

# التميز في الكيمياء

التوجيهي العلمي

الوحدة الثالثة

سرعة التفاعل الكيميائي

إعداد الأستاذ - : محمد عليان

ماجستير كيمياء

٠٧٩٨٣٠٤٣٤٨

## سرعة التفاعل الكيميائي

○ السرعة: هي مقياس لتغير كمية معينة من شيء ما في وحدة الزمن.

مثال :

عند حساب سرعة السيارة: يتم قياس المسافة التي قطعها السيارة خلال وحدة الزمن فنقول أن سرعة السيارة (٨٠ كم/ساعة).

○ التفاعل الكيميائي: هو تحول المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة

• يمكن التعبير عن أي تفاعل كيميائي بالصورة المبسطة الآتية:

نواتج  $\longrightarrow$  متفاعلات

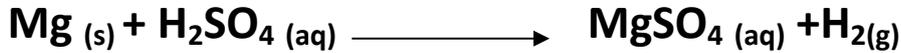
❖ الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة والنواتج ووحدات قياسها :

- ١- الحالة الصلبة ( s ) : قايستها عن طريق الكتلة : وحدة القياس هي ( غرام ) .
  - ٢- الحالة السائلة ( l ) : قايستها عن طريق الحجم : وحدة القياس هي ( لتر ) .
  - ٣- الحالة الغازية ( g ) : قايستها عن طريق الحجم : وحدة القياس هي ( لتر ) .
- و قياسها عن طريق التركيز : وحدة القياس هي ( مول / لتر ) .
- ٤- المحلول ( aq ) : قايستها عن طريق التركيز : وحدة القياس هي ( مول / لتر ) .

○ سرعة التفاعل الكيميائي : هي مقياس لمقدار تحوّل المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة في وحدة الزمن.

- المواد المتفاعلة هي مواد تستهلك ( تختفي ) أثناء سير التفاعل الكيميائي
- المواد الناتجة فهي مواد تنتج ( تظهر ) أثناء سير التفاعل الكيميائي.

مثال :



- ✓ المواد المتفاعلة في التفاعل هي ( Mg ) ، ( H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ) فهي تستهلك بمرور الزمن.
- ✓ المواد الناتجة في التفاعل هي ( MgSO<sub>4</sub> ) ، ( H<sub>2</sub> ) فهي تنتج بمرور الزمن.

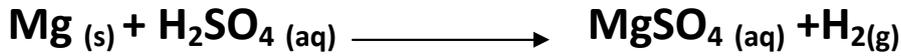
❖ العوامل التي تعتمد عليها سرعة التفاعل الكيميائي :

- ١- تركيز المواد المتفاعلة.
- ٢- طبيعة المواد المتفاعلة.
- ٣- العوامل المساعدة.
- ٤- درجة حرارة التفاعل.

- ❖ تتفاوت التفاعلات الكيميائية في سرعتها، فمنها ما هو سريع جداً ويحدث في لحظات مثل تفاعلات الحموض والقواعد، ومنها ما هو معتدل السرعة أو بطيء ويستغرق حدوثه ساعات أو أيام مثل تفاعلات تعفن وتحلل المواد الغذائية وكذلك تفاعل صدأ الحديد.
- ❖ ومن المؤكد أن وصف سرعة التفاعلات الكيميائية بكلمات مثل (تفاعل سريع أو معتدل السرعة أو بطيء) يعتبر غير كافي وغير مناسب، ولا بد لنا من التعبير عن سرعة التفاعلات الكيميائية كميّاً بلغة الأرقام .

مثال :

عند تفاعل المغنيسيوم (Mg) مع محلول مخفف من حمض الكبريتيك ( $H_2SO_4$ )، حسب المعادلة الموزونة التالية:



✓ فإنه يمكن حساب معدل سرعة هذا التفاعل، وذلك بقسمة مقدار التغير الحاصل في كمية المواد المتفاعلة أو الناتجة على مقدار التغير في الزمن كما يلي:

التغير في كمية المواد المتفاعلة أو الناتجة

التغير في الزمن

= معدل سرعة التفاعل ✓

- يتم تحديد الوحدة المستخدمة في قياس معدل سرعة التفاعل اعتماداً على الوحدات المستعملة في قياس الكميات الداخلة في قانون السرعة.
    - في المثال السابق:-
      1. عند التعبير عن معدل سرعة التفاعل اعتماداً على التغير في كتلة المغنيسيوم، ستكون الوحدة ( وحدة كتلة / وحدة زمن ) ... ( غرام / ثانية )
      2. عند التعبير عن معدل سرعة التفاعل اعتماداً على التغير في تركيز ( $H_2SO_4$ ) ستكون الوحدة ( وحدة تركيز / وحدة زمن ) ... ( مول / لتر . ثانية ) .
      3. عند التعبير عن معدل سرعة التفاعل اعتماداً على التغير في حجم غاز الهيدروجين، ستكون الوحدة ( وحدة حجم / وحدة زمن ).... ( لتر / ثانية )
- .. يتم في الغالب الاعتماد على التغير في التركيز لحساب سرعة التفاعل الكيميائي .

ملاحظة

✓ اعتمادا على الملاحظة السابقة فإنه يمكن حساب معدل سرعة التفاعل كما يلي:-

التغير في تركيز أحد المواد المتفاعلة أو الناتجة

= معدل سرعة التفاعل

التغير في الزمن

✓ فإنه يمكن حساب معدل سرعة التفاعل في هذا المثال بإحدى الطرق التالية :

التغير في تركيز كبريتات المغنيسيوم

$$1. \text{ معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في الزمن}}$$

$$\text{ويعبر عن ذلك بالرموز كما يلي: معدل سرعة التفاعل} = \frac{[\text{MgSO}_4] \Delta}{\Delta \text{ن}}$$

التغير في حجم غاز الهيدروجين

$$2. \text{ معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في الزمن}}$$

$(\text{H}_2) \Delta$

$$\text{ويعبر عن ذلك بالرموز كما يلي: معدل سرعة التفاعل} = \frac{\Delta \text{ن}}$$

التغير في كتلة المغنيسيوم (Mg)

$$3. \text{ معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في الزمن}}$$

$(\text{Mg}) \Delta -$

$$\text{ويعبر عن ذلك بالرموز كما يلي: معدل سرعة التفاعل} = \frac{\Delta \text{ن}}$$

التغير في تركيز حمض الكبريتيك

$$4. \text{ معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في الزمن}}$$

$$\text{ويعبر عن ذلك بالرموز كما يلي: معدل سرعة التفاعل} = \frac{[\text{H}_2\text{SO}_4] \Delta -}{\Delta \text{ن}}$$

ملاحظة

• الرمز ( $\Delta$ ): يعني التغير، الأقواس ذات الشكل [ ]: تعني التركيز وبالتالي  $\Delta [A]$ : يعني التغير في تركيز (A).

- إشارة معدل السرعة سالبة (-) : لأن كمية المواد المتفاعلة تتناقص (يقول) بمرور الوقت أثناء حدوث التفاعل ، يتم ذلك بهدف جعل إشارة معدل سرعة التفاعل موجبة، حيث أن التغير في تركيز المواد المتفاعلة يكون سالب الإشارة، فعند الضرب في سالب (-) نضمن الحصول على معدل سرعة تفاعل ذو إشارة موجبة .

مثال :

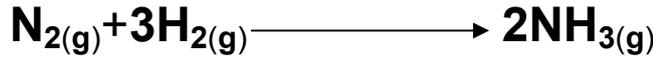
بين فيما إذا كانت المادة (A)، مادة متفاعلة أم ناتجة إذا كان معدل سرعة التفاعل للمادة (A) هو:

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{[A]_{\Delta} -}{\Delta t} \text{ ؟}$$

بما أن معدل التغير في تركيز المادة (A) ضُرب بإشارة سالبة، فهذا يدلنا على أنها مادة متفاعلة يتناقص تركيزها بمرور الزمن، ولذلك تم ضرب التغير الحاصل في تركيزها بإشارة سالبة (-) بهدف جعل إشارة معدل سرعة التفاعل موجبة.

علاقة معدل سرعة التفاعل التي تربط بين المواد المتفاعلة والناتجة ببعضها البعض

في التفاعل التالي:-



يمكن استنتاج كل من العلاقات التالية:-

$$1) \text{ معدل سرعة إنتاج } (\text{NH}_3) = 2 \times \text{ معدل سرعة استهلاك } (\text{N}_2) .$$

$$= \frac{2}{3} \times \text{ معدل سرعة استهلاك } (\text{H}_2) .$$

$$2) \text{ سرعة استهلاك } (\text{N}_2) = \frac{1}{2} \times \text{ معدل سرعة إنتاج } (\text{NH}_3) .$$

$$= \frac{1}{3} \times \text{ معدل سرعة استهلاك } (\text{H}_2) .$$

$$3) \text{ سرعة استهلاك } (\text{H}_2) = \frac{3}{2} \times \text{ معدل سرعة إنتاج } (\text{NH}_3) .$$

$$= 3 \times \text{ معدل سرعة استهلاك } (\text{N}_2) .$$

• تلخيص جميع العلاقات السابقة باستخدام العلاقتين العامتين الآتيتين:

$$\checkmark \text{ معدل سرعة التفاعل} = \frac{1}{\text{معامل اي مادة}} \times \text{معدل سرعة تلك المادة}$$

$$\checkmark \text{ معدل سرعة المادة المجهولة} = \frac{\text{معامل المادة المجهولة}}{\text{معامل المادة المعلومة}} \times \text{معدل سرعة المادة المعلومة}$$

## ملاحظة

- أي مادتين لهما نفس المعامل في المعادلة الموزونة، يكون لهما نفس معدل السرعة .
- أي مادة معاملها يساوي ( ١ )، يكون معدل سرعتها مساويا لمعدل سرعة التفاعل .

## مثال :

إذا كان تركيز المادة (B) أثناء التفاعل على النحو التالي :

أجب عن الأسئلة الآتية :

- (١) هل المادة (B) متفاعلة أم ناتجة؟  
المادة (B) مادة متفاعلة، وذلك لأن تركيزها يتناقص بمرور الوقت.

