سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع مربع تركيز المادة (B) وبالتالي فإن رتبة المادة (B) يساوي (2).
- 3- قانون سرعة التفاعل: $R = K [A]^1 [B]^2$
- 4- من خلال الرتبة الكلية للتفاعل والتي تساوي (3) فإن وحدة ثابت سرعة التفاعل (K) هي ($M^{-2}.S^{-1}$)
- 5- الرتبة الكلية للتفاعل: رتبة المادة (A) + رتبة المادة (B) $3 = (2 + 1)$

مثال (34): في التفاعل التالي: ($A + B + C \rightarrow 2D$) إذا كانت سرعة استهلاك المادة (A) تساوي

$(3 \times 10^{-3} M^{-2}.S^{-1})$. ادرس الشكل التالي ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- 1- ما هي رتبة المادة (B).
- 2- ما هي رتبة المادة (C).
- 3- ما هي رتبة المادة (A).
- 4- اكتب قانون سرعة التفاعل.
- 5- احسب سرعة تكوين المادة (D).

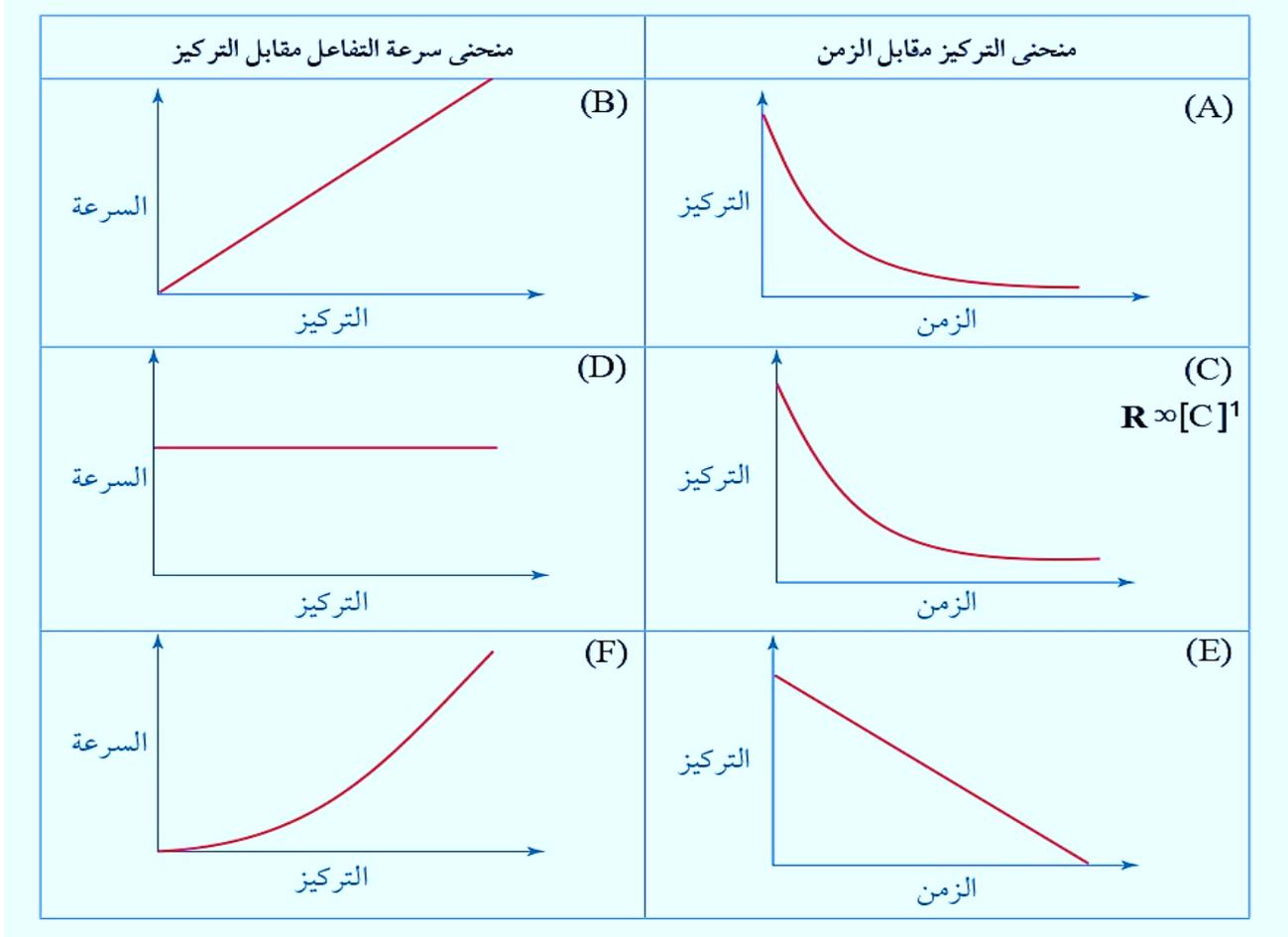
الإجابة:

- 1- من خلال الشكل نلاحظ أن المنحنى على اليمين يبين العلاقة بين تركيز المادة (B) والزمن، ومن خلال الشكل نلاحظ أن تركيز المادة (B) يتناقص بنسبة ثابتة مع مرور الزمن وعند حساب الميل لأي نقطة على المنحنى نجد أن سرعة التفاعل ثابتة مع مرور الزمن مما يدل على أن رتبة المادة (B) تساوي (صفر).
- 2- من خلال الشكل، نلاحظ أن المنحنى على اليسار يبين العلاقة بين سرعة تفاعل المادة (C) وتركيز المادة (C) والتي تبين أن سرعة التفاعل تزداد بشكل ثابت وبنفس النسبة مع تركيز المادة (C) وبالتالي فإن رتبة المادة (C) تساوي (1).
- 3- لإيجاد رتبة المادة (A) نلاحظ أن وحدة سرعة التفاعل هي $(M^{-2}.s^{-1})$ وهي وحدة سرعة التفاعل عندما تكون الرتبة الكلية تساوي (3)، وبالتالي فإن رتبة المادة (A) تساوي (2)، حيث أن رتبة المادة (B) تساوي (0) ورتبة المادة (C) تساوي (1).
- 4- قانون سرعة التفاعل: $R = K [A]^2 [C]^1$
- 5- لحساب سرعة تكوين المادة (D) ومن خلال المعادلة نلاحظ أن:

$$\frac{\Delta [D]}{\Delta t} \equiv - \frac{1}{2} \frac{\Delta [A]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta [D]}{\Delta t} \equiv \frac{1}{2} \times (3 \times 10^{-3}) \equiv 1.5 \times 10^{-3} \text{ M/s}$$

مثال (35): ادرس الشكل التالي ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- 1- ما هي رتبة المادة (F).
- 2- ما هي رتبة المادة (B).
- 3- ما هي المادة التي رتبته تساوي (صفر).
- 4- اكتب قانون سرعة التفاعل للمادتين (A) و (E).
- 5- اكتب وحدة ثابت سرعة التفاعل للمادتين (D) و (C).
- 6- في التفاعل التالي (A) $B + C \rightarrow$ إذا كان تركيز المادة (B) تساوي (0.2 M) وتركيز المادة (C) يساوي (0.1M) احسب سرعة التفاعل. حيث ثابت وحدة سرعة التفاعل تساوي ($4 \times 10^{-5} M^{-1}.s^{-1}$)
- 7- ما هي المادة التي تكون العلاقة فيها بين الزيادة في سرعة التفاعل والزيادة في التركيز متساوية.
- 8- في التفاعل التالي (E) $D + F \rightarrow$ إذا تضاعف تركيز المادة (F) ثلاث مرات، وتركيز المادة (D) مرتين، فكم مرة تتضاعف سرعة التفاعل.

الإجابة:

- 1- من خلال الشكل نلاحظ أن رتبة المادة (F) هي (2).
- 2- من خلال الشكل نلاحظ أن رتبة المادة (B) هي (1).

3- من خلال الشكل نلاحظ أن هناك مادتين لهما نفس الرتبة الصفرية وهما (D) و (E).

4- سرعة التفاعل: $R = K [A]^2$

5- وحدة ثابت سرعة التفاعل هي (s^{-1}).

6-

$$R = K [B]^1 [C]^1$$

$$R = (4 \times 10^{-5}) \times (2 \times 10^{-1})^1 \times (1 \times 10^{-1})^1$$

$$R = 8 \times 10^{-7} \text{ M.s}^{-1}$$

7- المادة (B).

8-

$$R = K [D]^0 [F]^2$$

$$(2)^0 \times (3)^2 = 1 \times 9 = 9$$

مراجعةُ الدرس

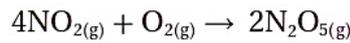
- 1- الفكرة الرئيسية: أوضح كيفية التوصل إلى رتبة مادة متفاعلة وأثر ذلك في سرعة التفاعل.
- 2- أوضح المقصود بكل من: رتبة التفاعل، سرعة التفاعل الابتدائية.
- 3- أحسب سرعة استهلاك مادة تركيزها بداية التفاعل 0.86 M، وبعد زمن 14 s أصبح تركيزها 0.22 M
- 4- جمعت بيانات التفاعل $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$ في ظروف معينة فكانت:

الزمن S	$[H_2]$ M	$[I_2]$ M	$[HI]$ M
0.24	0.3	0	0
0.14	0.2	5	—

- أ. أحسب سرعة استهلاك H_2
- ب. أحسب تركيز HI المتكون بعد مرور زمن 5s؛ علمًا أن سرعة تكوّن HI $0.6 \text{ M}\cdot\text{s}^{-1}$
- 5- أحسب سرعة استهلاك N_2H_4 ؛ علمًا أن سرعة تكون N_2 0.25 Ms^{-1} وفقا للمعادلة الموزونة الآتية:

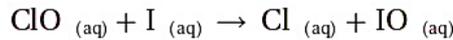


- 6- يتفاعل غاز ثاني أكسيد النيتروجين مع غاز الأوكسجين عند دلرجه حرارة ثابتة وفق معادلة التفاعل الآتية:



أحسب سرعة تكون N_2O_5 ؛ علمًا أن سرعة استهلاك NO_2 $0.005 \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

- 7- يتفاعل أيون اليوديد I^- مع محلول الهيبوكلوريت ClO^- ؛ وفق المعادلة الموزونة الآتية:



أتوقع قيمة الزمن X المبين في الجدول الآتي (أكبر من 400 أم أقل من 400):

الزمن S	$[I^-]$ M
1.4×10^{-2}	400
0.6×10^{-2}	X

8- في التفاعل الافتراضي بين A و B عند درجة حرارة ثابتة؛ كانت بيانات التفاعل كما يأتي:

رقم التجربة	[A] M	[B] 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

- أستنتج رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة A
- ب. أستنتج رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة B
- ج. أستنتج قانون السرعة لهذا التفاعل.
- د. أحسب قيمة ثابت سرعة التفاعل، وأحدد وحدته؟
- هـ. أحسب سرعة التفاعل عندما تركيز A يساوي تركيز B يساوي 0.01 M

9- في التفاعل الافتراضي نواتج $T + E + D \rightarrow$

سجلت بيانات خمس تجارب عند درجة حرارة ثابتة كما يأتي:

رقم التجربة	[T] M	[E] M	[D] M	السرعة الابتدائية $M.s^{-1}$
1	0.2	0.1	0.1	4.4×10^{-6}
2	0.4	0.1	0.1	8.8×10^{-6}
3	0.2	0.05	0.1	4.4×10^{-6}
4	0.2	0.1	0.3	1.32×10^{-5}
5	0.1	0.1	X	8.8×10^{-6}

- أ. أستنتج رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة
- ب. أستنتج رتبة التفاعل للمادة المتفاعلة
- ج. أستنتج قانون سرعة هذا التفاعل
- د. أحسب تركيز المادة D في التجربة الأخيرة.

2- **رتبة التفاعل:** هي الأس المرفوع إليه تركيز المادة المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل.
السرعة الابتدائية: هي سرعة التفاعل لحظة خلط المواد المتفاعلة عند الزمن (صفر) بدلالة تراكيز المواد المتفاعلة.

3- لحساب سرعة استهلاك مادة ما مثل (A):

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

$$R = - \frac{([A]_2 - [A]_1)}{t_2 - t_1} = - \frac{0.22 - 0.86}{14 - 0} = - \frac{0.64}{14} = 0.0457 \text{ M.s}^{-1}$$

4- أ- لحساب سرعة استهلاك (H₂):

$$R = - \frac{\Delta [H_2]}{\Delta t} = - \frac{([H_2]_2 - [H_2]_1)}{t_2 - t_1} = - \frac{0.2 - 0.3}{0.14 - 0.24} = - \frac{0.1}{0.10} = 1 \text{ M.s}^{-1}$$

ب- لحساب تركيز (HI):

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

$$\Delta [HI] = R \times \Delta t = 6 \times 10^{-1} \times 5 = 3 \text{ M}$$

5- لحساب سرعة استهلاك (N₂H₄) ومن خلال المعادلة نجد أن العلاقة بين سرعة تكون (N₂) وسرعة استهلاك (N₂H₄):

$$- \frac{\Delta [N_2H_4]}{\Delta t} = \frac{\Delta [N_2]}{\Delta t} = 0.25 \text{ M.s}^{-1}$$

6- لحساب سرعة تكون (N₂O₅) ومن خلال المعادلة نجد أن العلاقة بين سرعة استهلاك (NO₂) وسرعة استهلاك (N₂O₅):

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [N_2O_5]}{\Delta t} = - \frac{\Delta [NO_2]}{\Delta t}$$

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [N_2O_5]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \times (5 \times 10^{-3})$$

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [N_2O_5]}{\Delta t} = \frac{5}{4} \times 10^{-3}$$

$$\frac{\Delta [N_2O_5]}{\Delta t} = \frac{10}{4} \times 10^{-3}$$

$$\frac{1}{2} \frac{\Delta [NH_3]}{\Delta t} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol / L.s}$$

7- أقل من (400).

8- نكتب القانون العام لسرعة التفاعل: $R = K [A]^x [B]^y$

أ- لحساب رتبة المادة (A) نأخذ التجريبتين رقم (1)، (2) حيث تركيز (B) ثابت، نلاحظ من خلال البيانات في التجريبتين عند زيادة تركيز المادة (A) بمقدار النصف زادت سرعة التفاعل الى النصف أيضا، أي أن الزيادة تمت بنفس المقدار:

أي أن مضاعفة تركيز المادة (A) نصف مرة أدى إلى مضاعفة السرعة (نصف مرة)، مما يعني أن سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع تركيز المادة (B).