- (٢) احسب التغير الحاصل في تركيز المادة (B) في الفترة الزمنية:  
(أ) (صفر - ١٠) ثانية؟ (ب) (٢٠ - ١٠) ثانية؟

التركيز (مول/ لتر )	الزمن ( ثانية )
١	صفر
٠.٤	١٠
٠.٢	٢٠

$$\text{(أ) } \Delta [B] = [B]_{\text{الجديدة}} - [B]_{\text{القديمة}} \\ = ٠.٤ \text{ مول/لتر} - ١ \text{ مول/لتر} = -٠.٦ \text{ مول/لتر}$$

$$\text{(ب) } \Delta [B] = [B]_{\text{الجديدة}} - [B]_{\text{القديمة}} \\ = ٠.٢ \text{ مول/لتر} - ٠.٤ \text{ مول/لتر} = -٠.٢ \text{ مول/لتر}$$

- (٣) احسب معدل سرعة التفاعل في الفترة الزمنية (٢٠-١٠) ثانية؟

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [B]}{\Delta t} = \frac{[B]_{\text{الجديدة}} - [B]_{\text{القديمة}}}{\Delta t} \\ = \frac{[0.2 - 1] \text{ مول/لتر}}{20 - 10 \text{ ثانية}} = \frac{-0.2}{10}$$

لاحظ أننا عند حساب معدل سرعة التفاعل ضربنا بإشارة (-) حيث أن المادة (B) متفاعلة.

$$= 0.02 \text{ مول/لتر . ث}$$

مثال :

يتفاعل الهيدروجين مع اليود لتكوين يوديد الهيدروجين (HI) وفق المعادلة التالية:



الزمن (ثانية)	[H <sub>2</sub> ] (مول / لتر)
صفر	٠,٠٠١٨٠
٢	٠,٠٠١٦٧
٨	٠,٠٠١٠١

(١) احسب معدل سرعة استهلاك (H<sub>2</sub>) في الفترة الزمنية (٢-٨) ثانية ؟

$$\text{معدل سرعة استهلاك (H}_2\text{)} = \frac{[\text{H}_2]\Delta-}{\Delta\text{ن}} = \frac{-(0,00101 - 0,00167) \text{ مول / لتر}}{(2 - 8) \text{ ث}}$$

$$= 1,1 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.ث}$$

(٢) احسب معدل سرعة إنتاج يوديد الهيدروجين (HI) خلال الفترة (٢-٨) ثانية ؟

$$\text{معدل سرعة إنتاج (HI)} = 2 \times \text{سرعة استهلاك (H}_2\text{)}$$

$$= 2 \times 1,1 \times 10^{-4} = 2,2 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.ث}$$

(٣) احسب معدل سرعة استهلاك (I<sub>2</sub>) خلال الفترة (٢-٨) ثانية ؟

$$\text{معدل سرعة استهلاك (I}_2\text{)} = \text{معدل سرعة استهلاك (H}_2\text{)} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.ث}$$

(٤) احسب معدل سرعة استهلاك (H<sub>2</sub>) في الفترة الزمنية (٠-٨) ثانية ؟

$$\text{معدل سرعة استهلاك (H}_2\text{)} = \frac{[\text{H}_2]\Delta-}{\Delta\text{ن}} = \frac{-(0,00180 - 0,00101) \text{ مول / لتر}}{(8) \text{ ث}} = 9,9 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.ث}$$

(٥) احسب معدل سرعة إنتاج يوديد الهيدروجين (HI) خلال الفترة (٠-٨) ثانية ؟

$$\text{معدل سرعة إنتاج (HI)} = 2 \times \text{سرعة استهلاك (H}_2\text{)} = 2 \times 9,9 \times 10^{-4} = 1,98 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر.ث}$$

(٦) احسب معدل سرعة استهلاك (I<sub>2</sub>) خلال الفترة (٢-٨) ثانية ؟

$$\text{معدل سرعة استهلاك (I}_2\text{)} = \text{معدل سرعة استهلاك (H}_2\text{)} = 9,9 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر.ث}$$

## تغير سرعة التفاعل مع الزمن

❖ معدل سرعة التفاعل الكيميائي ، يتناقصان باستمرار بمرور الوقت، والسبب في ذلك هو التناقص الحاصل في تراكيز المواد المتفاعلة جراء تحولها إلى نواتج.

● "سرعة التفاعل الكيميائي تتناسب تناسباً طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة"

❖ أي أن (سرعة التفاعل الابتدائية) تكون دائماً أكبر ما يمكن، لأن تراكيز المواد المتفاعلة تكون أكبر ما يمكن، وبمرور الوقت تقل تراكيز المواد المتفاعلة، وهذا بالتالي يجعل معدل سرعة التفاعل الكيميائي والسرعة اللحظية تقل .

○ **السرعة الابتدائية للتفاعل** : هي السرعة في بداية التفاعل، أي عند الزمن (صفر)، وهي تكون أكبر ما يمكن، لأن تركيز المواد المتفاعلة عند ذلك يكون أكبر ما يمكن.

### ❖ كيفية إيجاد السرعة اللحظية للتفاعل .

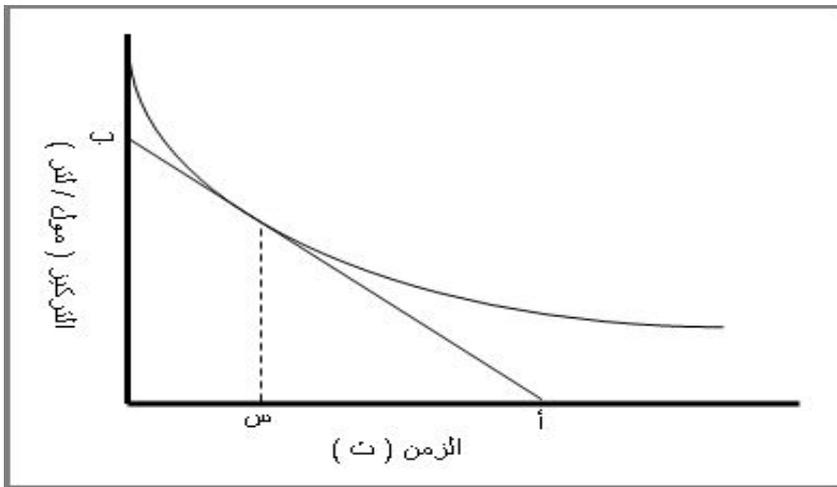
● يمكن حساب السرعة اللحظية من خلال عملية تمثيل بياني التركيز إحدى المواد المتفاعلة مع الزمن، فإن المنحنى الذي يظهر في الرسم البياني يسمى (منحنى سرعة التفاعل)، ويمكن من خلاله معرفة السرعة اللحظية للتفاعل عند زمنٍ ما .

- حيث يمثل **ميل المماس** عند تركيز معين أو زمن معين السرعة اللحظية عند ذلك التركيز أو الزمن.
  - ✓ نقوم برسم خط عمودي من نقطة الزمن المطلوب على المنحنى.
  - ✓ نقوم برسم المماس عند نقطة تلاقي الخط العمودي مع المنحنى.
  - ✓ نقوم بحساب ميل المماس بالاعتماد على العلاقة :-

التغير في التركيز

$$\frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}} = \text{ميل المماس} = \text{السرعة اللحظية للتفاعل}$$

ملاحظة

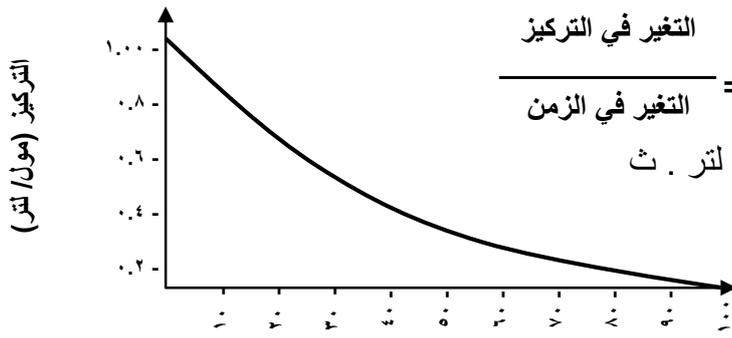


$$\text{ميل المماس} = \text{ظا (الزاوية)} = \frac{\text{المقابل}}{\text{المجاور}} = \frac{\Delta \text{ص}}{\Delta \text{س}}$$

حيث:  $\Delta \text{ص}$ : التغير في التركيز.

$\Delta \text{س}$ : التغير الزمن.

اعتماداً على الرسم المجاور لمنحنى سرعة التفاعل الخاص بإحدى المواد المتفاعلة، احسب ما يلي:



(أ) سرعة التفاعل عند الثانية ( ٣٠ ) ؟

التغير في التركيز

$$\frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}} = \text{ميل المماس} = \text{السرعة اللحظية للتفاعل}$$

$$\text{سرعة التفاعل} = \frac{0,8}{72} = 0,011 \text{ مول / لتر . ث}$$

الزمن (ث)

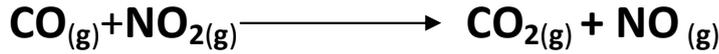
(ب) سرعة التفاعل عند التركيز ( ٠,٢ ) مول/لتر ؟

التغير في التركيز

$$\frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}} = \text{ميل المماس} = \text{السرعة اللحظية للتفاعل}$$

$$\text{سرعة التفاعل} = \frac{0,6}{80} = 0,0075 \text{ مول / لتر . ث}$$

في التفاعل التالي:-



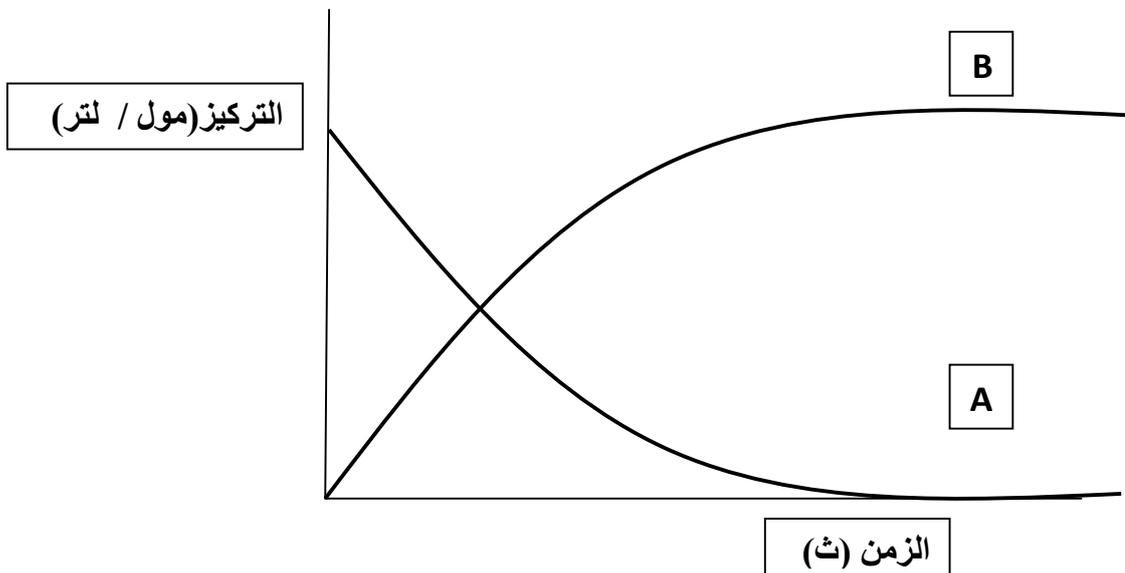
عند رسم منحنى العلاقة بين تركيز (NO<sub>2</sub>) ، والزمن وجد أن معادلة المماس عند الزمن ( ١٥ ث )

هي: ( ص = ١,٥ × ١٠<sup>-٤</sup> س + ٢ × ١٠<sup>-٣</sup> ) ، فما السرعة اللحظية عند ذلك الزمن. ؟

السرعة اللحظية = ميل المماس = معامل (س) في معادلة ميل المماس.