← سرعة التفاعل $\propto [A]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) هي (1)

ب- لحساب رتبة المادة (B) نأخذ التجريبتين رقم (2)، (3) حيث تركيز (A) ثابت، نلاحظ من خلال البيانات في التجريبتين عند زيادة تركيز المادة (B) مرتين تضاعفت سرعة التفاعل أربع مرات.

أي أن مضاعفة تركيز المادة (B) (2) مرة أدى إلى مضاعفة السرعة (4 مرات)، مما يعني أن سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع مربع تركيز المادة (B).

← سرعة التفاعل $\propto [B]^2$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (B) هي (2)

ج- قانون سرعة التفاعل: $R = K [A]^1 [B]^2$

د- لإيجاد قيمة ثابت سرعة التفاعل (K) نعوض في القانون من التجربة رقم (1):

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

$$K = \frac{R}{[A]^1 [B]^2}$$

$$K = \frac{1 \times 10^{-1} \text{ M.s}^{-1}}{[0.025]^1 \text{ M} [0.025]^2 \text{ M}} = \frac{1 \times 10^{-1} \text{ M.s}^{-1}}{(23 \times 10^{-3} \text{ M})(625 \times 10^{-6} \text{ M}^2)}$$

$$K = \frac{1 \times 10^{-1} \text{ M.s}^{-1}}{15625 \times 10^{-9} \text{ M}^3} = 6400 \text{ M}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$$

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

$$R = (64 \times 10^2) \times (1 \times 10^{-2})^1 \times (1 \times 10^{-2})^2$$

$$R = (64 \times 10^2) \times (1 \times 10^{-2}) \times (1 \times 10^{-4})$$

$$R = 64 \times 10^{-4} \text{ M.s}^{-1}$$

9- نكتب القانون العام لسرعة التفاعل: $R = K [T]^x [E]^y [D]^z$

أ- لحساب رتبة المادة (T) نأخذ التجريبتين رقم (1)، (2) حيث تركيز كل من (E) و (D) ثابت، نلاحظ من خلال البيانات في التجريبتين عند زيادة تركيز المادة (T) مرتين تضاعفت سرعة التفاعل مرتين أيضاً، أي أن الزيادة تمت بنفس المقدار:

أي أن مضاعفة تركيز المادة (T) مرتين أدى إلى مضاعفة السرعة (مرتين)، مما يعني أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز المادة (B).

← سرعة التفاعل $\propto [T]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (T) هي (1)

ب- لحساب رتبة المادة (D) نأخذ التجريبتين رقم (1)، (4) حيث تركيز كل من (E) و (D) ثابت، نلاحظ من خلال البيانات في التجريبتين عند زيادة تركيز المادة (D) ثلاث مرات تضاعفت سرعة التفاعل ثلاث مرات أيضاً، أي أن الزيادة تمت بنفس المقدار:

أي أن مضاعفة تركيز المادة (D) (3 مرات) أدى إلى مضاعفة السرعة (3 مرات)، مما يعني أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع مربع تركيز المادة (B).

← سرعة التفاعل $\propto [D]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (D) هي (1)

ج- لحساب رتبة المادة (E) نأخذ التجريبتين رقم (1)، (3) حيث تركيز كل من (D) و (T) ثابت، نلاحظ من خلال البيانات في التجريبتين عند نقصان تركيز المادة (E) نصف مرة بقيت سرعة التفاعل ثابتة كما هي، أي أن:

أي أن نقصان تركيز المادة (E) (نصف مرة) بقيت سرعة التفاعل كما هي.

← سرعة التفاعل $\propto [E]^0$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (E) هي (0)

د- نكتب القانون العام لسرعة التفاعل: $R = K [T]^1 [D]^1$

ه- لإيجاد قيمة ثابت سرعة التفاعل (K) نعوض في القانون من التجربة رقم (1):

$$R = K [T]^1 [D]^1$$

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

$$K = \frac{44 \times 10^{-7} \text{ M.S}^{-1}}{(2 \times 10^{-1} \text{ M})(1 \times 10^{-1} \text{ M}^2)}$$

$$K = \frac{44 \times 10^{-7} \text{ M.S}^{-1}}{2 \times 10^{-2} \text{ M}^3} = 22 \times 10^{-5} \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

و- لإيجاد قيمة تركيز المادة (D) نعوض في القانون من التجربة رقم (5):

$$R = K [T]^1 [D]^1$$

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

$$[D] = \frac{44 \times 10^{-7} \text{ M.S}^{-1}}{(2 \times 10^{-1} \text{ M})(22 \times 10^{-5})} = 44 \times 10^{-1} = 4.4 \text{ M}$$

الدرس الثالث: نظرية التصادم والعوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

- من المعلوم أن سرعة التفاعل الكيميائي تتفاوت نظرا للظروف والعوامل المؤثرة فيها، ولتفسير آلية حدوث التفاعل الكيميائي وفهم أثر العوامل المختلفة المؤثرة في سرعة حدوثه، وضع العالمين ماكس تراوتز ووليام لويس نظرية أسموها نظرية التصادم وهي تشمل على عدة افتراضات.

افتراضات نظرية التصادم

- 1- **الافتراض الأول:** ينص على أن التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة شرط أساسي لحدوث التفاعل الكيميائي. (لا يحدث تفاعل كيميائي دون حدوث تصادم بين الدقائق).
- 2- **الافتراض الثاني:** ينص على أن سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب طرديا مع عدد التصادمات الحاصلة بين دقائق المواد المتفاعلة في وحدة الزمن. (كلما زاد عدد التصادمات، زادت احتمالية حدوث التفاعل).
- ليس كل التصادمات بين دقائق المواد المتفاعلة يؤدي الى حدوث تفاعل وتكوين مواد ناتجة.
- 3- **الافتراض الثالث:** ينص على ضرورة أن يكون التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة تصادما فعالا لكي يحدث التفاعل.

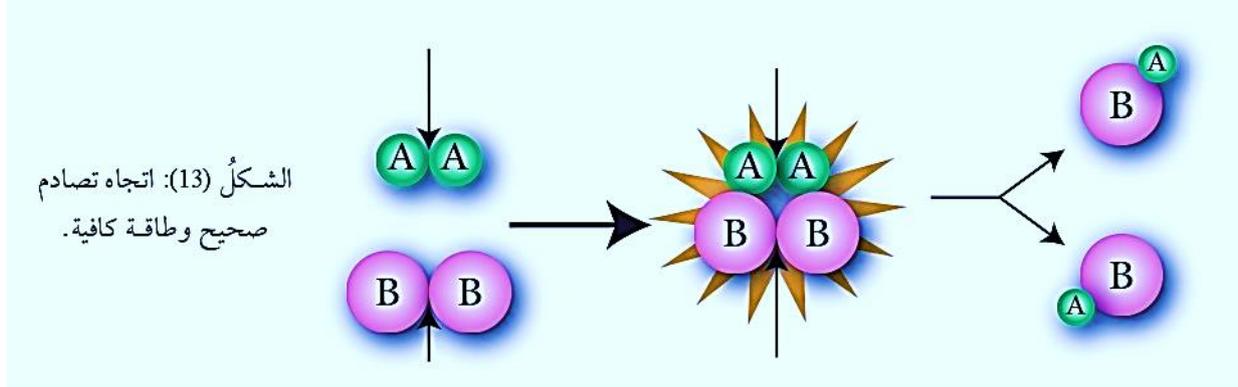
التصادم الفعال: هو التصادم الذي يؤدي الى تكوين نواتج.

- **حتى يكون التصادم فعال لا بد من تحقيق شرطين هما:**
- أ- **الشرط الأول:** أن يكون اتجاه التصادم بين دقائق المواد المتفاعلة مناسباً، أي أن تتصادم الدقائق بالاتجاه الذي يؤدي الى تكوين نواتج.

مثال (36): يتفكك المركب (AB) حسب المعادلة: $2AB \rightarrow A_2 + B_2$

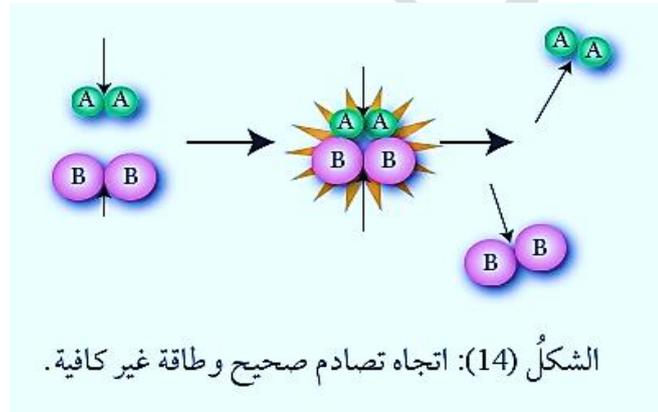
وتكون التصادمات المحتملة بين جزيئات (AB):

1- في الشكل الأول تصادم فعال لأن اتجاه التصادم مناسب والطاقة اللازمة لتكسير الروابط وتشكيل روابط جديدة كافية:



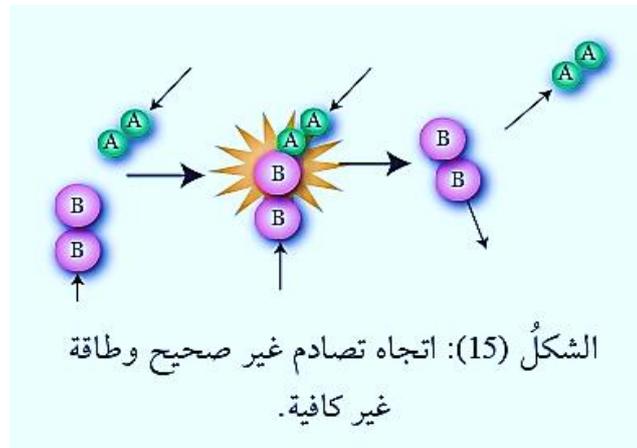
2- في الشكل الثاني نلاحظ أن اتجاه التصادم صحيح ولكن الطاقة اللازمة لتكسير الروابط غير كافية لتكوين روابط جديدة، لذلك يعتبر

التصادم غير فعال:



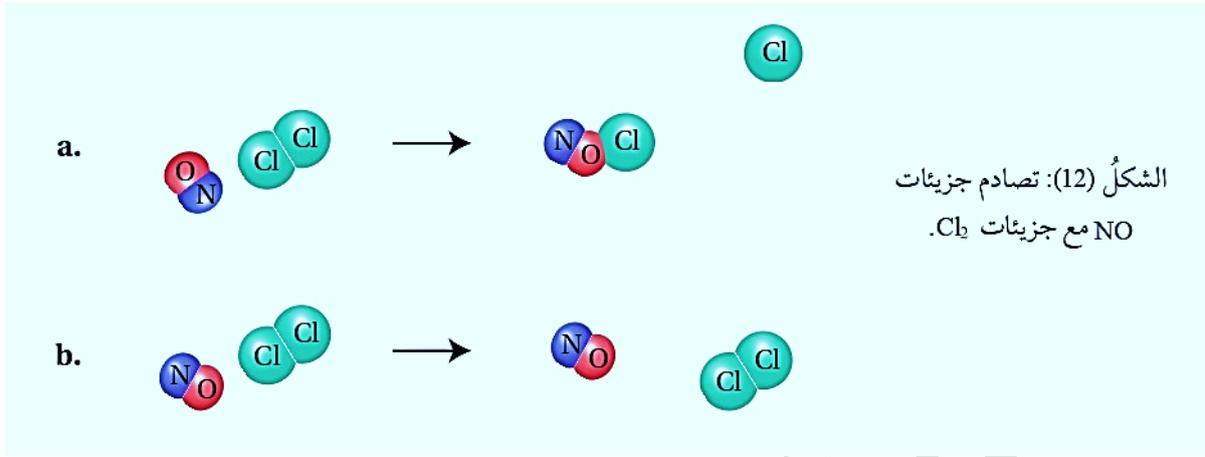
3- في الشكل الثالث نلاحظ أن اتجاه التصادم غير صحيح والطاقة اللازمة لتكسير الروابط غير كافية لتكوين روابط جديدة، لذلك يعتبر

التصادم غير فعال:



في التفاعل التالي: $\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NOCl} + \text{Cl}$

مثال (37):



1- في الشكل (أ): (توجه مناسب): لأن ذرة (N) تقترب من ذرة (Cl)، الأمر الذي يؤدي إلى تكوين الناتج حسب المعادلة.

2- في الشكل ب: (توجه غير مناسب): لأن ذرة (O) تقترب من ذرة (Cl)، الأمر الذي لا يؤدي إلى تكوين الناتج كما في المعادلة.

ب- الشرط الثاني: أن تمتلك الذرات المتفاعلة عند تصادمها حداً أدنى من الطاقة يكفي لكسر الروابط بين ذراتها، وتكوين روابط جديدة تؤدي إلى تكوين الناتج، ويسمى هذا الحد الأدنى من الطاقة (طاقة التنشيط)، ويرمز لها بالرمز (Ea).

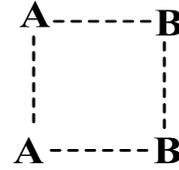
طاقة التنشيط: هي الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تمتلكها الجزيئات المتفاعلة، لكسر الروابط بين ذرات المواد المتفاعلة كي تتفاعل وتكوّن المعقد النشط وتكوين ناتج.

المعقد النشط

عند حدوث تصادم فعال، يؤدي ذلك إلى إضعاف الروابط بين الذرات للمواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة بين الذرات، وعليه يتكون بناء غير مستقر يمتلك طاقة عالية، يسمى المعقد النشط، الذي يتفكك إلى الناتج.

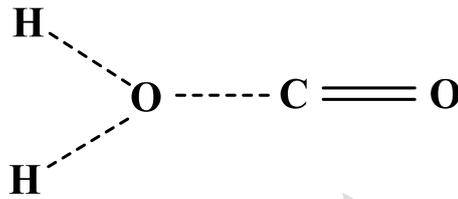
المعقد النشط: هو بناء غير مستقر يمثل مرحلة انتقالية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة ويمتلك طاقة عالية.

مثال (38): في التفاعل التالي: $2AB \rightarrow A_2 + B_2$



❖ يكون المعقد المنشط:

مثال (39): في التفاعل التالي: $H_2O + CO \rightarrow CO_2 + H_2$



❖ يكون المعقد المنشط:

مثال (40): ارسـم المعقد المنشط في التفاعل التالي: $2NO_2 \rightarrow N_2O_4$

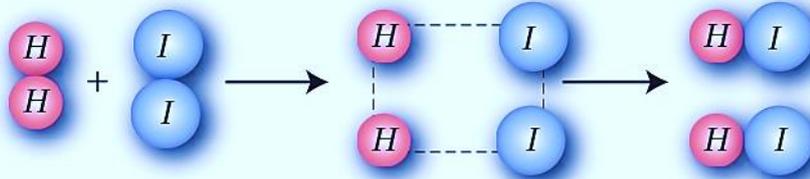


❖ يكون المعقد المنشط:

مثال (41): في التفاعل التالي: $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$

❖ يكون المعقد المنشط:

الشكل (16): المعقد المنشط
في تفاعل H_2 مع I_2 .



نص نظرية التصادم:

لحدوث تفاعل كيميائي، فلا بد أن يحدث التصادم بين الجزيئات المتفاعلة بحيث تمتلك الجزيئات المتصادمة الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث تصادم فعال.

العلاقة بين طاقة التنشيط (Ea) والتغير في المحتوى الحراري (ΔH).

❖ تقسم التفاعلات حسب حدوث تغيرات في الطاقة (المحتوى الحراري) الى:

1- التفاعل الماص للطاقة.

هو التفاعل الذي يحتاج الى طاقة حتى يحدث ويمكن تمثيله بكتابة كلمة طاقة أو كرقم مع المواد المتفاعلة.

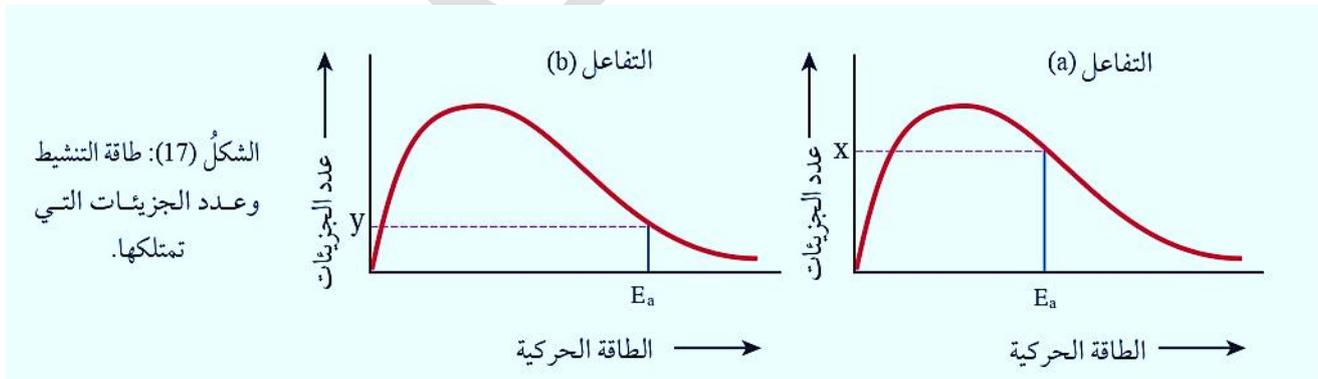


2- التفاعل الطارد للطاقة.

هو التفاعل الذي يؤدي حدوثه الى توليد طاقة.



❖ لتوضيح العلاقة بين طاقة التنشيط وسرعة التفاعل ندرس الشكلين التاليين اللذان يمثلان العلاقة بين الطاقة الحركية وعدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط (Ea):



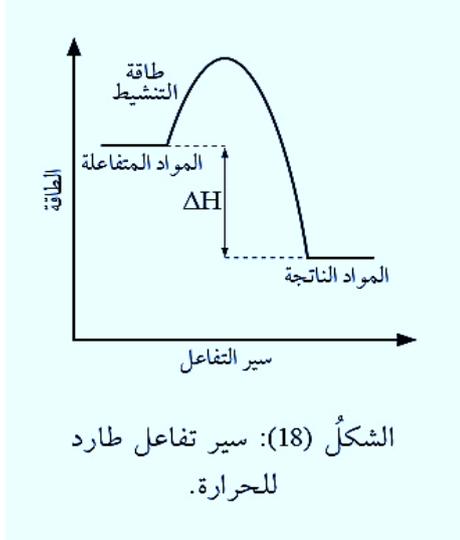
- من خلال الشكل للتفاعل (a) حيث يمثل الرمز (X) عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط أو أعلى منها.
- من خلال الشكل للتفاعل (b) حيث يمثل الرمز (Y) عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط أو أعلى منها.
- نلاحظ أن عدد الجزيئات (X) أكبر من عدد الجزيئات (Y).
- في الشكل (a) طاقة التنشيط (Ea) قليلة، لذلك فإن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط كبير، وبالتالي تزداد سرعة التفاعل، ويزداد سرعة تكون المعقد المنشط وبالتالي تكوين نواتج.

- في الشكل (b) طاقة التنشيط (E_a) كبيرة، لذلك فإن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط قليل، وبالتالي تكون سرعة التفاعل أقل، وسرعة تكون المعقد المنشط بطيئة وكذلك ظهور النواتج يكون بصورة أبطأ مما هو عليه في التفاعل (a).

العلاقة بين طاقة التنشيط وسرعة التفاعل هي علاقة عكسية

العلاقة بين عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط وسرعة التفاعل علاقة طردية

❖ لتوضيح آلية سير التفاعل التالي: ($CO + NO \rightarrow CO + NO$) ندرس الشكل التالي:



- نلاحظ من الشكل المجاور أن المواد المتفاعلة تمتلك طاقة تسمى (طاقة وضع المواد المتفاعلة) ويرمز لها بالرمز (H_R).
- المواد الناتجة تمتلك طاقة تسمى (طاقة وضع المواد الناتجة)، ويرمز لها بالرمز (H_P).
- تكون طاقة وضع المواد الناتجة (H_P) أقل من طاقة وضع المواد المتفاعلة (H_R) أي أن التفاعل يصاحبه فقدان للطاقة (طارد للطاقة).
- يسمى الفرق في الطاقة بين طاقة المواد الناتجة وطاقة المواد المتفاعلة بالمحتوى الحراري للتفاعل، ويرمز له بالرمز (ΔH).

طاقة وضع المواد المتفاعلة: هي الطاقة التي تختزن في المواد المتفاعلة ويرمز لها بالرمز (ΔH_R)

طاقة وضع المواد الناتجة: هي الطاقة التي تختزن في المواد الناتجة ويرمز لها بالرمز (ΔH_P)

التغير في المحتوى الحراري: هو الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة والمواد الناتجة ويرمز لها (ΔH)

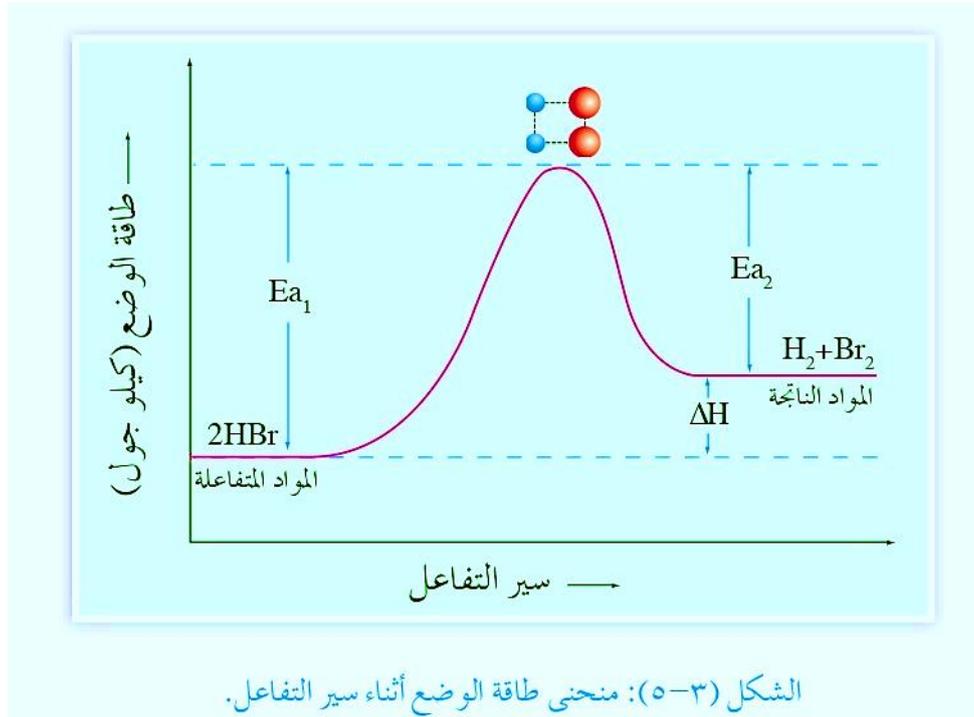
التغير في المحتوى الحراري للتفاعل = طاقة المواد الناتجة - طاقة المواد المتفاعلة

$$\Delta H = H_P - H_R$$

❖ إذا كانت (ΔH) موجبة: التفاعل ماص للطاقة.

❖ إذا كانت (ΔH) سالبة: التفاعل طارد للطاقة.

الشكل التالي يوضح تغيرات الطاقة التي تحدث خلال التفاعل الكيميائي الذي يمثل تفكك (HBr).



❖ من خلال الشكل نلاحظ:

- 1- تزداد طاقة وضع المواد المتفاعلة أثناء سير التفاعل بسبب التصادم.
- 2- تصل طاقة وضع المواد المتفاعلة الى أعلى قيمة لها والتي تسمى وضع طاقة المعقد المنشط (Hc).
- 3- تسمى الطاقة التي تكتسبها المواد المتفاعلة للوصول الى طاقة وضع المعقد النشط (طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي)، (Ea1).
- 4- نتيجة لتكون روابط جديدة بين جزيئات (Br2) و (H2)، تنخفض طاقة وضع المواد المتصادمة.
- 5- طاقة وضع المواد الناتجة أكبر من طاقة وضع المواد المتفاعلة، لذلك فإن التفاعل ماص للطاقة.
- 6- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (Ea2): هي الفرق بين طاقة وضع المعقد المنشط وطاقة وضع المواد الناتجة.

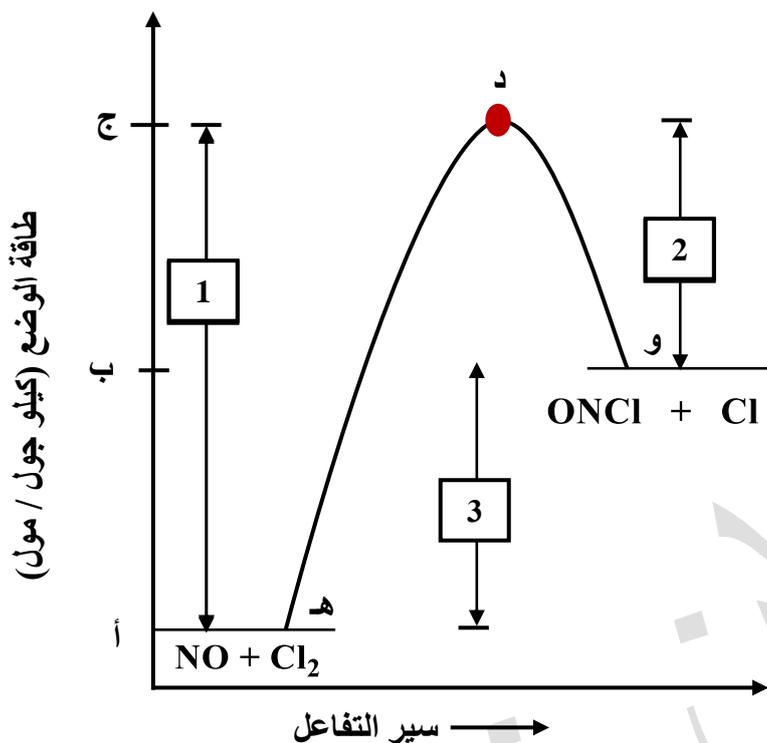
التغير في المحتوى الحراري للتفاعل = طاقة المواد الناتجة - طاقة المواد المتفاعلة

$$\Delta H = H_P - H_R$$

التغير في المحتوى الحراري للتفاعل = طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي - طاقة التنشيط للتفاعل العكسي

$$\Delta H = E_{a1} - E_{a2}$$

مثال (43): أدرس مخطط التفاعل التالي الممثل بالمعادلة التالية:



- أجب عن الأسئلة التالية:

- 1- هل التفاعل طارد أم ماص.
- 2- أيهما أسرع التفاعل الأمامي أم العكسي.
- 3- إلى ماذا تشير كل من الرموز (أ، ب، ج، د، هـ، و).
- 4- إلى ماذا تشير كل من الأرقام (1، 2، 3).
- 5- حدد إشارة التغير في المحتوى الحراري.
- 6- ارسم المعقد المنشط.

الإجابة:

1- التفاعل ماص: (طاقة وضع المواد الناتجة أكبر من طاقة وضع المواد المتفاعلة).

2- العكسي: (كلما قلت طاقة التنشيط زادت السرعة).

3- أ: طاقة وضع المواد المتفاعلة. ب: طاقة وضع المواد الناتجة.

ج: طاقة وضع المعقد المنشط. د: المعقد المنشط.

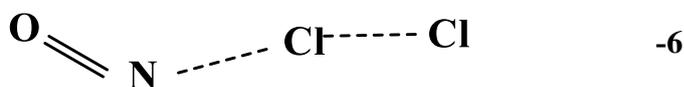
هـ: المواد المتفاعلة. و: المواد الناتجة.

4- 1: طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (E_{a1}).

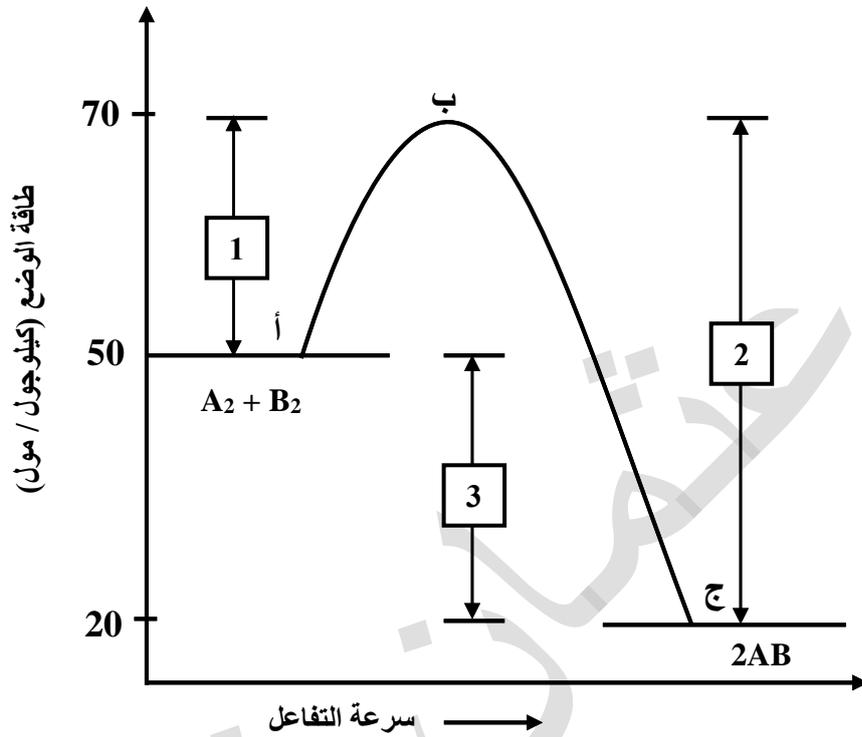
2: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (E_{a2}).