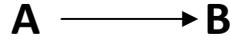
$$\text{السرعة اللحظية} = ١,٥ \times ١٠^{-٤} \text{ مول / لتر . ث}$$

يوضح الشكل العام التالي، تغير تركيز كل من المتفاعلات و النواتج أثناء سير التفاعل (A → B)



## أثر التركيز في سرعة التفاعل

❖ وبما أن علاقة سرعة التفاعل الكيميائي مع تراكيز المواد المتفاعلة هي علاقة طردية، إذاً يمكن تحويل هذه العلاقة إلى قانون، وهذا القانون يسمى ( قانون سرعة التفاعل )، ولمعرفة كيفية كتابة هذا القانون، تابع المثال التالي:



✓ يمكن اشتقاق قانون سرعة التفاعل كما يلي:

نكتب العلاقة الطردية بين سرعة التفاعل وتركيز المادة المتفاعلة كما يلي:

$$\text{سرعة التفاعل} \propto [A]^x$$

حيث: (x) تمثل رتبة المادة المتفاعلة (A)، ويتم معرفتها تجريبياً (عملياً) وهي قد تكون (صفر) أو عدد صحيح مثل (١، ٢، ٣) أو عدداً كسرياً.

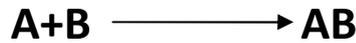
✓ نحول هذه العلاقة إلى قانون مساواة، وذلك بإدخال ثابت التناسب (k) الذي يسمى (ثابت السرعة) على العلاقة السابقة فتصبح هذه العلاقة على شكل قانون، يسمى (قانون سرعة التفاعل) كما يلي:

$$\text{سرعة التفاعل} = k [A]^x$$

✓ حيث رتبة التفاعل الكلي = قيمة ( X )

مثال :

التفاعل التالي جد قانون سرعة التفاعل و رتبة التفاعل ؟



✓ قانون سرعة التفاعل :

$$\text{سرعة التفاعل} = k [A]^x [B]^y$$

$$\bullet \text{ الرتبة الكلية للتفاعل} = X + Y$$

❖ يتضح مما سبق أن رتبة المادة في قانون سرعة التفاعل تبين مدى تأثير التغير في تركيز تلك المادة على سرعة التفاعل الكيميائي، حيث العلاقة طردية بين رتبة المادة ومدى تأثيرها في سرعة التفاعل .

مثال : تعيين رتبة التفاعل عند (٤٥ س) للتفاعل ثم أوجد قيمة ثابت السرعة (k)؟



رقم التجربة	تركيز (N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> ) (مول/لتر)	السرعة الابتدائية لتحلل (N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> )
١	٠,٠١١٣	<sup>٦-١٠</sup> × ٦,٧
٢	٠,٠٠٨٤	<sup>٦-١٠</sup> × ٥,٠
٣	٠,٠٠٤٢	<sup>٦-١٠</sup> × ٢,٥

• خطوات الحل:

(١) نكتب أولاً القانون العام لسرعة هذا التفاعل كما يلي:

$$\text{سرعة التفاعل } k = [\text{N}_2\text{O}_5]^x$$

(٢) نختار تجربتين و نعمل على تكوين معادلتين بمجهولين كما يلي:-

$$١ \dots\dots\dots ( \text{التجربة رقم } ٢ ) \quad K = {}^{٦-١٠} \times ٥,٠ = (٠,٠٠٨٤)^x$$

$$٢ \dots\dots\dots ( \text{التجربة رقم } ٣ ) \quad K = {}^{٦-١٠} \times ٢,٥ = (٠,٠٠٤٢)^x$$

(٣) بقسمة المعادلة (١) على المعادلة (٢)

$$\frac{{}^x(٠,٠٠٨٤) k}{{}^x(٠,٠٠٤٢) k} = \frac{({}^{٦-١٠} \times ٥,٠)}{({}^{٦-١٠} \times ٢,٥)}$$

$$١ = x \longleftarrow x(٢) = ٢$$

• رتبة التفاعل بالنسبة بالنسبة للمادة (N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) = ١ ، وتسمى أحادية الرتبة وكذلك فإن رتبة التفاعل الكلية تساوي (١).

(٤) لإيجاد قيمة ثابت السرعة (k)، نعوض بيانات أي تجربة نختارها في قانون سرعة التفاعل كما يلي:

(من بيانات التجربة رقم (٣) مثلاً)

$$\text{سرعة التفاعل } k = [\text{N}_2\text{O}_5]^1 \longleftarrow k = {}^{٦-١٠} \times ٢,٥ = (٠,٠٠٤٢)^1$$

$$k = \frac{{}^{٦-10} \times 2,5}{0,0042} = {}^{٤-١٠} \times ٥,٩٥ \text{ ث}^{-١}$$

## ملاحظة

- وحدة ثابت السرعة (k) للتفاعل أحادي الرتبة هي (ث<sup>-1</sup>)
- لا يوجد علاقة بين معامل المادة المتفاعلة في المعادلة الكيميائية الموزونة ورتبة تلك المادة في قانون السرعة.

مثال : تعيين رتبة التفاعل عند (٤٥ س) للتفاعل ثم أوجد قيمة ثابت السرعة (k)؟



رقم التجربة	[NO <sub>2</sub> ] (مول/لتر)	[HCl] (مول/لتر)	السرعة الابتدائية (مول/لتر.ث)
١	٠,٣٠	٠,٣٠	٣-١٠ × ١,٤
٢	٠,٦٠	٠,٣٠	٣-١٠ × ٢,٨
٣	٠,٣٠	٠,٦٠	٣-١٠ × ٢,٨

✓ الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل =  $k [\text{HCl}]^x [\text{NO}_2]^y$   
 ✓ لإيجاد قانون السرعة، يجب إيجاد قيمة كل من (X)، (Y) ومن ثم تعويضها في الصيغة العامة للقانون.

- نختار تجربتين بحيث يكون فيهما تركيز المتفاعل الآخر ثابتا و نعمل على تكوين معادلتين بمجهولين كما يلي:-
- نختار (٢، ١) لإيجاد قيمة X

$$\frac{x(0,60) k}{x(0,30) k} = \frac{(3-10 \times 2,8)}{(3-10 \times 1,4)}$$

$$1 = x \leftarrow x(2) = 2 \quad \checkmark$$

- نختار (٣، ١) لإيجاد قيمة Y

$$\frac{x(0,60) k}{x(0,30) k} = \frac{(3-10 \times 2,8)}{(3-10 \times 1,4)}$$

$$1 = Y \leftarrow Y(2) = 2 \quad \checkmark$$

✓ نكتب الآن قانون سرعة التفاعل الفعلي كما يلي:

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

✓ من خلال أي تجربة يمكن حساب قيمة K : ( تجربة رقم ١ )

$$\text{سرعة التفاعل } k = [\text{HCl}]^1 [\text{NO}_2]^1 \leftarrow k = 1,4 \times 10^{-3} \text{ ل.ت.مول}^{-1} \text{ ث.}^{-1}$$

$$K = \frac{1,4 \times 10^{-3} \text{ ل.ت.مول}^{-1} \text{ ث.}^{-1}}{[10^{-3} \text{ ل.ت.مول}^{-1} \times 3] [10^{-3} \text{ ل.ت.مول}^{-1} \times 3]}$$

$$K = 1,06 \times 10^{-2} \text{ ل.ت.مول}^{-1} \text{ ث.}^{-1}$$

ملاحظة

• وحدة ثابت السرعة (k) للتفاعل ثنائي الرتبة هي ( ل.ت.مول<sup>-١</sup>.ث<sup>-١</sup> ) .

❖ وحدة ثابت السرعة (k) تتغير من تفاعل لأخر، وهي تعتمد على رتبة التفاعل الكلية، وبشكل عام فإن وحدة ثابت السرعة (k) تعرّف من خلال القانون التالي:

$$\checkmark \text{ ( ل.ت.مول }^{-n} \text{ ث. }^{-1} \text{ )}$$

أو

$$\checkmark \text{ ل.ت.مول }^{-1-n} \text{ ث.}$$

حيث: n "الرتبة الكلية للتفاعل"

مثال :

إذا كان قانون سرعة التفاعل  $k = [\text{A}]^3 [\text{B}]^1$ ، فما مقدار وحدة ثابت السرعة (K) ؟

$$k = (\text{ل.ت.مول}^{-n} \text{ ث.}^{-1}) \text{ حيث: } n = 4$$

$$k = (\text{ل.ت.مول}^{-1-4} \text{ ث.}^{-1})$$

$$\text{إذاً: } k = (\text{ل.ت.مول}^{-3} \text{ ث.}^{-1}) \text{ أي ل.ت.مول}^{-3} \text{ ث.}^{-1}$$

مثال :

إذا كانت رتبة التفاعل الكلية تساوي (٥)، فما وحدة ثابت السرعة (K) ؟

$$k = (\text{ل.ت.مول}^{-n} \text{ ث.}^{-1}) \text{ حيث: } n = 5$$

$$k = (\text{ل.ت.مول}^{-1-5} \text{ ث.}^{-1})$$

$$\text{إذاً: } k = (\text{ل.ت.مول}^{-4} \text{ ث.}^{-1}) \text{ أي ل.ت.مول}^{-4} \text{ ث.}^{-1}$$



رقم التجربة	[A] (مول/لتر)	[B] (مول/لتر)	سرعة استهلاك (A) (مول/لتر.ث)
١	٠,١٠	٠,١٠	$2^{-1} \times 1,2$
٢	٠,٢٠	٠,١٠	$2^{-1} \times 1,2$
٣	٠,٢٠	٠,٣٠	$2^{-1} \times 3,6$

✓ الصيغة العامة لقانون سرعة التفاعل  $k [A]^x [B]^y$

✓ لإيجاد قانون السرعة، يجب إيجاد قيمة كل من (X) ، (Y) ومن ثم تعويضها في الصيغة العامة للقانون .

- نختار تجربتين بحيث يكون فيهما تركيز المتفاعل الآخر ثابتا و نعمل على تكوين معادلتين بمجهولين كما يلي:-
- نختار ( ١ ، ٢ ) لإيجاد قيمة X

$$\left( \frac{0,2}{0,1} \right)^X = \frac{2^{-1} \cdot 10 \times 1,2}{2^{-1} \cdot 10 \times 1,2}$$

✓  $X(2) = 1$  ← X = صفر **ملاحظة**

▪ نختار ( ٢ ، ٣ ) لإيجاد قيمة Y

$$\left( \frac{0,3}{0,1} \right)^Y = \frac{2^{-1} \cdot 10 \times 3,6}{2^{-1} \cdot 10 \times 1,2}$$

✓  $Y(3) = 3$  ←  $Y = 1$

✓ نكتب الآن قانون سرعة التفاعل الفعلي كما يلي:

$$\text{سرعة التفاعل } k [A]^1 [B]^3 = \text{سرعة التفاعل } k [B]$$

عندما تكون رتبة المادة المتفاعلة تساوي (صفر)، فهذا يعني أن تغيير تركيز هذه المادة لا يؤثر في سرعة التفاعل الكيميائي بل تبقى سرعة التفاعل ثابتة.