3: التغير في المحتوى الحراري (ΔH).

5- الإشارة سالبة لأن التفاعل ماص للحرارة.



من خلال دراستك للتفاعل الافتراضي الآتي الممثل في سير التفاعل التالي، أجب عما يلي:



- 1- هل التفاعل طارد أم ماص للحرارة.
- 2- أيهما أسرع التفاعل الأمامي أم العكسي.
- 3- إلى ماذا تشير كل من الرموز: (أ، ب، ج).
- 4- إلى ماذا تشير كل من الأرقام: (1، 2، 3).
- 5- ما هي قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة.
- 6- ما هي طاقة وضع المواد الناتجة.
- 7- ما هي طاقة وضع المعقد المنشط.
- 8- ما هي قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي.
- 9- ما هي قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.
- 10- ما هي قيمة التغير في المحتوى الحراري.
- 11- ارسم المعقد المنشط.
- 12- اكتب معادلة سير التفاعل موضحا فيها الطاقة.

الإجابة:

1- التفاعل طارد: (طاقة وضع المواد الناتجة أصغر من المتفاعلة).

2- التفاعل الأمامي: (طاقة التنشيط أقل).

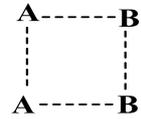
3- أ: المواد المتفاعلة. ب: المعقد المنشط. ج: المواد الناتجة.

4- 1: طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (E_{a1}).

2: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (E_{a2}).

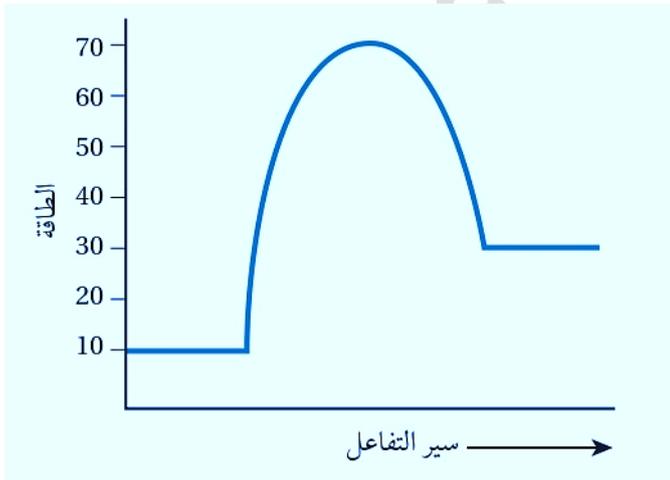
3: التغير في المحتوى الحراري (ΔH).

5- (50) . 6- (20) . 7- (70) . 8- (20) . 9- (50) . 10- (-30) .



مثال (45):

ادرس منحنى التفاعل الماص للطاقة المجاور، ثم جد قيمة كل مما يأتي بوحدة (KJ).



1- طاقة المواد المتفاعلة.

2- طاقة المواد الناتجة.

3- طاقة المعقد المنشط.

4- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي.

5- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.

6- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل (ΔH).

الإجابة:

70 KJ -3

30 KJ -2

10 KJ -1

4- لحساب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (E_{a1})، نحسب الفرق بين طاقة المعقد المنشط (H_C) وطاقة المواد المتفاعلة (H_R):

$$E_{a1} = H_C - H_R = 70 - 10 = 60 \text{ KJ}$$

5- لحساب طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (E_{a2})، نحسب الفرق بين طاقة المعقد المنشط (H_C) وطاقة المواد الناتجة (H_P):

$$E_{a2} = H_C - H_P = 70 - 30 = 40 \text{ KJ}$$

6- لحساب التغير في المحتوى الحراري (ΔH):

$$\Delta H = H_P - H_R = 30 - 10 = 20 \text{ KJ}$$

مثال (46): في تفاعل ما، كانت طاقة المواد المتفاعلة (25 KJ)، وكان التغير في المحتوى الحراري للتفاعل (45 KJ)، وطاقة

التنشيط للتفاعل العكسي (55 KJ)، جد قيمة كل مما يأتي بوحدة (KJ).

- 1- طاقة المواد الناتجة.
- 2- طاقة المعقد المنشط.
- 3- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي.
- 4- هل التفاعل ماص للطاقة أم طارد لها.

الإجابة:

1- لحساب طاقة المواد الناتجة، نأخذ الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة (H_R) والتغير في المحتوى الحراري (ΔH):

$$H_P = \Delta H + H_R = 45 - 25 = 70 \text{ KJ}$$

2- لحساب طاقة المعقد المنشط (H_C):

$$H_C = H_P + E_{a2} = 70 - 55 = 125 \text{ KJ}$$

3- لحساب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (E_{a1}):

$$E_{a1} = H_C - H_R = 125 - 25 = 100 \text{ KJ}$$

4- بما أن إشارة التغير في المحتوى الحراري للتفاعل موجبة، فالتفاعل ماص للطاقة.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

❖ تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بعدد من العوامل هي:

1- تركيز المواد المتفاعلة.

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بازدياد تركيز إحدى المواد المتفاعلة، أو زيادة الضغط في التفاعلات الغازية، لأن زيادة التركيز أو الضغط للتفاعلات الغازية، تؤدي إلى زيادة عدد الجزيئات في وحدة الحجم، وبالتالي زيادة عدد التصادمات المحتملة بين دقائق المواد المتفاعلة ويمكن توضيح ذلك من خلال المخطط التالي:



مثال (47): يزداد تصاعد غاز الهيدروجين (H_2) الناتج من تفاعل الكالسيوم (Ca) مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) كلما زاد تركيز الحمض.

مثال (48): احتراق قطعة من الفحم في الأكسجين النقي يكون أسرع من احتراقها في الهواء الجوي.

2- طبيعة المواد المتفاعلة.

تعتمد سرعة التفاعلات الكيميائية على الصفات الكيميائية للمواد المتفاعلة، حيث لكل مادة تركيبها الإلكتروني الخاص بها مما يكسبها صفات كيميائية خاصة بها.

مثال (49): يتفاعل فلز الصوديوم بسرعة كبيرة جداً مع الماء بينما نجد أن فلز المغنيسيوم يتفاعل ببطء مع الماء، وذلك لأن التركيب الإلكتروني للصوديوم يختلف حيث يمتلك في مداره الأخير إلكترون واحد بينما المغنيسيوم يمتلك إلكترونين، وبالتالي من السهل على الصوديوم فقده بشكل أسرع.

3- مساحة سطح المواد المتفاعلة في الحالة الصلبة.

تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بحجم الدقائق للمواد المتفاعلة، فكلما زادت مساحة السطح المعرض للتفاعل زادت سرعة التفاعل، حيث تزداد عدد التصادمات الكلية المحتملة، فتزداد السرعة.

تكون مساحة السطح المعرض للتفاعل في حالة المسحوق أكبر منها في الحالة الصلبة، وبالتالي يزداد عدد التصادمات الكلية المحتملة، وبالتالي يزداد عدد التصادمات الفعالة، فتزداد سرعة التفاعل.

❖ سرعة احتراق نشارة الخشب أكبر من سرعة احتراق قطعة من الخشب لها نفس الكتلة.

❖ تصدأ برادة الحديد بسرعة أكبر من صدأ سلك من الحديد له نفس الكتلة.

مثال (50):

سرعة ظهور اللون الأصفر ليوريد الفضة (AgI) عند مزج محلول من نترات الفضة ($AgNO_3$) مع محلول من يوريد البوتاسيوم (KI) تكون أكبر مما عليه في حالة مزجهم على صورة مسحوق من نفس المادتين، لأن الأيونات في حالة المسحوق تكون مقيدة الحركة، أما في حالة المحلول تكون حرة الحركة، فيزداد عدد التصادمات الفعالة، وتزداد سرعة التفاعل.

4- درجة الحرارة.

❖ تؤثر درجة الحرارة بشكل كبير في العديد من المجالات حيث:

- رفع درجة الحرارة في عملية الطبخ لإتضاع الطعام بسرعة أكبر.
- يحفظ الطعام في الثلاجة لمنع تلفه. (تقل درجة الحرارة).
- تحفظ الأدوية عند درجات حرارة معينة لمنع تلفها.

❖ لتوضيح أثر درجة الحرارة على سرعة التفاعل ندرس المثال التالي:

مثال: تتفاعل بيرمنغنات البوتاسيوم ($KMnO_4$) مع حمض الأوكساليك ($H_2C_2O_4$) لإنتاج ثاني أكسيد الكربون والماء عند

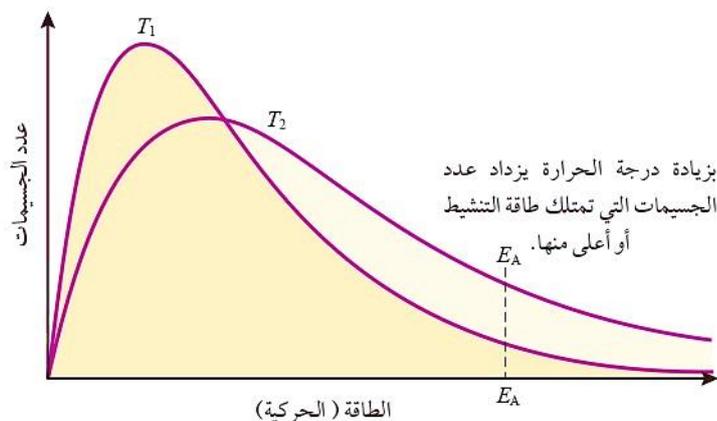
درجتى حرارة مختلفتين حيث:

يختفي اللون البنفسجي لبيرمنغنات البوتاسيوم عند التسخين، في حين يبقى اللون موجودا عند درجة حرارة الغرفة بعد مرور نفس الوقت للتجربتين، أي أن التفاعل قد انتهى عند درجة الحرارة الأعلى، ولكنه ما زال مستمر عند نفس درجة حرارة الغرفة الأقل.

- مما سبق نستنتج أن سرعة التفاعل تزداد بازدياد درجة الحرارة.

❖ كيف تفسر نظرية التصادم أثر درجة الحرارة في سرعة التفاعل الكيميائي؟

يمثل الشكل التالي مخطط لمنحنى (ماكسويل – بولتزمان) الذي يبين توزيع الطاقة الحركية على الجزيئات لأحد الغازات عند درجتى حرارة مختلفتين.



- نلاحظ من خلال الشكل:

❖ T_1 : درجة الحرارة الأولى.

❖ T_2 : درجة الحرارة الثانية.

❖ ($d_1 < d_2$): زيادة درجة الحرارة يزيد من

متوسط الطاقة الحركية للجزيئات حيث متوسط

الطاقة الحركية عند درجة الحرارة (T_2) أعلى

منه عند درجة الحرارة (T_1) مع بقاء طاقة التنشيط ثابتة، وهذا يؤدي الى زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط، فيزيد عدد التصادمات الفعالة، فتزداد سرعة التفاعل.

❖ المساحة المظللة عند تمثل عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة كافية للتفاعل، حيث يكون عددها عند (T_2) أكبر منها عند (T_1).

الملخص لما سبق:



❖ زيادة درجة الحرارة تؤدي الى:

← زيادة سرعة التفاعل.

← زيادة قيمة ثابت السرعة (K).

← زيادة متوسط الطاقة الحركية.

← زيادة معدل الطاقة الحركية.

← زيادة عدد التصادمات الفعالة.

← زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط (لا علاقة بين درجة الحرارة وطاقة التنشيط).

❖ العوامل المساعدة (الحفاز).

تستخدم العوامل المساعدة لزيادة سرعة التفاعل للتفاعلات التي لها طاقة تنشيط عالية وتقليل زمن حدوثها.

العامل المساعد: هي مواد تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية دون أن تستهلك في التفاعل.

❖ أمثلة على العوامل المساعدة.

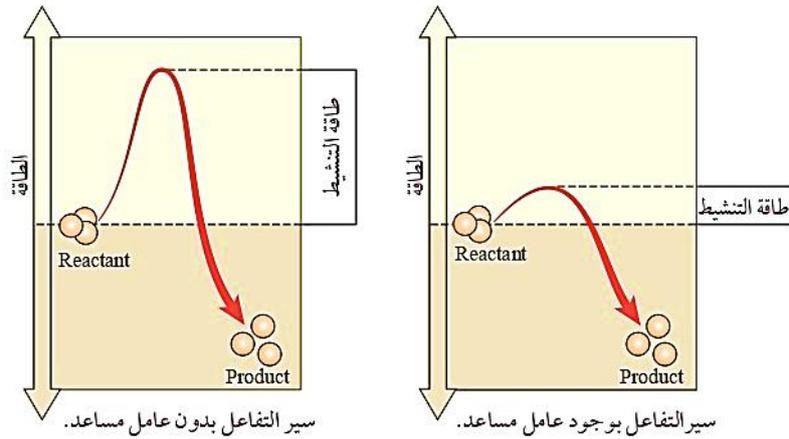
أ- يستخدم أكسيد الفناديوم (V_2O_5) لتسريع عملية تحضير حمض الكبريتيك (H_2SO_4).

ب- يستخدم يوديد البوتاسيوم (KI) في تسريع عملية تحلل فوق أكسيد الهيدروجين (H_2O_2) الى ماء واكسجين.



❖ كيف يؤثر العامل المساعد في سير التفاعل.

- من خلال الشكل التالي نلاحظ ما يلي:



- يعمل العامل المساعد على إيجاد طريق بديل للتفاعل.

❖ يقلل العامل المساعد كل من:

أ- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (E_{a1}).

ب- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (E_{a2}).

ج- طاقة المعقد المنشط (HC).

د- الزمن اللازم لحدوث التفاعل.