جد قانون سرعة التفاعل المجاور:  $A + 2B \longrightarrow C + 3D$

رقم التجربة	[A] (مول/لتر)	[B] (مول/لتر)	سرعة استهلاك [A] (مول/لتر. ث)
١	٠,٢	٠,١	$٣,٤ \times ١٠^{-٢}$
٢	٠,٢	٠,٣	$١٠,٢ \times ١٠^{-٢}$
٣	٠,٤	٠,٣	$٤٠,٨ \times ١٠^{-٢}$

- (أ) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A ؟  
 (ب) ما رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B ؟  
 (ج) أوجد قانون سرعة التفاعل؟  
 (د) أوجد قيمة ثابت السرعة (k)؟

(هـ) احسب سرعة التفاعل عندما يكون  $[B] = [A] = ٠.٥$  مول/لتر

مثال :

لنفرض أن لدينا التفاعل من النوع (  $A \longrightarrow B$  ) وان قانون السرعة هو:  
**سرعة التفاعل =  $k [A]^2$**

(١) ماذا يحدث لسرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز المادة (A) ؟

فان سرعة التفاعل تزداد بمقدار الزيادة في التركيز مرفوعة إلى رتبة المادة في قانون السرعة ، وبالتالي  
 فأن: تزداد سرعة التفاعل بمقدار  $(2)^2 = 4$  مرات

(٢) ماذا يحدث لسرعة التفاعل عند مضاعفة تركيز المادة (A) ثلاث مرات ؟

فان سرعة التفاعل تزداد بمقدار الزيادة في التركيز مرفوعة إلى رتبة المادة في قانون السرعة ، وبالتالي  
 فأن: تزداد سرعة التفاعل بمقدار  $(3)^2 = 9$  مرات

(٣) ماذا يحدث لسرعة التفاعل عند خفض تركيز المادة (A) إلى النصف ؟

فان سرعة التفاعل تنخفض بمقدار الانخفاض في التركيز مرفوعا إلى رتبة المادة في قانون السرعة ، وبالتالي  
 فأن: تنخفض سرعة التفاعل إلى  $(0,5)^2 = 0,25$

## مثال :



لوحظ أنه عند مضاعفة تركيز (A) مرتين ، وعدم مضاعفة تركيز (B)، فإن سرعة التفاعل تتضاعف ٤ مرات، وعند مضاعفة تركيز كل من (A) وكذلك (B) مرتين فإن سرعة التفاعل تتضاعف ٣٢ مرة، اعتماداً على ذلك اجب عن الأسئلة التالية:

(أ) أوجد رتبة كل من المادة المتفاعلة (A، B)؟

(ب) إذا بلغت سرعة التفاعل عندما كان تركيز (A = B = ٠.١ مول/لتر) مقداراً يساوي (٠.٥ × ١٠<sup>-١</sup> مول/لتر.ث)، احسب ثابت سرعة هذا التفاعل مبيناً وحدته؟

(ج) احسب سرعة التفاعل عندما يكون تركيز (A = ٠.٢ مول/لتر) (B = ٠.٥ مول/لتر).

(د) احسب تركيز المادة (B) عندما يكون تركيز (A = ٠.٥ مول/لتر)، وسرعة التفاعل تساوي (١ × ١٠<sup>-٤</sup> مول/لتر.ث)؟

## حلول اسئلة الفصل

س ١

- سرعة التفاعل الكيميائي: مقياس لمقدار تحول المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة في وحدة الزمن.
- السرعة الابتدائية: سرعة التفاعل الكيميائي عند بدء حدوث التفاعل (لحظة خلط المواد المتفاعلة).
- فترة نصف العمر: الزمن اللازم لنقصان تركيز مادة متفاعلة إلى نصف تركيزها الابتدائي.

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}} = \frac{0,465 \text{ مول/لتر}}{90 \text{ ث}} = \frac{0,2 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر.ثانية}}{90 \text{ ث}}$$

س ٢

$$\text{معدل سرعة التفاعل} = \frac{\text{التغير في التركيز}}{\text{التغير في الزمن}} = \frac{0,465 \text{ مول/لتر}}{90 \text{ ث}} = \frac{0,5 \times 10^{-3} \text{ مول/لتر.ثانية}}{90 \text{ ث}}$$

س ٣

س ٤ سرعة اختفاء ( ٢/١ ) × سرعة تكون H<sub>2</sub>Oس ٥ إذا تم قياس سرعة هذا التفاعل بوحدة مول/لتر.دقيقة فان وحدة ثابت السرعة هي ( دقيقة<sup>-١</sup> )

س ٦ أ- سرعة تكون (NO<sub>2</sub>F) = ٢ × سرعة استهلاك (F<sub>2</sub>)  
 ب- سرعة تكون (NO<sub>2</sub>F) = ٠,٢ مول/لتر.ثانية

س ٧ أ - الصيغة العامة هي : سرعة التفاعل  $k = [\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3]^x$   
 ب- عند مضاعفة تركيز (CH<sub>3</sub>N NCH<sub>3</sub>) تضاعفت السرعة, أي أن رتبة التفاعل بالنسبة له تساوي (١)

سرعة التفاعل  $k = [\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3]^x$ 

ج- من خلال التجربة رقم ( ١ )

$$k = 2,8 \times 10^{-1} \text{ ث}^{-1} \left( 1,3 \times 10^{-1} \right) \leftarrow k = 2,5 \times 10^{-1} \text{ ث}^{-1}$$

## العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

❖ تتأثر سرعة التفاعل الكيميائي بعدة عوامل أهمها :

- (١) تركيز المواد المتفاعلة.
- (٢) طبيعة المواد المتفاعلة.
- (٣) درجة الحرارة.

### • أولاً : تركيز المواد المتفاعلة:

- تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي تناسباً طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة.
- وفي الحالة الغازية فإن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع ضغط الغاز، حيث أن زيادة الضغط الواقع على الغاز تعمل على تقليل حجمه وزيادة عدد جزيئاته في وحدة الحجم، وبالتالي زيادة تركيزه ، (أن زيادة الضغط على هذه المواد الغازية يؤدي إلى زيادة تركيزها، مما يعمل على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي بينها )

#### مثال :

عند مفاعله كمية من حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزها (٠.٥ مول/لتر) مثلاً مع الحجر الجيري (كربونات الكالسيوم "CaCO<sub>3</sub>")، ثم مفاعله كمية مماثلة من نفس الحمض ولكن بتركيز أعلى (١ مول/لتر) مثلاً ومع نفس الكمية من الحجر الجيري، فإننا نلاحظ أن سرعة التفاعل الكيميائي في الحالة الثانية تكون أعلى، أي في حالة التركيز الأعلى تكون سرعة التفاعل أعلى.

### • ثانياً : طبيعة المواد المتفاعلة :

- تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي تناسباً طردياً مع مساحة سطح المواد المتفاعلة المعرضة للتفاعل، وبالتالي فإن سرعة التفاعل الكيميائي تزداد كلما قلَّ حجم دقائق المادة المتفاعلة.

#### مثال :

تكون سرعة احتراق نشارة الخشب أسرع من احتراق قطعة الخشب (نفس الكمية (لأن مساحة سطح النشارة الكلي

### • ثالثاً : درجة الحرارة:

- تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي تناسباً طردياً مع درجة الحرارة، حيث تزداد سرعة جميع التفاعلات الكيميائية بزيادة درجة حرارة التفاعل، بغض النظر عن نوعه فيما إذا كان ماصاً أم طارداً للحرارة.

#### مثال :

- حفظ المواد الغذائية في الثلاجة، حيث أن خفض درجة الحرارة يبطئ من تفاعلات التحلل التي تحدث في المواد الغذائية الغذائية.
- استخدام أواني الضغط، حيث تعمل على رفع درجة الحرارة، فتزيد من سرعة التفاعلات اللازمة لطهي الطعام.

مثال :

ما أهمية حفظ الدواء في درجة الحرارة التي تنصح بها الشركة الصانعة كما تقرأها على ملصقة الدواء؟

غير الكيميائية التفاعلات سرعة تبطئ إلى بها الموصى الحرارة درجة عند الدواء حفظ يؤدي المرغوب فيها، والتي تؤدي إلى إفساد الدواء.

## نظرية التصادم وسرعة التفاعلات

❖ تم وضع نظرية التصادم من أجل تفسير الظواهر المتعلقة بالتفاعلات الكيميائية وسرعتها.

❖ تتكون نظرية التصادم من فرضيتين، وهما:-

(١) **تفاعل مادتين يتطلب تصادم دقائقهما.**

(٢) **يجب أن يكون التصادم فعالاً، حتى يؤدي إلى تكوين نواتج.**

❖ نلاحظ من خلال الفرضيتين أن حدوث تصادم هو شرط أساسي لحدوث التفاعلات الكيميائية، ولكن ومن

خلال الفرضية الثانية فإن هنالك إشارة إلى أن كل تصادم بين جزيئين لا يؤدي بالضرورة إلى حدوث تفاعل

بينهما، وهذا يقود إلى الشروط الواجب توافرها في التصادم لكي يؤدي إلى تكوين نواتج (التصادم الفعال)،

فهناك شرطين أساسيين حتى يكون التصادم فعالاً، وهما:-

(١) **أن يكون اتجاه التصادم مناسب.**

وهذا يعني أن الدقائق المتصادمة يجب أن تتصادم بالاتجاه الصحيح الذي يؤدي إلى تكوين النواتج المطلوبة.

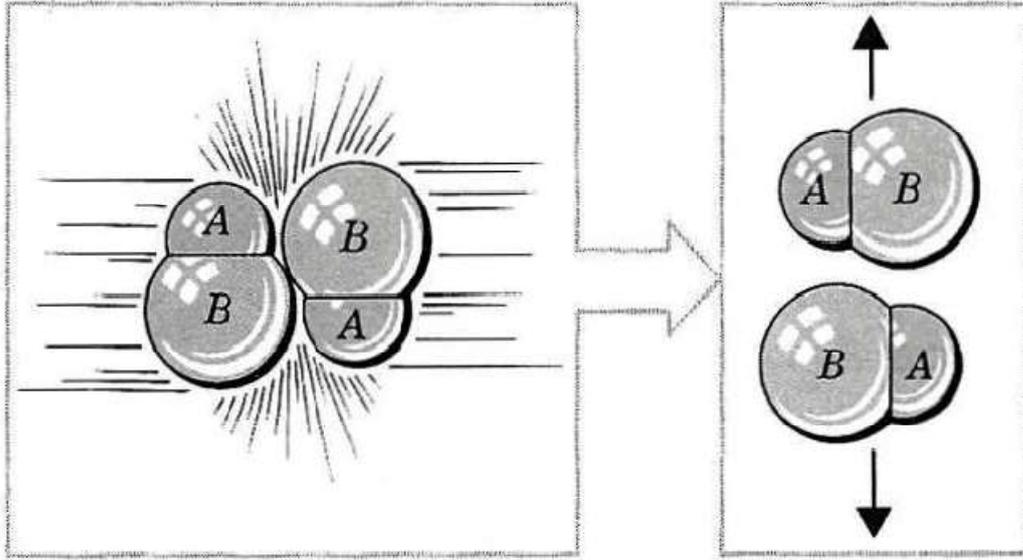
في التفاعل الكيميائي

● نلاحظ أن التصادم في الحالة المجاورة لم

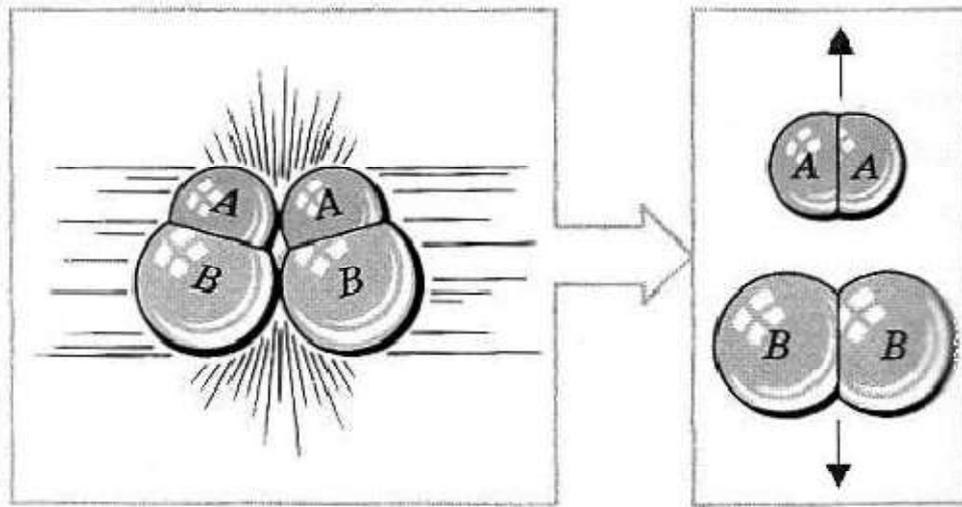
يعمل لم وبالتالي المناسب الاتجاه يمتلك

فإن وبالتالي المطلوبة، النواتج تكوين على

هذا التصادم هو تصادم غير فعال.



- نلاحظ أن التصادم في الحالة المجاورة يمتلك الاتجاه المناسب، كما وامتلك الطاقة اللازمة لتكسير الروابط في المواد المتفاعلة، مما أدى إلى تكوين النواتج المطلوبة، وبالتالي فإن هذا التصادم يعتبر تصادما فعالا .

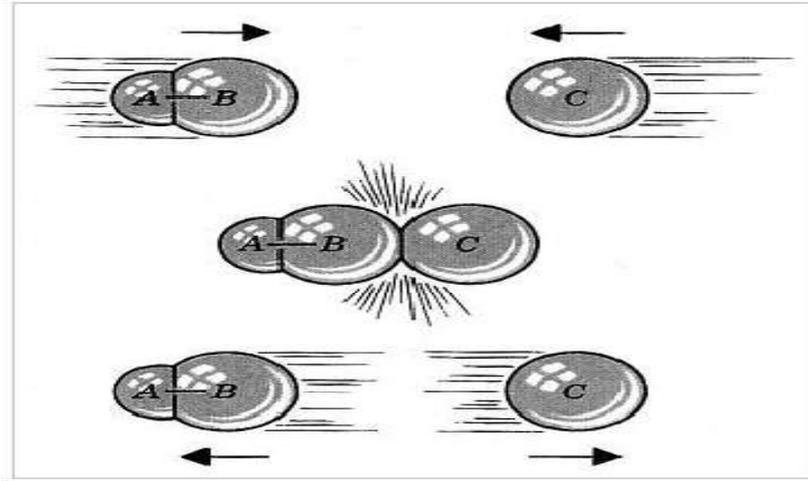


(٢) أن تمتلك الجزيئات المتصادمة حدا أدنى من الطاقة الحركية يكفي لكسر الروابط في المواد المتفاعلة عن تصادمها .

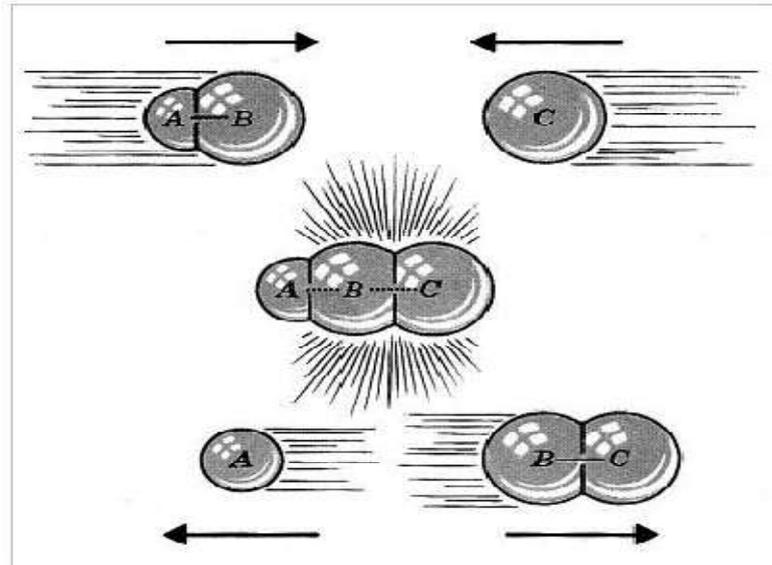
- يطلق على الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل اسم طاقة التنشيط (Ea)



- نلاحظ أنه في التصادم المجاور، لم تكن الجزيئات المتصادمة تمتلك الطاقة الكافية لكسر الروابط في المواد المتفاعلة لحظة التصادم، (مع أن التوجه كان مناسباً) وبالتالي فإن التصادم لم يؤدي إلى تكوين النواتج المطلوبة، وبالتالي فهو تصادم غير فعال.



- نلاحظ في التصادم المجاور، أن الجزيئات المتصادمة امتلكت الحد الأدنى من الطاقة اللازم لكسر الروابط في المواد المتفاعلة لحظة التصادم، كما امتلكت التوجه المناسب، مما أدى إلى تكوين النواتج المطلوبة، وبالتالي فإن التصادم يعتبر تصادماً فعالاً.



متى يؤدي تصادم الجزيئات إلى تكوين نواتج؟  
عند تصادم جزيئات تمتلك طاقة التنشيط تصادماً موجهاً.

س

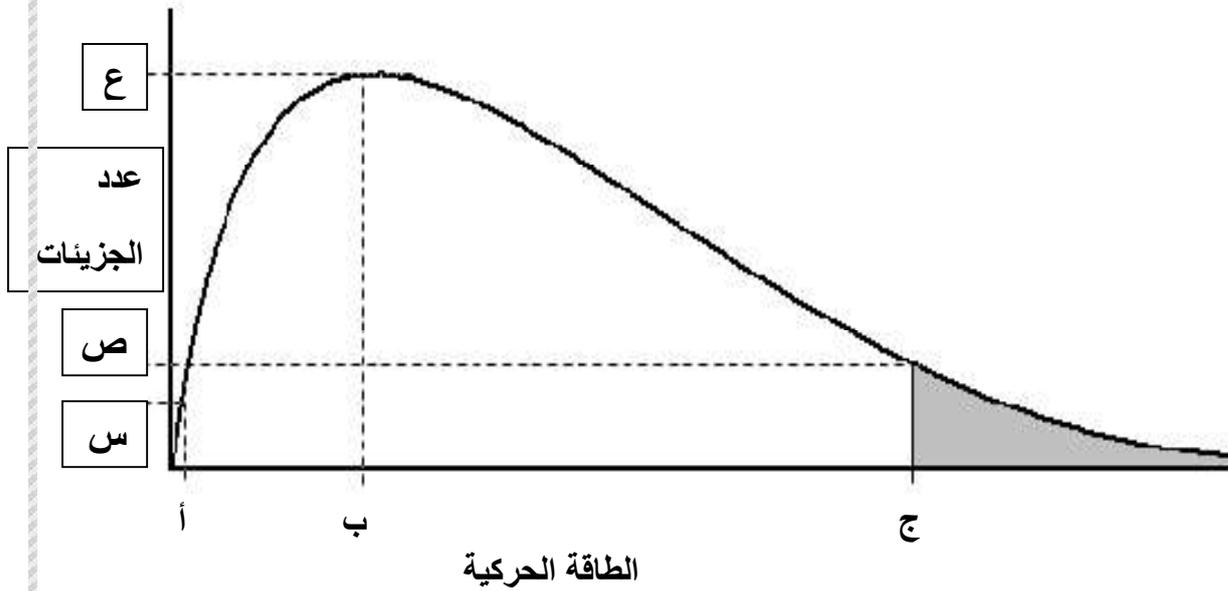
عدم حدوث تصادم فعال بالرغم من امتلاك المواد المتفاعلة الحد الأدنى من الطاقة (طاقة التنشيط) لحظة تصادمها؟

س

لعدم توفر الشرط الآخر، ألا وهو عدم توفر اتجاه التصادم المناسب والصحيح لهذه المواد المتفاعلة.

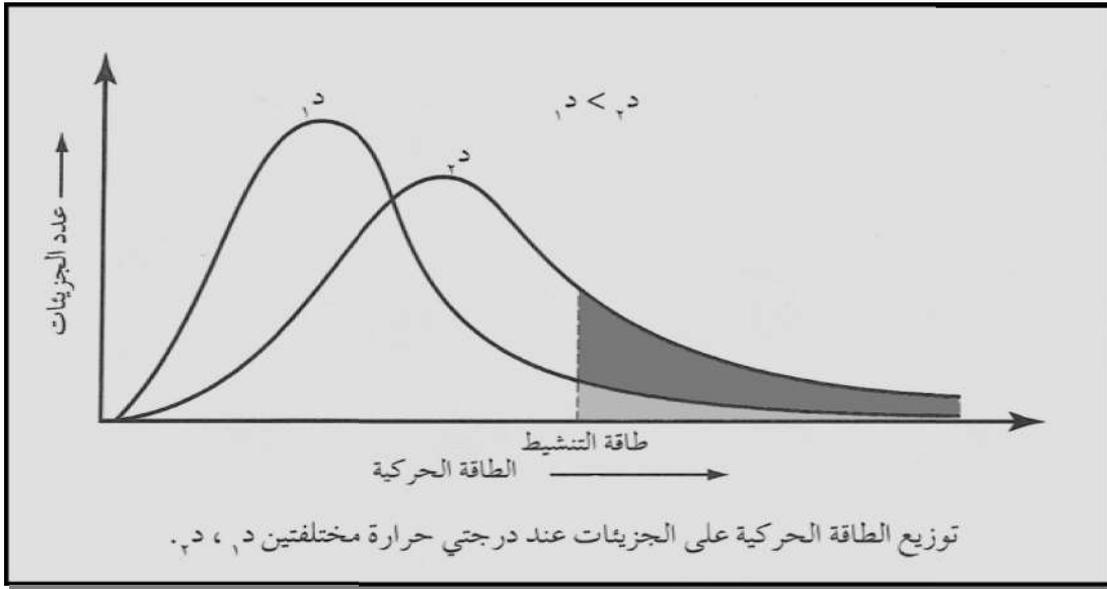
❖ وبالاعتماد على فرضيات نظرية التصادم، يمكن تفسير أثر كل من (تركيز المواد المتفاعلة، طبيعة المواد المتفاعلة، درجة الحرارة) في سرعة التفاعل الكيميائي، كما يلي:-

- **تركيز المواد المتفاعلة:** إن زيادة تركيز المواد المتفاعلة يعني زيادة عدد دقائقها في وحدة الحجم، وبالتالي سوف تزداد عدد التصادمات الكلية المحتمل حدوثها، مما يؤدي إلى زيادة احتمالية حدوث التصادمات الفعالة، وبالتالي زيادة سرعة التفاعل.
  - **طبيعة المواد المتفاعلة:** إن انخفاض حجم المواد المتفاعلة مع الثبات في التركيز يعني بالضرورة زيادة مساحة السطح المعرض للتفاعل، وبالتالي الزيادة في عدد التصادمات الكلية المحتمل حدوثها، مما يؤدي إلى زيادة احتمالية حدوث التصادمات الفعالة، وبالتالي زيادة سرعة التفاعل.
  - **درجة الحرارة:** يجب الإشارة أولاً إلى نقطتين هامتين، وهما:-
    - توزيع الطاقة الحركية على جزيئات المادة ينسجم مع (منحنى ماكسويل بولتزمان)
- منحنى ماكسويل بولتزمان:** هو منحنى بياني يبين العلاقة بين عدد الجزيئات وطاقتها الحركية.