❖ لا يؤثر العامل المساعد في كل من:

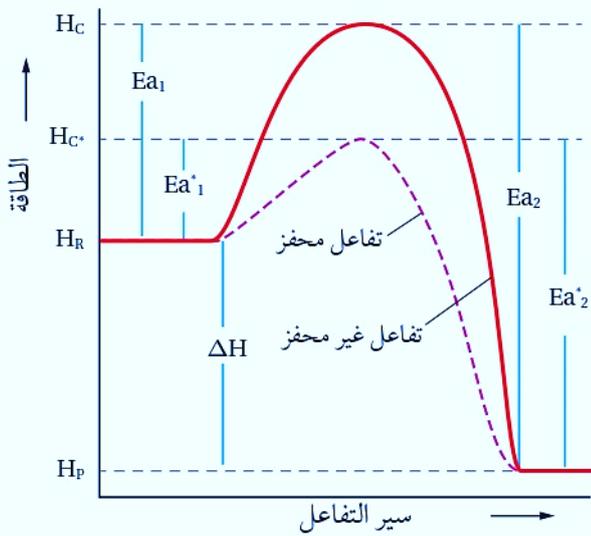
- أ- طاقة وضع المواد المتفاعلة (H_R).
- ب- طاقة وضع المواد الناتجة (H_P).
- ج- التغير في المحتوى الحراري (ΔH).

❖ يزيد العامل المساعد كل من:

- أ- سرعة التفاعل.
- ب- عدد التصادمات الفعالة.
- ج- عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط.

- الشكل التالي يبين منحنى سير التفاعل بوجود العامل المساعد وعدم وجوده:

- تشير الرموز في الشكل الى:



(H_C) : طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد.

(H_C^*) : طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد.

(E_{a1}) : طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد.

(E_{a1}^*) : طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.

(E_{a2}) : طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بدون عامل مساعد.

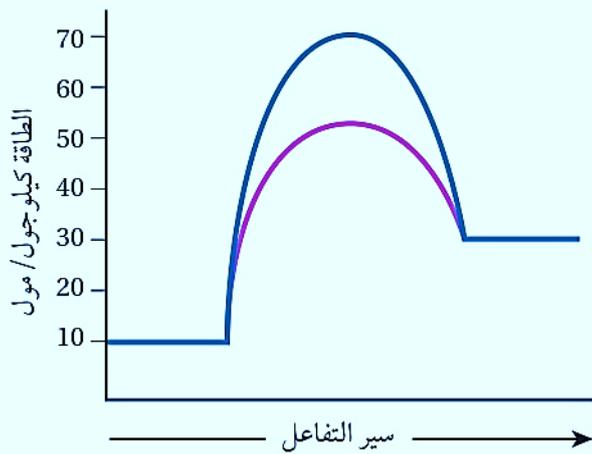
(E_{a2}^*) : طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

(ΔH) : التغير في المحتوى الحراري للتفاعل.

للتحكم في درجة تطلب الخلطة الاسمنتية حيث تتأثر الخلطة الاسمنتية بدرجة الحرارة، يلجأ المهندس المختص الى إضافة مواد تتحكم بسرعة تصلب الخلطة الاسمنتية، لزيادة سرعة تصلبها أو إبطائها، حيث يضاف كلوريد الكالسيوم ($CaCl_2$) الى الخلطة لزيادة سرعة تصلبها في فصل الشتاء، ويضاف الجبس الى الخلطة لإبطاء تصلبها في فصل الصيف.

مثال (51):

يبين الشكل سير تفاعل ما بوجود العامل المساعد ودون وجوده. جد ما يأتي بوحدة (KJ).



1- طاقة المواد المتفاعلة (H_R).

2- طاقة المواد الناتجة (H_P).

3- طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد (E_{a1}).

4- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد (E_{a1}^*).

5- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد (E_{a2}).

6- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد (E_{a2}^*).

7- طاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد (H_C^*).

8- التغير في المحتوى الحراري للتفاعل (ΔH).

الإجابة:

1- ($H_R = 10 \text{ KJ}$)

2- ($H_P = 30 \text{ KJ}$)

3- لحساب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد:

$$E_{a1} = H_C - H_R = 70 - 10 = 60 \text{ KJ}$$

4- لحساب طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد:

$$E_{a1}^* = H_C^* - H_R = 50 - 10 = 40 \text{ KJ}$$

5- لحساب طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد:

$$E_{a2} = H_C - H_P = 70 - 30 = 40 \text{ KJ}$$

6- لحساب طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد:

$$E_{a2}^* = H_C^* - H_P = 50 - 30 = 20 \text{ KJ}$$

7- طاقة التنشيط المعقد المنشط بوجود عامل مساعد تكون أعلى نقطة يصل إليها سير التفاعل بوجود العامل المساعد والتي تمثل الخط

المتقطع ومن خلال الشكل نجد أن طاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد تساوي (50 KJ).

8- لحساب التغير في المحتوى الحراري للتفاعل:

$$\Delta H = H_P - H_R = 30 - 10 = 20 \text{ KJ}$$

مثال (52):

في تفاعل ما، كان التغير في المحتوى الحراري للتفاعل (-40 KJ) وطاقة المواد المتفاعلة (70 KJ)، وطاقة التنشيط

للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد (110 KJ)، وطاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد (80 KJ)، احسب ما يلي:

1- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد (E_{a2}).

2- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد (E_{a1}^*).

3- طاقة المعقد المنشط دون العامل المساعد (H_c).

4- طاقة المواد الناتجة (H_p).

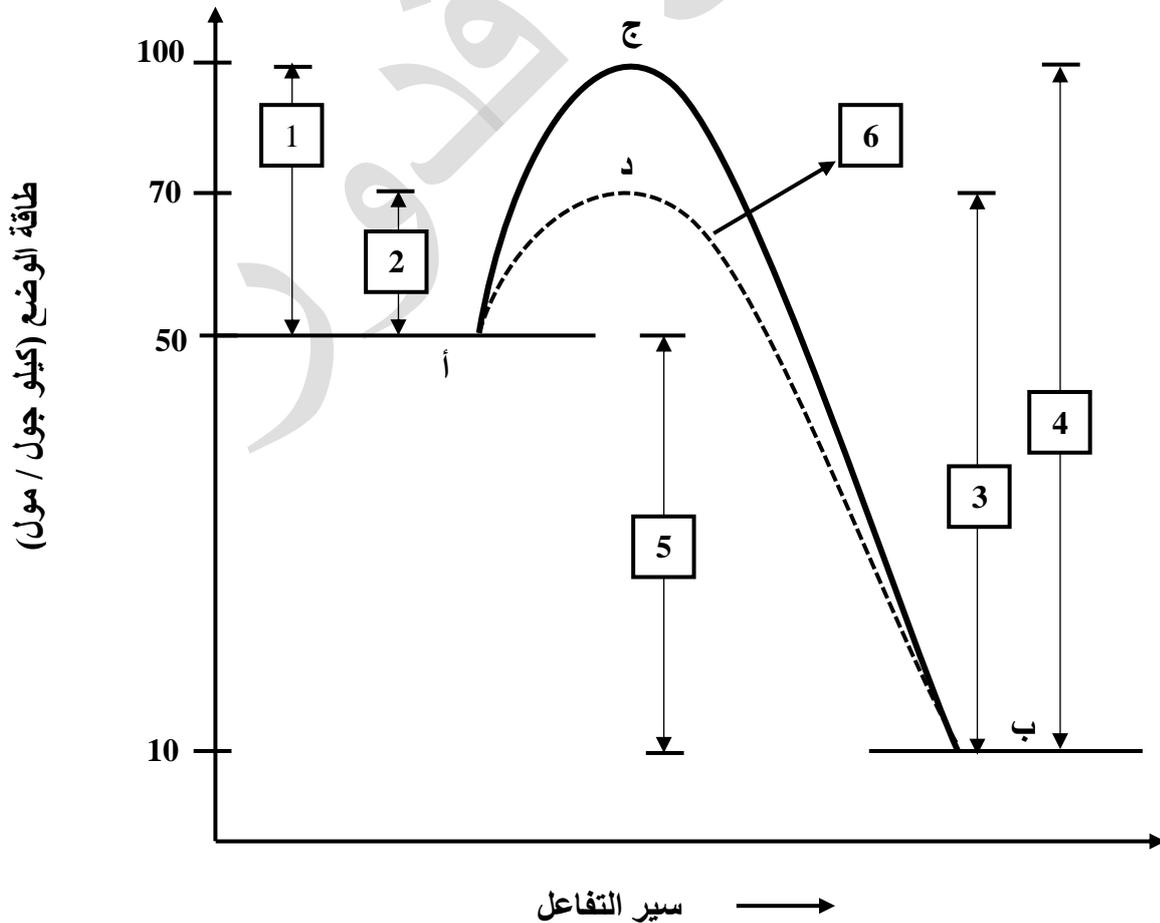
الإجابة:

1- ($E_{a2} = 150 \text{ KJ}$) 2- ($E_{a1}^* = 10 \text{ KJ}$) 3- ($H_c = 180 \text{ KJ}$) 4- ($H_p = 30 \text{ KJ}$)

من خلال دراستك للتفاعل الافتراضي التالي: $A_2 + B_2 \longrightarrow 2AB + \text{Energy}$

مثال (53):

والذي يمثل سير التفاعل بوجود عامل مساعد، ادرس هذا الشكل جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- 1- هل التفاعل طارد أم ماص.
- 2- أيهما أسرع تكون (AB) أم تفككه.
- 3- الى ماذا تشير كل من الرموز التالية: (أ، ب، ج، د).
- 4- الى ماذا تشير كل من الأرقام التالية: (1، 2، 3، 4، 5، 6).
- 5- ما هي قيمة كل من:
 - أ- طاقة وضع المواد المتفاعلة.
 - ب- طاقة وضع المواد الناتجة.
 - ج- طاقة وضع المعقد المنشط بوجود العامل المساعد.
 - د- طاقة وضع المعقد المنشط بدون عامل مساعد.
 - هـ- طاقة التنشيط للتفاعل الامامي بوجود عامل مساعد.
 - و- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.
 - ز- طاقة التنشيط للتفاعل الامامي بغياب العامل المساعد.
- 6- ما هو مقدار النقص في طاقة التنشيط للتفاعل الامامي بعد إضافة العامل المساعد.

الإجابة:

- 1- التفاعل طارد.
- 2- تكون (AB)، التفاعل الامامي.
- 3- أ: المواد المتفاعلة (HR).
ب: المواد الناتجة (HP).
- ج: المعقد المنشط بوجود عامل مساعد (HC*).
- د: المعقد المنشط بغياب العامل المساعد (HC).
- 4- 1: طاقة التنشيط للتفاعل الامامي بغياب العامل المساعد (Ea1).
- 2: طاقة التنشيط للتفاعل الامامي بوجود العامل المساعد (Ea1*).
- 3: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد (Ea2*).
- 4: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بغياب العامل المساعد (Ea2).
- 5: التغير في المحتوى الحراري (ΔH).
- 6: منحنى سير التفاعل بوجود العامل المساعد.

- 5- أ: $(H_R = 50 \text{ KJ})$ ب: $(H_P = 10 \text{ KJ})$ ج: $(H_C^* = 70 \text{ KJ})$ د: $(H_C = 100 \text{ KJ})$
هـ: $(E_{a1}^* = 20 \text{ KJ})$ و: $(E_{a2}^* = 60 \text{ KJ})$ ز: $(E_{a1} = 50 \text{ KJ})$
- 6- (30).

❖ ملاحظ من المثال السابق أن النقص في طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي تساوي مقدار النقص في طاقة التنشيط للتفاعل العكسي، وتساوي أيضا مقدار النقص في طاقة وضع المعقد النشط وذلك بعد إضافة العامل المساعد.

النقص في (Ea) الامامي = النقص في (Ea) العكسي = النقص في طاقة وضع المعقد النشط.
(عند إضافة العامل المساعد).

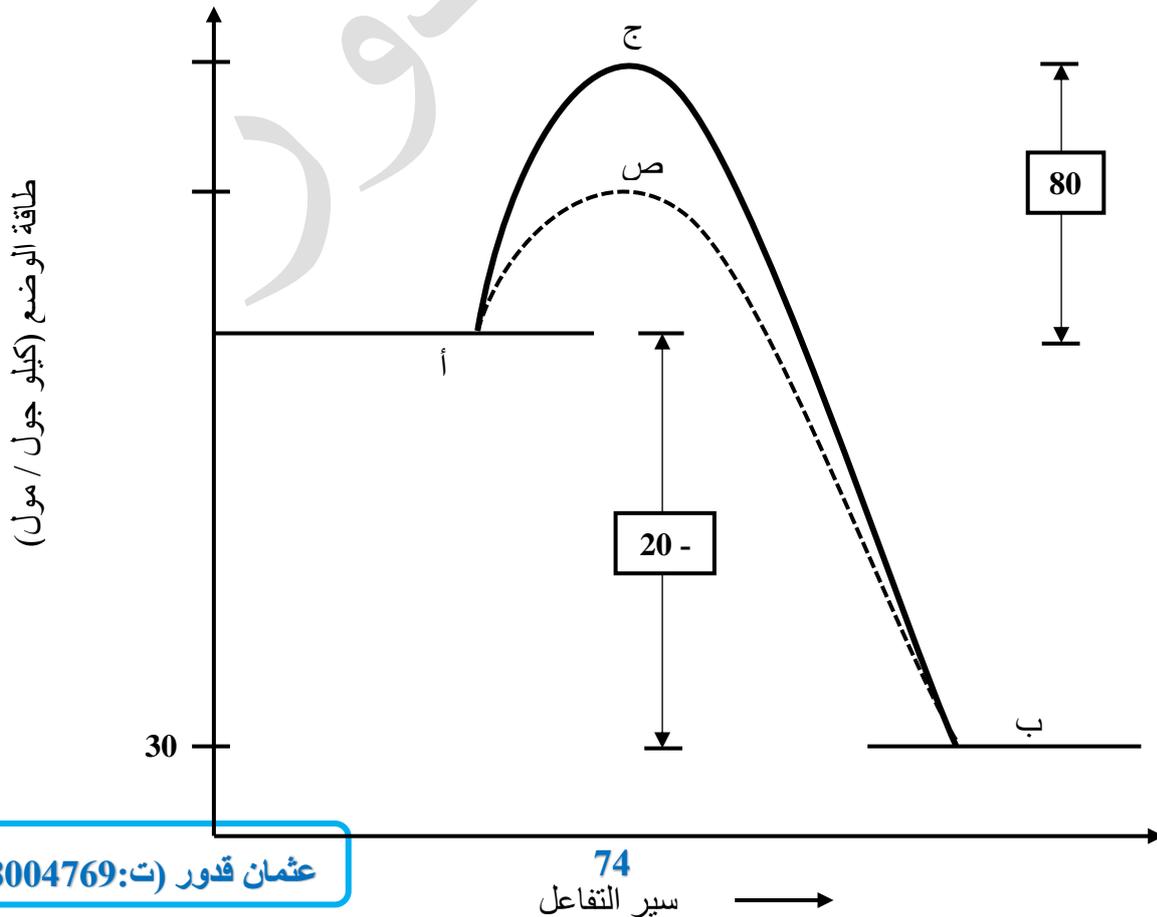
من خلال دراستك لمنحنى سير التفاعل الافتراضي الممثل بالرموز والأرقام الاتي:

مثال (54):



- إذا علمت أن مقدار الانخفاض في طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد هو (25) كيلو جول / مول.

أجب عن الأسئلة التي تليه:

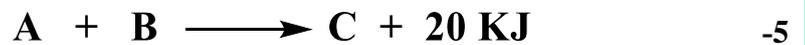


- 1- هل التفاعل طارد أم ماص.
- 2- أيهما أسرع التفاعل الأمامي أم العكسي.
- 3- الى ماذا تشير كل من الرموز التالية: (أ، ب، ج، ص).
- 4- ما هي طاقة كل من:
 - أ- طاقة وضع المواد المتفاعلة (HR).
 - ب- طاقة وضع المعقد المنشط بغياب العامل المساعد (HC).
 - ج- طاقة وضع المعقد المنشط بوجود العامل المساعد (HC*).
 - د- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد (Ea2*).
 - هـ- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد (Ea1*).
 - و- طاقة وضع المواد الناتجة (HP).
- 5- اكتب معادلة سير التفاعل.
- 6- ما أثر إضافة العامل المساعد على كل من: (تزداد، تقل، تبقى ثابتة).

- أ- طاقة وضع المواد المتفاعلة (HR).
- ب- سرعة التفاعل.
- ج- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (Ea1).
- د- طاقة وضع المواد الناتجة (HP).
- هـ- التغير في المحتوى الحراري (ΔH).
- و- طاقة وضع المعقد المنشط (HC).
- ي- الزمن اللازم للوصول الى حالة الاتزان.

الإجابة:

- 1- طارد.
- 2- الأمامي.
- 3- أ: المواد المتفاعلة (HR).
ب: المواد الناتجة (HP).
ج: المعقد المنشط بدون عامل مساعد (HC).
ص: المعقد المنشط بوجود عامل مساعد (HC*).
- 4- أ: (50). ب: (130). ج: (105). د: (75). هـ: (55). و: (30).



- 6- أ: تبقى ثابتة. ب: تزداد. ج: تقل. د: تبقى ثابتة.
هـ: تبقى ثابتة. و: تقل. ي: تقل.

مثال (55): في التفاعل الافتراضي التالي الذي يتم عند درجة حرارة معينة.



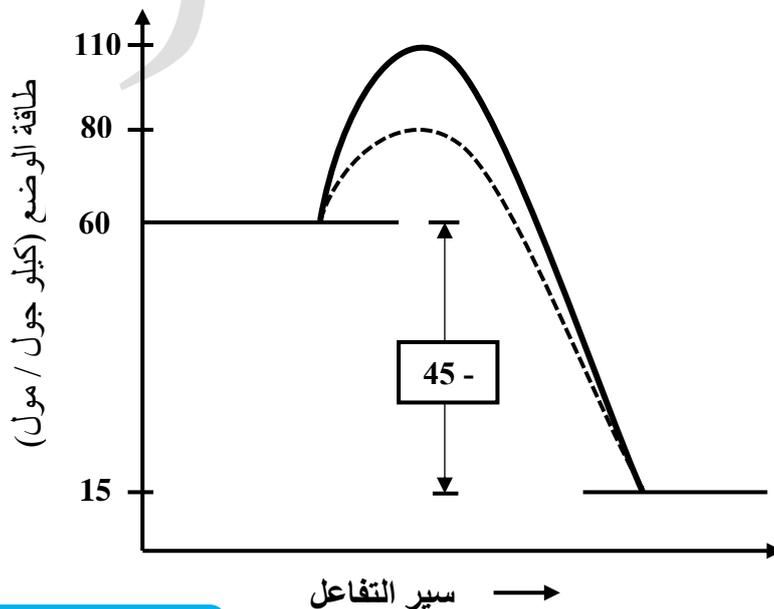
❖ إذا علمت أن:

- * طاقة الوضع للمواد الناتجة تساوي (15) كيلو جول/ مول.
 - * طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد تساوي (80) كيلو جول/ مول.
 - * طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون عامل مساعد تساوي (50) كيلو جول/ مول.
- ❖ أوجد ما يلي:

- 1- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بدون عامل مساعد.
- 2- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
- 3- طاقة وضع المعقد المنشط بدون عامل مساعد.
- 4- أيهما أسرع تفاعل (A_2) مع (B_2) أم تفكك (AB).
- 5- ما هو مقدار النقص في طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
- 6- ما هو أثر رفع درجة الحرارة على طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي.

الإجابة:

❖ من خلال المعلومات الواردة في السؤال نجد أن التفاعل طارد للحرارة حيث نقوم برسم سير التفاعل حيث يكون الشكل على كما يلي:



1- (95).

2- (20).

3- (110).

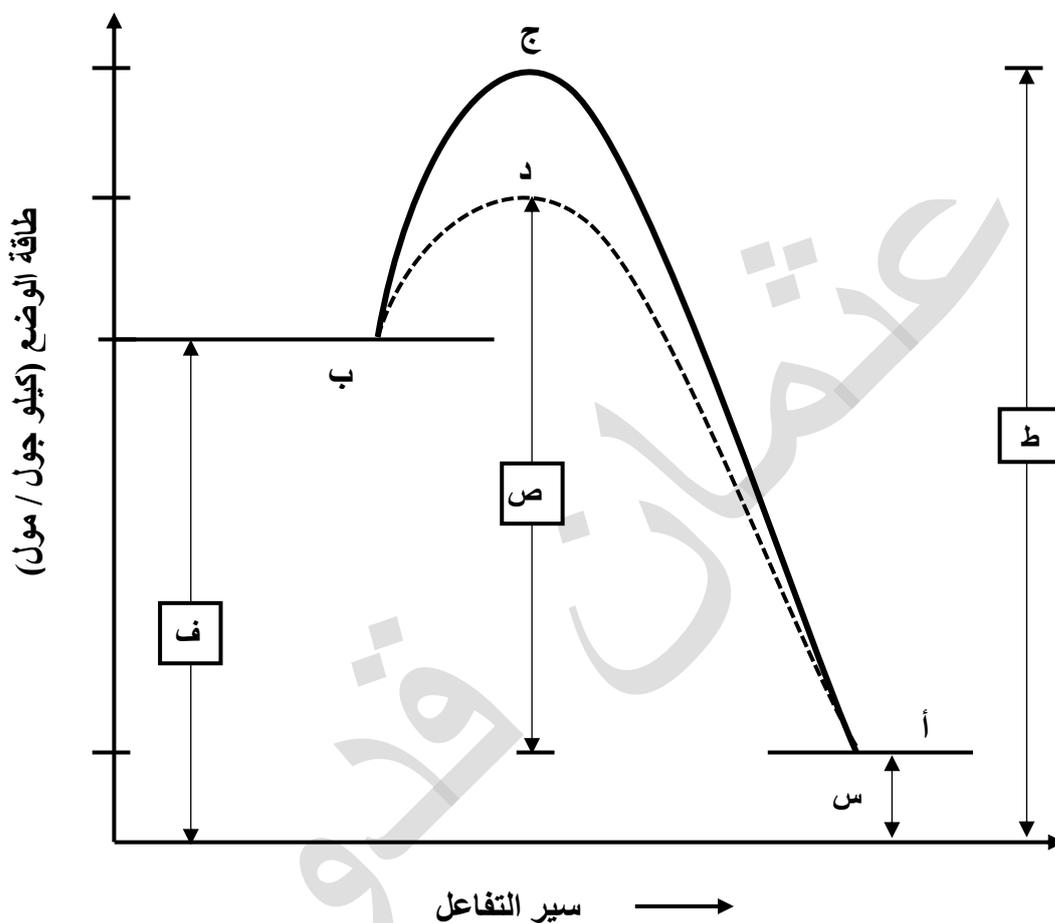
4- تفاعل (A₂) مع (B₂).

5- (30).

6- تبقى ثابتة.

مثال (56):

من خلال دراستك للشكل التالي الذي يمثل سير تفاعل ما، أدرس هذا المنحنى جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- 1- هل التفاعل طارد أم ماص.
- 2- أيهما أسرع التفاعل الأمامي أم العكسي.
- 3- الى ماذا تشير كل من الرموز التالية: (أ، ب، ج، د، س، ط، ف، ص).
- 4- مستخدما الرموز فقط أجب عما يلي:
 - أ- ما هي طاقة وضع المواد الناتجة.
 - ب- ما هي طاقة الوضع للمعقد المنشط بوجود العامل المساعد.
 - ج- ما هي طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بغياب العامل المساعد.
 - د- ما هو مقدار النقص في طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بعد استخدام العامل المساعد.
 - هـ- ما هي طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بغياب العامل المساعد.

و- ما هي طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد.

ز- ما هي قيمة التغير في المحتوى الحراري.

ل- ما هي قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود العامل المساعد.

5- ما هو أثر خفض درجة الحرارة على كل من:

أ- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.

ب- عدد التصادمات الفعالة.

ج- عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط.

د- سرعة التفاعل.

الإجابة:

1- طارد.

2- الأمامي.

3- أ: مواد ناتجة.

ب: مواد متفاعلة.

ج: المعقد المنشط بغياب العامل المساعد.

س: طاقة وضع المواد الناتجة.

ط: طاقة وضع المعقد المنشط بغياب العامل المساعد.

ف: طاقة وضع المواد المتفاعلة.

ص: (Ea) العكسي بوجود العامل المساعد.

4- أ: (س).

ب: (س + ص).

ج: (ط - ف).

د: (ط - (س + ص)).

هـ: (ط - س).

و: (س + ص) - ف.

ز: (س - ف).

ل: (ص).

5- أ: (تبقى ثابتة).

ب: (تقل).

ج: (تقل).

د: (تقل).



مثال (57): في التفاعل الافتراضي التالي:

وجد أن:

◆ طاقة وضع المواد المتفاعلة (40) كيلو جول/ مول.

◆ طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بدون عامل مساعد (145) كيلو جول.

◆ طاقة وضع المعقد النشط بوجود عامل مساعد (190) كيلو جول.

◆ طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد (130) كيلو جول.

❖ أجب عما يلي:

- 1- ما هي قيمة التغير في المحتوى الحراري (ΔH) مع إشارته.
- 2- هل التفاعل طارد أم ماص.
- 3- ما هي قيمة طاقة وضع المعقد المنشط بغياب العامل المساعد.
- 4- ما هي قيمة طاقة وضع المواد الناتجة.
- 5- ما هي قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بغياب العامل المساعد.

الإجابة:

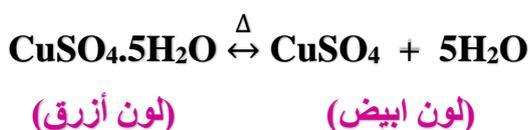
- 1- (20 +) ، 2- ماص ، 3- (205) ، 4- (60) ، 5- (165).

أثر العامل المساعد في موضع الاتزان

❖ تقسم التفاعلات حسب آلية حدوثها إلى:

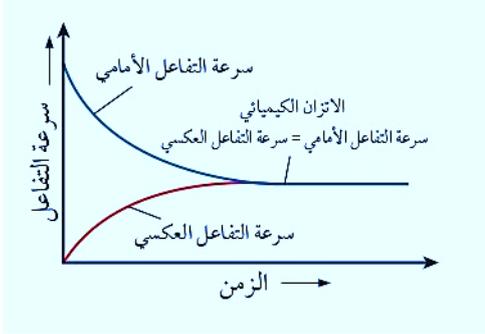
- 1- تفاعلات غير منعكسة: وهي التفاعلات التي تحدث في اتجاه واحد فقط ويسمى التفاعل الأمامي.
- 2- تفاعلات منعكسة: وهي التفاعلات التي تحدث في الاتجاهين الأمامي والعكسي، حيث عند تحول المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة **(التفاعل الأمامي)**، فإن المواد الناتجة تتفاعل فيما بينها لتعيد تكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى وهو ما يسمى **(بالتفاعل العكسي)**.

- لتوضيح آلية عمل التفاعلات المنعكسة ندرس المثال التالي، حيث يتم تسخين بلورات كبريتات النحاس (II) المائية ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) ذات اللون الأزرق، يتبخر الماء منها مكونة كبريتات النحاس (II) اللامائية (CuSO_4) ذات اللون الأبيض، كما هو موضح في المعادلة التالية:



- حيث يظهر اللون الأزرق للبلورات مرة أخرى عند إضافة الماء إليها، كما هو في الشكل المجاور لكبريتات النحاس المائية واللامائية.

نلاحظ من الشكل المجاور:



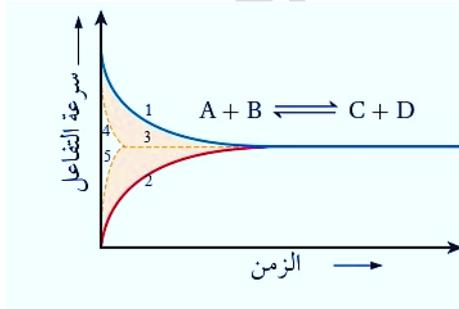
- ❖ تكون التفاعلات المنعكسة في حالة إتزان كيميائي، ويعني ذلك أن سرعة التفاعل الأمامي تساوي سرعة التفاعل العكسي.
- ❖ يستمر التفاعل بالحدوث في الاتجاهين الأمامي والعكسي حتى تصل إلى نقطة يتساوى عندها سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي وعندها يكون التفاعل وصل إلى موضع الاتزان كما في الشكل المجاور.

ماذا يحدث لموضع الاتزان عند إضافة العامل المساعد.

- ❖ يعمل العامل المساعد على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي في الاتجاهين الأمامي والعكسي، من خلال تقليل طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل.
- ❖ عند إضافة العامل المساعد إلى وعاء التفاعل في حالة الاتزان، فإن موضع الاتزان لا يتأثر، ولكن تزداد سرعة وصول التفاعل إلى حالة الاتزان وتقليل الزمن اللازم لذلك.