- أ: طاقة حركية منخفضة يمتلكها عدد قليل من الجزيئات.  
 ب: الطاقة الحركية التي يمتلكها أكبر عدد من الجزيئات / طاقة حركية متوسطة.  
 ج: طاقة حركية مرتفعة يمتلكها عدد قليل من الجزيئات.  
 س: عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية منخفضة.  
 ص: عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية عالية.  
 ع: عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية متوسطة.

■ معدل الطاقة الحركية للجزيئات يزداد بازدياد درجة الحرارة.



- فإن زيادة درجة الحرارة سوف تؤدي إلى زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية مرتفعة، وبالتالي زيادة احتمالية امتلاكها لطاقة التنشيط المطلوبة، أي زيادة سرعة التفاعل الكيميائي.

### ملاحظة

- ✓ إن زيادة درجة الحرارة لا تؤثر في قيمة طاقة التنشيط، بل تعمل على زيادة عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط.
- ✓ تعمل زيادة درجة الحرارة على زيادة عدد التصادمات الفعالة، وزيادة سرعة التفاعل الكيميائي (k).

س

إذا كانت طاقة التنشيط للتفاعل (أ) تساوي (١٢٠ كيلو جول/مول)، وللتفاعل (ب) تساوي (٢١٧ كيلو جول/مول)، فأى التفاعلين أسرع، علل إجابتك؟

التفاعل (أ) هو الأسرع حيث أنه كلما كانت طاقة التنشيط قليلة فإن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون كبيراً، مما يعني زيادة عدد الجزيئات التي تصنع تصادمات فعالة وبالتالي زيادة سرعة التفاعل الكيميائي.

## علاقة طاقة التنشيط بالتغير في المحتوى الحراري للتفاعل

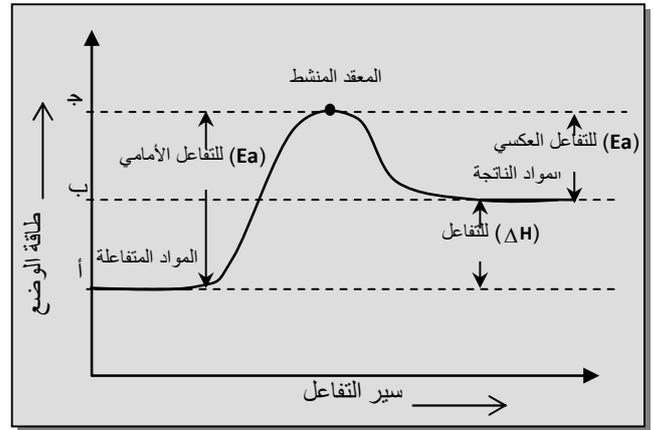
- تقسم التفاعلات الكيميائية من حيث تغيرات الطاقة المصاحبة لها إلى نوعين أساسيين وهما:-  
 (١) التفاعلات الكيميائية الطاردة للطاقة :- وهي التفاعلات الكيميائية التي تنتج الطاقة أثناء حدوثها.  
 طاقة + نواتج → متفاعلات  
 (٢) التفاعلات الكيميائية الماصة للطاقة :- وهي التفاعلات الكيميائية التي تحتاج الطاقة من أجل حدوثها.  
 نواتج → متفاعلات + طاقة

- أنه أثناء سير التفاعل تحدث تغيرات في طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة، ويسمى هذا التغير في الطاقة بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة بالتغير في المحتوى الحراري للتفاعل، ويرمز له بالرمز  $(\Delta H)$ ، ويتم حسابه بالقانون التالي:

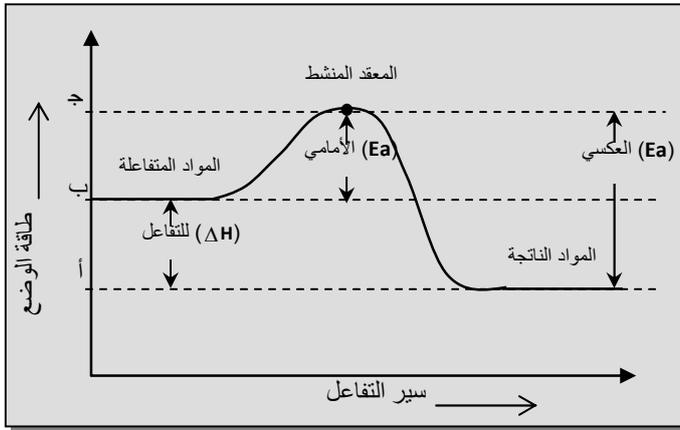
$$H = H \Delta \text{ للمواد الناتجة} - H \text{ للمواد المتفاعلة}$$

✓ توضيح سير كل من التفاعلات الماصة والطاردة للطاقة كما يلي :

### التفاعل ماص للطاقة



### التفاعل طارد للطاقة



- وتمثل الرموز (أ، ب، ج) ما يلي:

- (أ): طاقة وضع المواد الناتجة .
- (ب): طاقة وضع المواد المتفاعلة.
- (ج): طاقة وضع المعقد المنشط .
- $Ea$  عكسي: طاقة التنشيط للتفاعل العكسي
- $Ea$  إمامي: طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي.
- $H \Delta$ : التغير في المحتوى الحراري للتفاعل.

### ملاحظة

- في التفاعل الكيميائي الماص للطاقة  $Ea^* < Ea$  .
- التفاعل الكيميائي الماص للطاقة موجبة:  $(H \Delta) (+)$  .
- في التفاعل الكيميائي الطارد للطاقة:  $Ea < Ea^*$  .
- التفاعل الكيميائي الطارد للطاقة سالبة:  $(H \Delta) (-)$  .
- العلاقة عكسية بين طاقة التنشيط وسرعة التفاعل الكيميائي .
- $Ea^* - Ea = H \Delta$  او  $H = H \Delta$  النواتج - H المتفاعلة .

مثال : في التفاعل الكيميائي (  $A \longrightarrow B$  ) إذا علمت أن  $Ea = 60$  كيلو جول / مول ،  $\Delta H = 110$  كيلو جول / مول ، فجد طاقة التنشيط للتفاعل العكسي.

$$Ea^* - Ea = H \Delta \quad \checkmark$$

$$Ea^* = 110 - 60 = 50 \text{ كيلو جول / مول} \quad \checkmark$$

مثال :

للتفاعل المجاور:  $A+B \longrightarrow AB + 150$  كيلو جول/مول

إذا كانت طاقة تنشيط التفاعل العكسي ( $Ea$  عكسي) تساوي (  $200$  كيلو جول/مول ) وكانت طاقة وضع المواد المتفاعلة (  $170$  كيلو جول/مول ) احسب ما يلي:

(أ) طاقة ( $Ea$ ) أمامي ؟

$$\Delta H \text{ (للتفاعل)} = (Ea) \text{ أمامي} - (Ea) \text{ عكسي}$$

ملاحظة

$$\Delta H \text{ للتفاعل} = -150 \text{ كيلو جول/مول}$$

لأنه تفاعل طارد للطاقة.

$$(Ea) \text{ أمامي} = -150 + 200 = 50 \text{ كيلو جول/مول}$$

(ب) طاقة وضع المواد الناتجة ؟

$$\Delta H \text{ (للتفاعل)} = H \text{ النواتج} - H \text{ المتفاعلات}$$

$$H \text{ النواتج} = -150 + 170 = 20 \text{ كيلو جول/مول}$$

(ج) طاقة وضع المعقد النشط ؟

$$(Ea) \text{ أمامي} = \text{طاقة المعقد المنشط} - \text{طاقة المواد المتفاعلة}$$

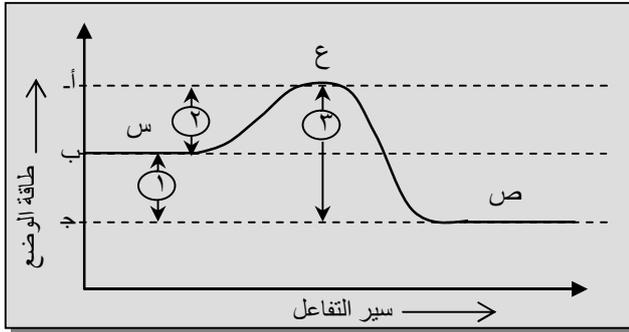
$$\text{طاقة المعقد المنشط} = 210 = 170 + 40 \text{ كيلو جول/مول}$$

(د) نوع التفاعل الكيميائي ( ماص، طارد ) ؟

طارد

مثال :

اعتمد على مخطط سير التفاعل المجاور للإجابة عن الأسئلة التالية:



١- ما نوع هذا التفاعل، ماص أم طارد للطاقة؟

التفاعل طارد للطاقة.

٢- ماذا تعني الرموز (س،ص،ع)؟

(س): المواد المتفاعلة.

(ص): المواد الناتجة.

(ع) : المعقد المنشط .

٣- ماذا تعني الرموز (أ، ب، ج)؟

(أ): طاقة وضع المعقد المنشط (ع).

(ب): طاقة وضع المواد المتفاعلة (س).

(ج): طاقة وضع المواد الناتجة (ص).

٤- أي الأرقام يمثل طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي؟

الرقم (٢).

٥- ماذا يمثل الرقم (١) والرقم (٣)؟

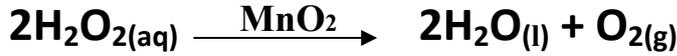
الرقم (١): يمثل التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ( $\Delta H$ ) للتفاعل.

الرقم (٣): يمثل طاقة التنشيط للتفاعل العكسي (Ea) عكسي.