يمكن تلخيص ما سبق:

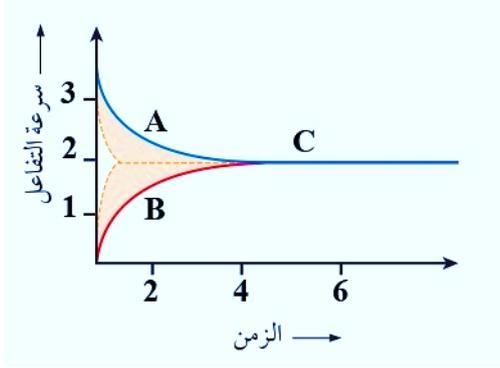
إضافة العامل المساعد لا تؤثر في موضع الاتزان، إنما تزيد من سرعة الوصول إلى حالة الاتزان وتقليل الزمن اللازم لذلك.



1. سرعة التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد.
2. سرعة التفاعل العكسي بدون عامل مساعد.
3. حالة الاتزان الكيميائي.
4. سرعة التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
5. سرعة التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

- 1- سرعة التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد.
- 2- سرعة التفاعل العكسي بدون عامل مساعد.
- 3- حالة الاتزان الكيميائي.
- 4- سرعة التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
- 5- سرعة التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

مثال (58): المنحنى الاتي يبين وضع الاتزان الديناميكي لتفاعل ما، ادرسه جيداً ثم أجب عن الأسئلة التالية:

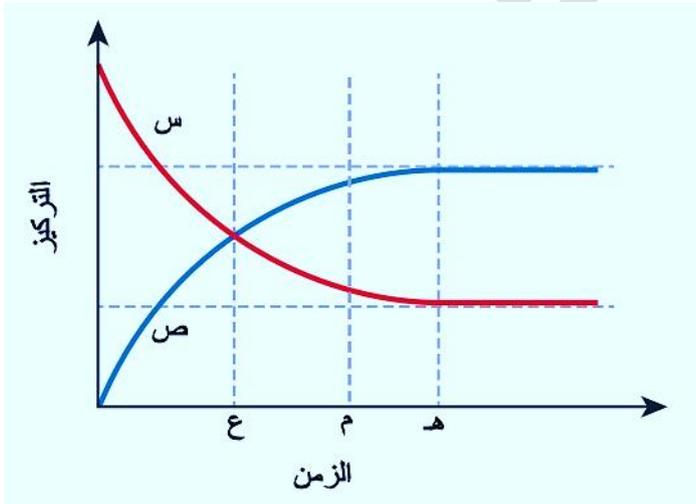


- 1- الى ماذا تشير كل من الرموز (A, B, C).
- 2- ما الزمن اللازم للوصول التفاعل الى حالة الاتزان.

الإجابة:

- 1- A: سرعة التفاعل الأمامي.
- B: سرعة التفاعل العكسي.
- C: الاتزان الكيميائي (سرعة التفاعل الأمامي = سرعة التفاعل العكسي).
- 2- الزمن اللازم للوصول الى حالة الاتزان هو (4).

مثال (58): اعتماداً على الشكل المجاور الذي يمثل سير التفاعل المتزن: $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$



- 1- ما رمز المنحنى الذي يمثل تغير تركيز (N_2O_4).
- 2- ما رمز المنحنى الذي يمثل تغير تركيز (NO_2).
- 3- ما الرمز الذي يمثل الزمن اللازم للوصول الى حالة الاتزان.
- 4- ماذا يحدث لتركيز (NO_2) في الفترة الزمنية (ع ، م).

الإجابة:

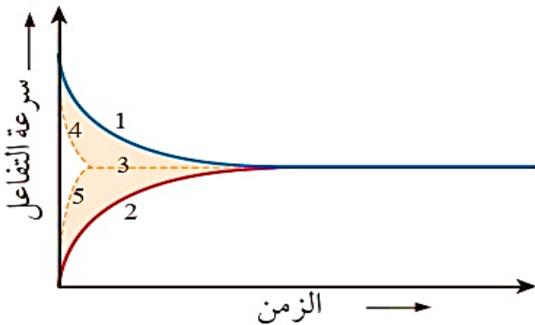
- 1- س: تغير تركيز (N_2O_4) (مادة متفاعلة).
- 2- ص: تغير تركيز (NO_2) (مادة ناتجة).
- 3- هـ: الزمن اللازم للوصول الى حالة الاتزان.
- 4- يزداد تركيز المادة (NO_2) كونها مادة ناتجة.

مراجعةُ الدرس

- 1- الفكرة الرئيسية: أوضح كيف تفسر نظرية التصادم حدوث التفاعل الكيميائي.
- 2- أوضح المقصود بكل من: طاقة التنشيط، العامل المساعد
- 3- أفسر أثر كل مما يأتي في سرعة التفاعل الكيميائي:
تركيز المواد المتفاعلة، درجة الحرارة، العامل المساعد، مساحة سطح المواد المتفاعلة.
- 4- أستنتج من البيانات الواردة في الجدول الآتي:

البيانات	طاقة وضع المواد الناتجة	التغير في المحتوى الحراري	طاقة وضع المعقد المنشط بوجود عامل مساعد	طاقة التنشيط للتفاعل العكسي دون عامل مساعد
الطاقة (kJ)	50	+20	70	110

- أ. قيمة طاقة وضع المواد المتفاعلة.
 - ب. قيمة طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.
 - ج. قيمة طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي دون عامل مساعد.
 - د. قيمة طاقة المعقد المنشط للتفاعل دون عامل مساعد.
 - هـ. هل التفاعل ماصٌّ للحرارة أم طارد لها؟
 - و. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد.
 - ز. طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
 - ح. طاقة تنشيط التفاعل العكسي دون عامل مساعد.
 - ط. طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.
 - ي. طاقة المعقد المنشط دون عامل مساعد.
 - ك- طاقة المعقد المنشط بوجود العامل المساعد.
 - ل. التغير في المحتوى الحراري للتفاعل
- 5- إلآم تشير الأرقام المبيّنة في الشكل الآتي:
- 6- أيّ من من الآتية يؤثر فيها العامل المساعد: طاقة المواد المتفاعلة، طاقة تنشيط التفاعل العكسي، طاقة المعقد المنشط، التغير في المحتوى الحراري للتفاعل، زمن حدوث التفاعل، موضع الاتزان.



1- يمكن تفسير حدوث التفاعل الكيميائي حسب نظرية التصادم، بأنه لحدوث تفاعل كيميائي، فلا بد أن يحدث التصادم بين الجزيئات المتفاعلة بحيث تمتلك الجزيئات المتصادمة الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث تصادم فعال.

2- **طاقة التنشيط:** هي الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تمتلكها الجزيئات المتفاعلة، لكسر الروابط بين ذرات المواد المتفاعلة كي تتفاعل وتكوّن المعقد النشط وتكوين نواتج.

العامل المساعد: هي مواد تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية دون أن تستهلك في التفاعل.

3- **تركيز المواد المتفاعلة:** تزداد سرعة التفاعل. **درجة الحرارة:** تزداد سرعة التفاعل.
العامل المساعد: تزداد سرعة التفاعل. **مساحة سطح المواد المتفاعلة:** تزداد سرعة التفاعل.

4- أ- $(H_R = 30 \text{ KJ})$ ب- $(E_{a2}^* = 20 \text{ KJ})$ ج- $(E_{a1} = 130 \text{ KJ})$ د- $(H_C = 160 \text{ KJ})$ هـ- ماص.
ز- $(E_{a1}^* = 40 \text{ KJ})$ ح- $(E_{a2} = 110 \text{ KJ})$ و- $(E_{a1} = 130 \text{ KJ})$ ي- $(H_C = 160 \text{ KJ})$
ك- $(H_C^* = 70 \text{ KJ})$ ل- $(\Delta H = 20 \text{ KJ})$ ط- $(E_{a2}^* = 20 \text{ KJ})$

5- 1- سرعة التفاعل الأمامي بدون عامل مساعد.
2- سرعة التفاعل العكسي بدون عامل مساعد.
3- حالة الاتزان الكيميائي.
4- سرعة التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد.
5- سرعة التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

6- **طاقة المواد المتفاعلة:** تبقى ثابتة. **طاقة التنشيط التفاعل العكسي:** تقل. **طاقة المعقد المنشط:** تقل.

التغير في المحتوى الحراري للتفاعل: تبقى ثابتة. **زمن حدوث التفاعل:** يقل. **حالة الاتزان:** تبقى ثابتة.

الإثراء والتوسع: تقليل تلف الأطعمة

❖ لماذا نزيد من درجة الحرارة عند إعداد الطعام؟

- لأن سرعة التفاعل تزداد كلما زادت درجة الحرارة، وزيادة درجة الحرارة تسرع من إنضاج الطعام عند إعداده.

❖ ما سبب تلف الأطعمة عند تركها في درجة حرارة الغرفة؟

- وذلك بسبب حدوث تفاعلات كيميائية، حيث أن هذه التفاعلات تكون أسرع في درجة حرارة الغرفة عما إذا تم وضعها في الثلاجة.

❖ لماذا يتم وضع الأطعمة في الثلاجة؟

- وذلك للمحافظة عليها من التلف، من خلال ضبط التفاعلات الكيميائية التي تحدث وتسبب تلفها.

❖ كيف يتم المحافظة على الأطعمة في الصناعات الغذائية؟

- وذلك من خلال إضافة المواد الحافظة، وكذلك من خلال التجفيف والتجميد.

❖ لماذا يتم إضافة المواد الحافظة أو ما يعرف بالمثبطات الى المواد الغذائية؟

- لأنها مواد مضادة للأكسدة تعمل على إبطاء سرعة التفاعل الكيميائي، حيث أن الأكسدة تسبب تلف الأطعمة مثل المواد التي تحتوي على الدهون كالأجبان، وكذلك لأنها تزيد من مدة صلاحية المواد الغذائية.

❖ اذكر مثال على نوع من أنواع المواد الحافظة؟

- مضادات البكتيريا، وهي مركبات كيميائية لها رموز وأرقام مثل المركب (F220-227) الذي يدخل ثاني أكسيد الكبريت (SO_2) في تركيبه الأساسي ويستخدم في حفظ الفواكه.

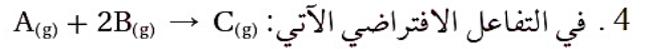
مراجعة الوحدة

1. أوضح المقصود بكل من: طاقة تنشيط التفاعل الأمامي، الرتبة الكلية للتفاعل، سرعة التفاعل الكيميائي.
2. أفسر ما يأتي:

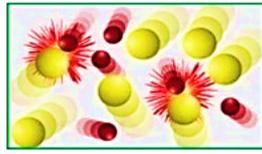
- أ - زيادة سرعة التفاعل بزيادة درجة حرارة التفاعل.
ب - زيادة سرعة التفاعل بإضافة عامل مساعد

التركيز (M)	الزمن S
6	0
4	2
2	5
؟	9

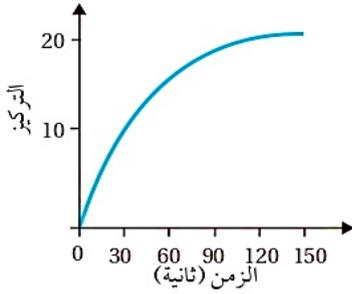
3. يبين الجدول الآتي تراكيز مادة افتراضية خلال مدد زمنية مختلفة.
أ - أستنتج في ما إذا كانت المادة متفاعلة أم ناتجة؟ أفسر إجابتي.
ب - أحسب معدل سرعة التفاعل خلال الفترة الزمنية (2 - 0).
ج- أتوقع: كم يصبح تركيز المادة عند الزمن 9s (أكبر من 2 أم أقل)؟ أفسر إجابتي.



أحسب معدل سرعة تكوين C؛ علمًا أن معدل سرعة استهلاك B يساوي 0.12 Ms^{-1}



5. يمثل الشكلان تفاعلًا في طرفين مختلفين. أستنتج أي الشكلين يمثل التفاعل الأسرع؟ وأحدد العامل المؤثر في سرعة هذا التفاعل؟

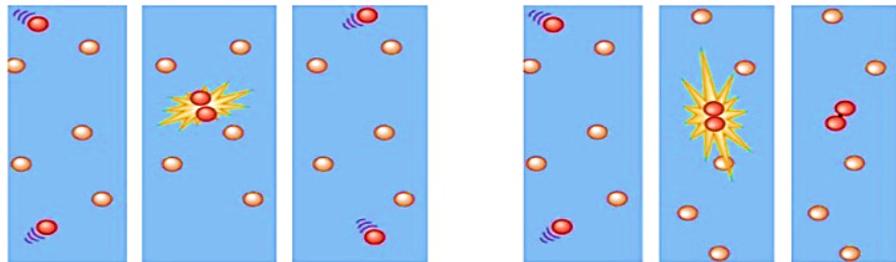


6. يمثل الرسم البياني العلاقة بين الزمن وتركيز مادة في تفاعل كيميائي.
أ - أحدد الزمن اللازم لإتمام التفاعل؟
ب - أحسب سرعة التفاعل في المدة الزمنية (90 - 30).
ج- أستنتج هل المادة متفاعلة أم ناتجة؟

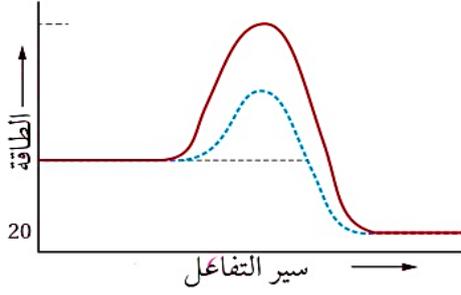
7. أستنتج رتبة قانون سرعة التفاعل من المعلومات الواردة في الجدول الآتي:

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

8. أتوقع من الشكل الآتي العامل المؤثر في حدوث التفاعل الكيميائي، ثم أفسر إجابتي.



مراجعة الوحدة



9. يمثل الشكل الآتي سير تفاعل بوجود عامل مساعد، ودون عامل مساعد، أحدد على الشكل كلاً من:
طاقة المعقد المنشط بوجود عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل الأمامي دون عامل مساعد، طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود مساعد، التغيير في المحتوى الحراري للتفاعل، الانخفاض في طاقة المعقد المنشط نتيجة إضافة عامل مساعد.

التجربة	[N ₂] M	[H ₂] M	السرعة الابتدائية M/s
1	0.1	0.1	0.1
2	0.2	0.1	0.4
3	0.2	0.2	0.8

10. جمعت البيانات الآتية للتفاعل $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
أ - أكتب الصيغة العامة لقانون السرعة.
ب - أكتب قانون سرعة التفاعل.
ج- أجد قيمة (K) ووحدته.