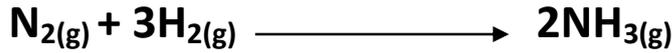
## العوامل المساعدة

- **العوامل المساعدة:** مواد تزيد من سرعة التفاعلات الكيميائية، دون أن تستهلك أثناء التفاعل.
- تستخدم العوامل المساعدة من أجل زيادة سرعة التفاعلات الكيميائية، عن طريق خفض طاقة تنشيط التفاعل، وبالتالي ، تقليل الفترة الزمنية اللازمة لحدوث التفاعل.
- يعمل العامل المساعد على إيجاد طريق بديل بين المواد المتفاعلة والنتيجة بحيث تصبح طاقة التنشيط أقل.
- من الأمثلة على استخدام العوامل المساعدة ما يلي:-

(١) استخدام يوديد البوتاسيوم (KI) و أكسيد المنغنيز (IV), ( $MnO_2$ ) كعامل مساعد لزيادة سرعة تحلل مادة فوق أكسيد الهيدروجين ( $H_2O_2$ ) إلى ماء وأكسجين كما يلي:



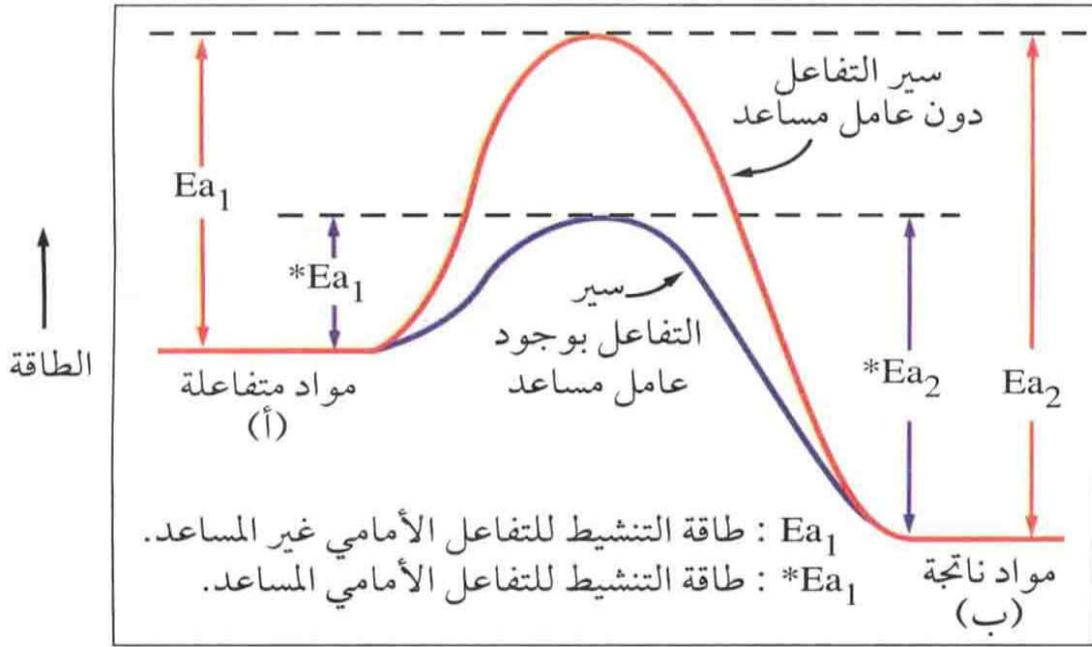
(٢) استخدام خليط من فلز الحديد وأكسيد الألمنيوم كعامل مساعد في تحضير الأمونيا من تفاعل الهيدروجين والنيتروجين .



(٣) استخدام النيكل كعامل مساعد في تفاعلات الهدرجة، عند تحويل الزيوت النباتية إلى دهون صلبة (السمن النباتي) .

(٤) حدوث الكثير من العمليات الحيوية داخل جسم الكائنات الحية بوجود عوامل مساعدة طبيعية تعرف باسم (الأنزيمات) .

❖ يمكن توضيح تأثير العامل المساعد على سرعة التفاعل الكيميائي من خلال الشكل التالي :-



## سیر التفاعل

**Ea1** : طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بدون وجود عامل مساعد.

**Ea1\*** : طاقة تنشيط التفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد .

**Ea2** : طاقة تنشيط التفاعل العكسي بدون وجود عامل مساعد .

**Ea2\*** : طاقة تنشيط التفاعل العكسي بوجود عامل مساعد.

• عند إضافة العامل المساعد إلى التفاعل فإنه :

١- لا يؤثر على طاقة وضع المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة .

٢- لا يؤثر على المحتوى الحراري للتفاعل ( $\Delta H$ ) .

٣- يعمل على تقليل طاقة وضع المعقد المنشط .

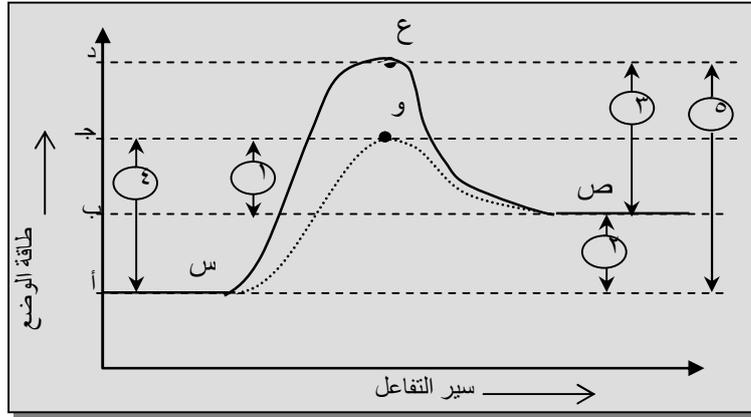
٤- يعمل على تقليل طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي (**Ea** أمامي) وكذلك للتفاعل العكسي (**Ea** عكسي) بنفس المقدار .

## ملاحظة

- (**Ea**) أمامي = طاقة وضع المعقد المنشط غير المساعد - طاقة وضع المواد المتفاعلة
- (**Ea**)\* أمامي = طاقة وضع المعقد المنشط بوجود مساعد - طاقة وضع المواد المتفاعلة
- (**Ea**) عكسي = طاقة وضع المعقد المنشط غير المساعد - طاقة وضع المواد الناتجة
- (**Ea**)\* عكسي = طاقة وضع المعقد المنشط بوجود مساعد - طاقة وضع المواد الناتجة

مثال :

يمثل الشكل المجاور سير تفاعل كيميائي طارد للطاقة، وتغيرات الطاقة التي تحدث عليه عند إضافة العامل المساعد إليه:



- ماذا تعني الرموز (س،ص،ع،و) ؟
  - (س) : المواد المتفاعلة.
  - (ص): المواد الناتجة.
  - (ع): المعقد المنشط بدون عامل مساعد.
  - (و): المعقد المنشط بوجود عامل مساعد.
- ماذا تعني الرموز (أ، ب، ج، د)؟
  - (أ) : طاقة وضع المواد المتفاعلة (س).
  - (ب): طاقة وضع المواد الناتجة (ص).
  - (ج): طاقة وضع المعقد المنشط بوجود العامل المساعد.
  - (د): طاقة وضع المعقد المنشط بدون العامل المساعد.
- أي الأرقام تمثل طاقة التنشيط العكسي بوجود العامل المساعد؟
  - الرقم (١) .
- أي الأرقام تمثل طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بدون العامل المساعد؟
  - الرقم (٥) .
- ماذا تعني الأرقام التالية (٢،٣،٤) ؟
  - الرقم (٢): التغير في المحتوى الحراري للتفاعل ( $\Delta H$ ) للتفاعل.
  - الرقم (٣): طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بدون مساعد (Ea) عكسي.
  - الرقم (٤): طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود العامل المساعد (Ea\*) مساعد.

- إذا كانت قيم طاقة الوضع بوحدة ( كيلو جول/مول ) للرموز ( أ، ب ، ج ، د ) على الترتيب هي ( ٥٠ ، ١٦٠ ، ١٨٠ ، ٢١٠ ) ، احسب ما يلي:
  ١. طاقة التنشيط لتفاعل الأمامي غير المساعد (Ea) أمامي؟
  ٢. طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي بوجود عامل مساعد (Ea\*) أمامي؟
- ١. (Ea) أمامي = طاقة وضع المعقد المنشط غير المساعد – طاقة وضع المواد المتفاعلة  

$$= 210 - 50 = 160 \text{ كيلو جول/مول}$$
- ٢. (Ea\*) أمامي = طاقة وضع المعقد المنشط بوجود مساعد – طاقة وضع المواد المتفاعلة  

$$= 180 - 50 = 130 \text{ كيلو جول/مول}$$
- ب) ١- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي غير المساعد (Ea) عكسي؟
- ٢- طاقة التنشيط للتفاعل العكسي بوجود مساعد (Ea\*) عكسي؟
- ١. (Ea) عكسي = طاقة وضع المعقد المنشط غير المساعد – طاقة وضع المواد الناتجة  

$$= 210 - 160 = 50 \text{ كيلو جول/مول}$$
- ٢. (Ea\*) عكسي = طاقة وضع المعقد المنشط بوجود مساعد – طاقة وضع المواد الناتجة  

$$= 180 - 160 = 20 \text{ كيلو جول/مول}$$
- ج) ما مقدار الانخفاض الذي أحدثه إضافة العامل المساعد على كل من طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي وللتفاعل العكسي؟ وماذا تستنتج من ذلك .
- مقدار الانخفاض في طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي =  $160 - 130 = 30$  كيلو جول/مول
- مقدار الانخفاض في طاقة التنشيط للتفاعل العكسي =  $50 - 20 = 30$  كيلو جول/مول
- نستنتج من ذلك أن إضافة العامل المساعد إلى التفاعل تعمل على تقليل طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي والتفاعل العكسي بنفس المقدار.
- د) احسب (ΔH) للتفاعل بالاعتماد على طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي و العكسي بدون وجود العامل المساعد، ثم مرة أخرى بوجود عامل مساعد؟ ماذا تستنتج من ذلك؟
- (ΔH) للتفاعل بدون عامل مساعد = (Ea) أمامي – (Ea) عكسي  

$$= 160 - 50 = 110 \text{ كيلو جول/مول}$$
- (ΔH) للتفاعل بوجود عامل مساعد = (Ea\*) أمامي – (Ea\*) عكسي  

$$= 130 - 20 = 110 \text{ كيلو جول/مول}$$
- نستنتج من ذلك أن قيمة (ΔH) للتفاعل ثابتة لم تتغير، سواءً أكان العامل المساعد موجود أم لا، وهذا يؤكد أن العامل المساعد لا يؤثر على المحتوى الحراري للتفاعل.

## الاتزان الديناميكي

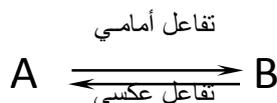
○ (الاتزان الكيميائي الديناميكي): هو وصف لحالة التفاعل الكيميائي عندما تتساوى فيه سرعة التفاعل الأمامي مع سرعة التفاعل العكسي .