التجربة	[A] M	[B] M	[C] M	السرعة الابتدائية M/s
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

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

أ - أكتب الصيغة العامة لقانون السرعة.
ب - أكتب قانون سرعة التفاعل.
ج- أجد قيمة (K)، ووحدته.

12. أختار الاجابة الصحيحة:

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

أ (صفرًا) ب) 1 ج) 2 د) 3

2. العبارة الصحيحة في ما يتعلق بالعامل المساعد:

أ (يزيد من طاقة التنشيط للتفاعل)
ب) يقلل من طاقة المعقد المنشط
ج) يقلل المحتوى الحراري للتفاعل
د (يزيد من طاقة وضع النواتج)

3. عند زيادة مساحة سطح المادة المتفاعلة المعرض للتفاعل عند الظروف نفسها؛ فإن العبارة الصحيحة:

أ (تقل سرعة التفاعل) ب) يزداد التركيز ج) تزداد عدد التصادمات الفعالة د (تقل درجة الحرارة)

4. إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي 70 كيلو جول، وكان التغيير في المحتوى الحراري -50 كيلو جول؛ فإن طاقة التنشيط للتفاعل العكسي تساوي بوحدة كيلو جول:

أ (20) ب) 50 ج) 70 د) 120

5. في تفاعل ما تؤدي زيادة درجة حرارة التفاعل إلى:

أ (زيادة طاقة التنشيط)
ب) تقليل سرعة التفاعل
ج) زيادة عدد التصادمات الفعالة
د (تقليل متوسط الطاقة الحركية)

مراجعة الوحدة

6. وجد في تفاعل افتراضي أن مضاعفة تركيز A لا يؤثر في سرعة التفاعل، وأن مضاعفة تركيز B ثلاث مرات؛ ضاعف سرعة التفاعل تسع مرات؛ فيكون قانون سرعة هذا التفاعل:

$$R = k [B]^2 \quad (أ) \quad R = k [A]^1 [B]^1 \quad (ب) \quad R = k [A]^2 [B]^1 \quad (ج) \quad R = k [A]^2 \quad (د)$$

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

$$20+ \quad (أ) \quad 20- \quad (ب) \quad 120+ \quad (ج) \quad 120- \quad (د)$$

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

(أ) درجة الحرارة (ب) طبيعة المتفاعلات (ج) التركيز (د) العامل المساعد

التجربة	الزمن S	[A] M	[B] M
1	10	0.1	0.02
2	20	0.06	0.04
3	30

9. في تجربة ما؛ جرى الحصول على البيانات عند درجة حرارة معينة لتفاعل مادتين A و B؛ أجب عن الأسئلة (2،1) التي تليه:

-أستنتج معدل سرعة تفاعل المادة A في الفترة الزمنية (10 - 20 s) بوحدة mol/L.s؟

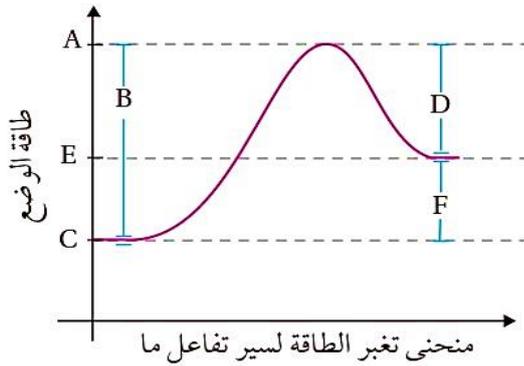
$$0.4 \quad (أ) \quad 0.04 \quad (ب) \quad 0.004 \quad (ج) \quad 0.0004 \quad (د)$$

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

$$(أ) \quad 0.07 = [B], \quad 0.03 = [A] \quad (ب) \quad 0.08 = [A], \quad 0.01 = [B]$$

$$(ج) \quad 0.03 = [B], \quad 0.04 = [A] \quad (د) \quad 0.08 = [B], \quad 0.09 = [A]$$

13. يبين الشكل الآتي تغير الطاقة خلال سير التفاعل أدرس الشكل وأجب عن الأسئلة التي الآتية:



1. ما الرمز الذي يمثل كلاً مما يأتي:

(أ) طاقة وضع المواد المتفاعلة.

(ب) طاقة وضع المواد الناتجة.

(ج) طاقة وضع المعقد المنشط.

(د) التغير في المحتوى الحراري ().

(هـ) طاقة تنشيط التفاعل الأمامي

و) طاقة تنشيط التفاعل العكسي

2. هل التفاعل ماصّ للطاقة أم طارد لها؟ ولماذا؟

14. اعتماداً على البيانات في الجدول الآتي لتفاعل ما؛ أجب عن الأسئلة أدناه:

طاقة وضع	طاقة وضع	طاقة تنشيط	طاقة تنشيط	طاقة تنشيط	طاقة تنشيط
المواد الناتجة	المعقد المنشط	التفاعل العكسي	التفاعل الأمامي	التفاعل الأمامي	التفاعل العكسي
أ	ب	170	ج	80	د
40	150				

1. ما قيمة كل من الرموز (أ، ب، ج، د)؟

2. هل التفاعل طارد أم ماصّ للطاقة؟

1- طاقة التنشيط للتفاعل الامامي: هي الحد الأدنى من الطاقة الحركية التي يجب أن تمتلكها الجزيئات المتفاعلة، لكسر الروابط بين ذرات المواد المتفاعلة كي تتفاعل وتكوّن المعقد النشط وتكوين نواتج.

الرتبة الكلية للتفاعل: مجموع رتب المواد المتفاعلة في التفاعل الكيميائي.

سرعة التفاعل الكيميائي: مقياس لمدى التغير في كمية مادة متفاعلة، أو مادة ناتجة في فترة زمنية محددة.

2- أ- لأن زيادة درجة الحرارة يؤدي الى زيادة متوسط الطاقة الحركية للجزيئات في وحدة الحجم، وبالتالي زيادة عدد التصادمات الكلية بين ذرات أو جزيئات المواد المتفاعلة، وبالتالي زيادة عدد التصادمات الفعالة، مما يؤدي الى زيادة سرعة التفاعل الكيميائي.

ب- إضافة العامل المساعد يعمل على إيجاد طريق جديد لسير التفاعل، من خلال تقليل طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل، مما يؤدي الى تقليل زمن التفاعل من خلال تقليل زمن الوصول الى حالة الاتزان للتفاعل الكيميائي.

3- أ- من خلال البيانات الواردة في الجدول نلاحظ أن تركيز المادة (M) يتناقص مع مرور الزمن مما يدل على أنها مادة متفاعلة.
ب-

$$R = - \frac{\Delta [M]}{\Delta t} = - \frac{([M]_2 - [M]_1)}{(t_2 - t_1)} = - \frac{(4 - 2)}{(2 - 0)} = \frac{- (2)}{(2)} = 1 \text{ M/s}^{-1}$$

ج- أقل من (2)، وذلك لأن (M) مادة متفاعلة، ومع مرور الزمن يقل التركيز، وبما أن التركيز عند الزمن (5s) هو (2) ومع مرور الزمن والوصول الى زمن (9s) فإن التركيز سوف يكون أقل من (2).

4- من خلال المعادلة وبناءً على العلاقة بين سرعة استهلاك المادة (B) وسرعة تكوين المادة (C) فإن:

$$\frac{\Delta [C]}{\Delta t} \equiv \frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta [B]}{\Delta t}$$

$$\frac{\Delta [C]}{\Delta t} \equiv \frac{1}{2} \times (12 \times 10^{-2})$$

$$\frac{\Delta [C]}{\Delta t} \equiv 6 \times 10^{-2} \text{ M / s}^{-1}$$

5- الشكل الذي على الذي على اليمين فيه سرعة التفاعل أكبر، حيث أن تركيز المواد المتفاعلة في وحدة الحجم أكبر، مما يزيد من عدد التصادمات الكلية بين دقائق المواد المتفاعلة، وبالتالي زيادة عدد التصادمات الفعالة، مما يزيد من سرعة التفاعل الكيميائي.

6- أ- الزمن اللازم لإتمام التفاعل هو (150s).

ب- لو رمزنا للمادة في التفاعل الكيميائي بالرمز (M) فإن:

$$R = \frac{\Delta [M]}{\Delta t} = \frac{([M]_2 - [M]_1)}{(t_2 - t_1)} = \frac{(20 - 10)}{(90 - 30)} = \frac{(10)}{(60)} = 0.16 \text{ M/s}^{-1}$$

ج- حسب الرسم البياني وبما أن التركيز يزداد مع مرور الزمن فإن الرسم لتفاعل مادة ناتجة.

7- القانون العام لسرعة التفاعل الكيميائي: $R = K [A]^x [B]^y$

- لإيجاد رتبة المادة (A) نأخذ التجريبتين رقم (1) و (2)، حيث تركيز المادة (B) ثابت نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (A) مرتين، تضاعفت السرعة بمقدار (4 مرات).

← سرعة التفاعل $\propto [A]^2$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) هي (2)

- لإيجاد رتبة المادة (B) نأخذ التجريبتين (1) و (3)، حيث تركيز (A) ثابت.

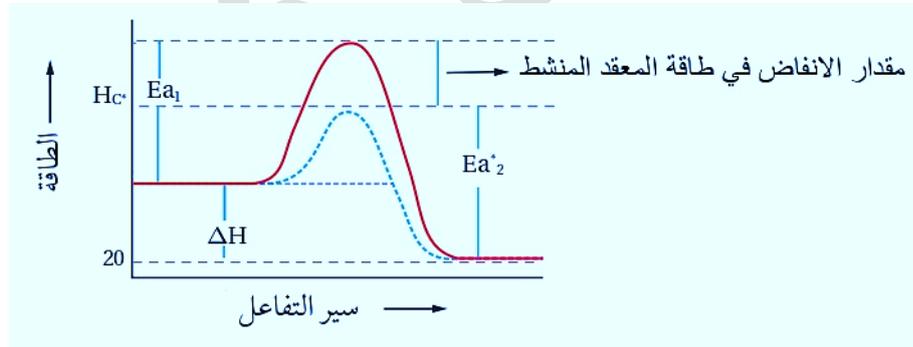
نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (B) (مرتين) فإن السرعة تتضاعف (مرتين) أي بنفس المقدار.

← سرعة التفاعل $\propto [B]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (B) هي (1)

- قانون سرعة التفاعل: $R = K [A]^2 [B]^1$

8- من خلال الشكل نلاحظ أن العامل المؤثر هو طبيعة المواد المتفاعلة.

9-



10- أ- القانون العام لسرعة التفاعل الكيميائي: $R = K [H_2]^x [N_2]^y$

ب- لإيجاد رتبة المادة (H₂) نأخذ التجريبتين رقم (2) و (3)، حيث تركيز المادة (N₂) ثابت نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (H₂) مرتين، تضاعفت السرعة بمقدار (مرتين).

← سرعة التفاعل $\propto [H_2]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (H₂) هي (1)

- لإيجاد رتبة المادة (N₂) نأخذ التجريبتين (1) و (2)، حيث تركيز (H₂) ثابت.

نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (N₂) (مرتين) فإن السرعة تتضاعف (4 مرات) أي أن:

← سرعة التفاعل $\propto [N_2]^2$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (N₂) هي (2)

- قانون سرعة التفاعل: $R = K [H_2]^1 [N_2]^2$

ج- لإيجاد ثابت سرعة التفاعل، نعوض ببيانات إحدى التجارب في قانون السرعة ولتكن التجربة رقم (1):

$$R = K [H_2]^1 [N_2]^2$$

$$K = \frac{R}{[H_2]^1 [N_2]^2}$$

$$K = \frac{1 \times 10^{-1} \text{ M.S}^{-1}}{[0.1]^1 \text{ M} [0.1]^2 \text{ M}} = \frac{1 \times 10^{-1} \text{ M.S}^{-1}}{(1 \times 10^{-1} \text{ M})(1 \times 10^{-2} \text{ M}^2)} = \frac{1 \times 10^{-1} \text{ M.S}^{-1}}{1 \times 10^{-3} \text{ M}^3} = 1 \times 10^2 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

11- أ- القانون العام لسرعة التفاعل الكيميائي: $R = K [A]^x [B]^y [C]^z$

ب- لإيجاد رتبة المادة (A) نأخذ التجريبتين رقم (1) و (3)، حيث تركيز كل من المادة (B) والمادة (C) ثابت. نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (A) مرتين، تضاعفت السرعة بمقدار (4 مرات).

← سرعة التفاعل $\propto [A]^2$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (A) هي (2)

- لإيجاد رتبة المادة (B) نأخذ التجريبتين رقم (2) و (3)، حيث تركيز كل من المادة (A) والمادة (C) ثابت. نلاحظ أنه عند انخفاض تركيز المادة (B) للنصف، انخفضت السرعة للنصف أيضا بنفس المقدار، أي أن: ← سرعة التفاعل $\propto [B]^1$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (B) هي (1)

- لإيجاد رتبة المادة (C) نأخذ التجريبتين رقم (3) و (4)، حيث تركيز كل من المادة (A) والمادة (B) ثابت. نلاحظ أنه عند مضاعفة تركيز المادة (A) (3 مرات)، بقيت سرعة التفاعل ثابتة.

← سرعة التفاعل $\propto [C]^0$ ← رتبة التفاعل بالنسبة للمادة (C) هي (0)

- قانون سرعة التفاعل: $R = K [A]^2 [B]^1$

ج- لإيجاد ثابت سرعة التفاعل، نعوض ببيانات إحدى التجارب في قانون السرعة ولتكن التجربة رقم (1):

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

$$K = \frac{R}{[A]^2 [B]^1}$$

$$K = \frac{3 \times 10^{-2} \text{ M.S}^{-1}}{[0.04]^2 \text{ M} [0.04]^1 \text{ M}} = \frac{3 \times 10^{-2} \text{ M.S}^{-1}}{(16 \times 10^{-4} \text{ M}^2)(4 \times 10^{-2} \text{ M})} = \frac{3 \times 10^{-2} \text{ M.S}^{-1}}{64 \times 10^{-6} \text{ M}^3}$$

$$K = 4.687 \times 10^2 \text{ M}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

رقم السؤال	1	2	3	4	5	6	7	8	9 (أ)	9 (ب)
الإجابة الصحيحة	ب	ب	ج	د	ج	أ	أ	ب	ج	د

1- أ- (C) . ب- (E) . ج- (A) . د- (F) . هـ- (B) . و- (D).

2- التفاعل ماص للطاقة. وذلك لأن $(H_P > H_R)$ وبالتالي فإن قيمة (ΔH) موجبة.

1- أ- (40 KJ) . ب- (210 KJ) . ج- (140 KJ) . د- (110 KJ).

2- التفاعل طارد للحرارة. (ΔH) سالبة.