- التفاعلات الكيميائية تقسم من حيث وصولها إلى الاتزان إلى قسمين هما :

١- التفاعلات الكيميائية غير المنعكسة : وهي تفاعلات غير متزنة، تسير باتجاه واحد فقط هو الاتجاه الأمامي، حيث تتحول المواد المتفاعلة في هذا النوع من التفاعلات إلى مواد ناتجة، ويشار إليها بسهم باتجاه واحد فقط ( → ) ويمكن تمثيلها بالتفاعل العام التالي:

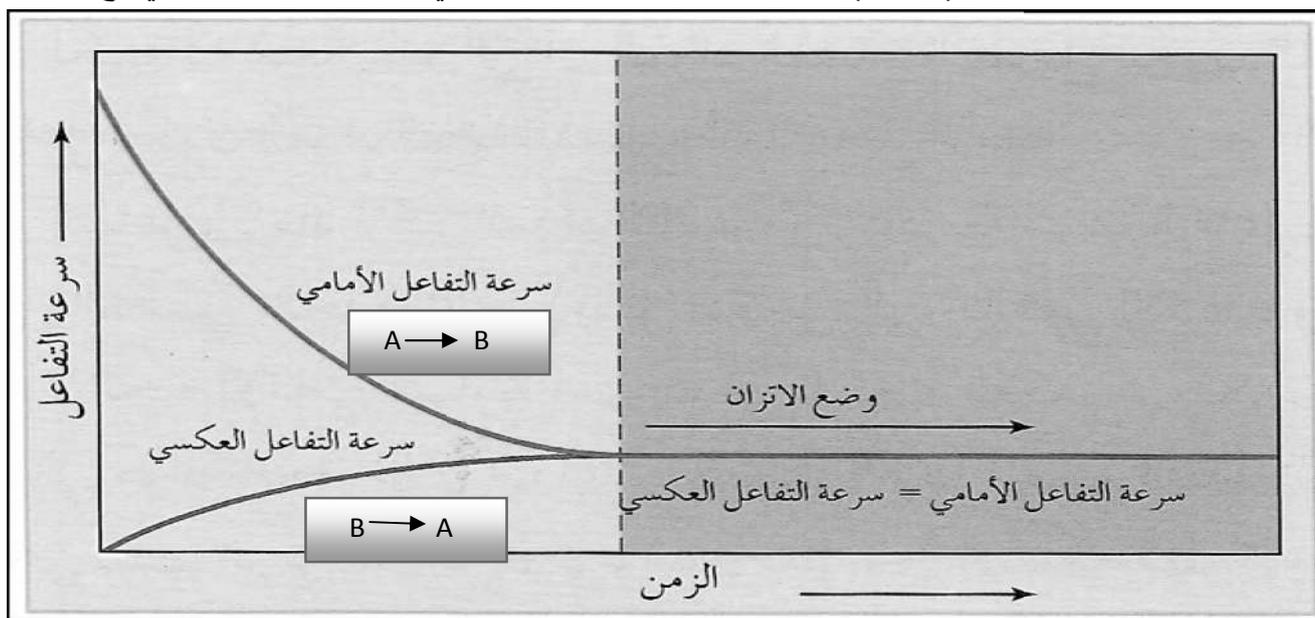


٢- التفاعلات الكيميائية المنعكسة : وهي تفاعلات متزنة، تسير باتجاهين متعاكسين (أمامي وعكسي) وينتمي إليها معظم التفاعلات، حيث تتحول المواد المتفاعلة في هذا النوع من التفاعلات إلى مواد ناتجة، وكذلك تتحول المواد الناتجة إلى مواد متفاعلة، ويشار إليها بسهمين متعاكسين ( ⇌ ) ويمكن تمثيلها بالتفاعل العام التالي:

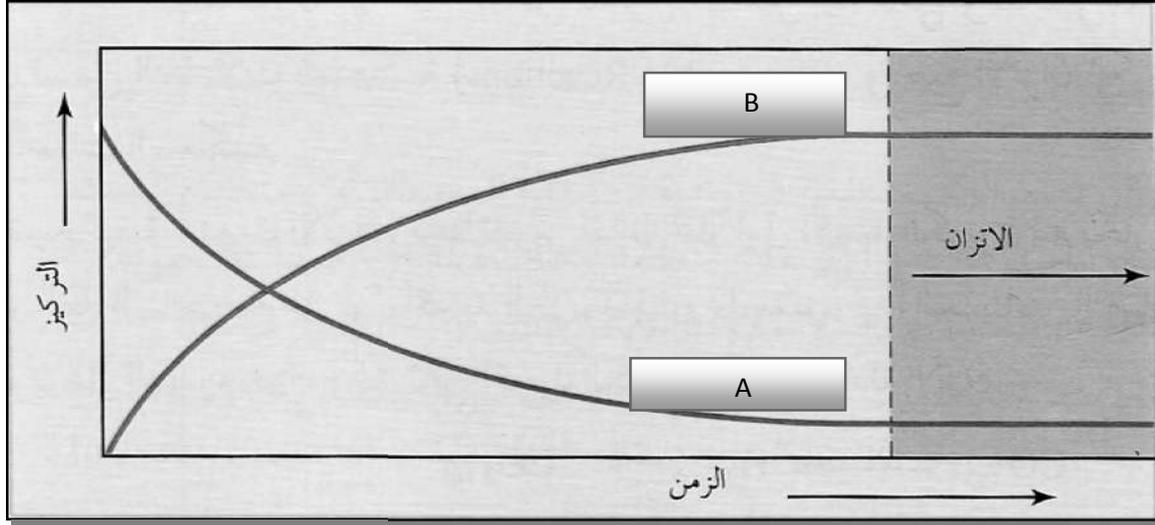


❖ في التفاعلات الكيميائية المنعكسة : في البداية تكون سرعة التفاعل الأمامي كبيرة، وتكون سرعة التفاعل العكسي تساوي ( صفر ) ، ومع مرور الوقت تتناقص سرعة التفاعل الأمامي بسبب النقص التدريج في تركيز المواد المتفاعلة، ويصاحب ذلك تزايداً في سرعة التفاعل العكسي بسبب تزايد تراكيز المواد الناتجة، حتى يصل التفاعل إلى حالة الاتزان وذلك عندما تصبح سرعة التفاعل الأمامي مساوية لسرعة التفاعل العكسي .

❖ يمثل الشكل التفاعل المتزن ( ⇌ ) كيف تتغير سرعة التفاعل الأمامي وسرعة التفاعل العكسي مع الزمن :



- ❖ أن تراكيز المواد الموجودة في التفاعل عند الوصول إلى وضع الاتزان تبقى ثابتة، إلا أن التفاعل الكيميائي لا يتوقف عند الاتزان، بل يستمر في الاتجاهين المتعاكسين، ولهذا السبب يمكن وصف الاتزان في التفاعلات الكيميائية المنعكسة بأنه اتزان ديناميكي.
- ❖ يمثل الشكل التفاعل المتزن (  $\rightleftharpoons$  ) بين تراكيز المواد الموجودة في التفاعل عند وضع الاتزان :

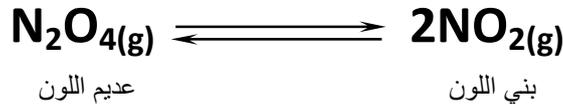


## ملاحظة

- الاتزان الكيميائي صفة تتعلق بالتفاعلات المنعكسة فقط.
- أن معظم التفاعلات الكيميائية منعكسة.
- عند الاتزان تثبت تراكيز كل من المواد المتفاعلة ، والمواد الناتجة ، بسبب تساوي سرعة التفاعل الأمامي والعكسي .

فسر سبب ثبات شدة اللون البني عند وصول التفاعل الآتي إلى وضع الاتزان ؟

مثال :



لأنه عند الاتزان تثبت تراكيز كل من المواد المتفاعلة ( $\text{N}_2\text{O}_4$ ) عديمة اللون، والمواد الناتجة ( $\text{NO}_2$ ) بُنية اللون، بسبب تساوي سرعة التفاعل الأمامي والعكسي، مما يعني تواجد مزيج لكتلنا المادتين معاً، فيظهر اللون البني بشدة متوسطة " يظهر بني فاتح".

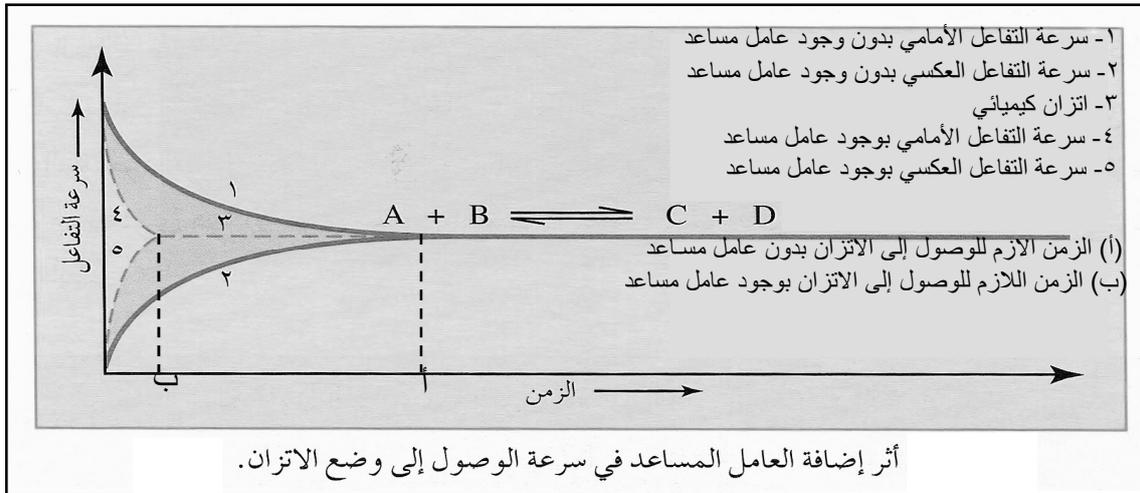
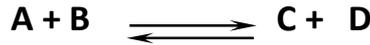
## أثر العوامل المساعدة على وضع الاتزان

تذكير

✓ إضافة العامل المساعد إلى التفاعل، تعمل على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي حيث يعمل العامل المساعد على تقليل طاقة التنشيط اللازمة للتفاعل سواء التفاعل الأمامي أو التفاعل العكسي.

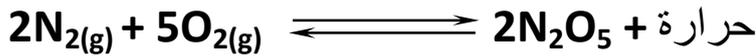
يحدث عند إضافة العامل المساعد إلى التفاعلات المنعكسة، حيث يقوم العامل المساعد بخفض طاقة التنشيط للتفاعلين الأمامي والعكسي، وهذا يؤدي إلى زيادة سرعة وصول التفاعل إلى وضع الاتزان، ولكنه لا يؤثر على وضع الاتزان.

ويوضح الشكل التالي أثر إضافة العامل المساعد في سرعة وصول التفاعلات المنعكسة إلى وضع الاتزان:



ما أثر إضافة العامل المساعد على التفاعل المتزن الآتي:-

مثال :



لا يؤثر العامل المساعد على وضع الاتزان, ولكنها يسرع الوصول إلى وضع الاتزان.

## حلول اسئلة الفصل

س ١

- ١- سوف تزيد من سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي معاً. ( ج )  
٢- عند تساوي سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي. ( ج )

س ٢

التفاعل المنعكس: هو التفاعل الذي يحدث بالاتجاهين الأمامي والعكسي، ويصل بعد فترة زمنية إلى وضع الاتزان.  
التفاعل غير المنعكس: هو التفاعل الذي يحدث بالاتجاه الأمامي فقط "يحدث باتجاه واحد".  
الاتزان الديناميكي: هو وصف لحالة التفاعل المنعكس عندما تتساوى فيه سرعة التفاعلين الأمامي والعكسي.

س ٣

- أ) الرمز (ل). ب) الرمز (م). ج) الرمز (ن).

س ٤

- أ) يتعكر المحلول بسبب تكون مادة الكبريت الناتج من تفاعل ثيوكبريتات الصوديوم مع حمض (HCl) .  
ب) كان التفاعل أسرع في التجربة رقم (١) .  
وكان التفاعل أبطأ في التجربة رقم (٤) .  
ج) في التجربة رقم (١) كان تركيز محلول ثيوكبريتات الصوديوم أكبر، مما جعل التفاعل يحدث بسرعة أكبر، ويستغرق زمن أقل لإخفاء إشارة (X).  
د) يمكن زيادة سرعة التفاعل المذكور بعدة طرق منها :  
١- زيادة درجة الحرارة.  
٢- زيادة تركيز محلول حمض (HCl) .  
٣- استخدام عوامل مساعدة.

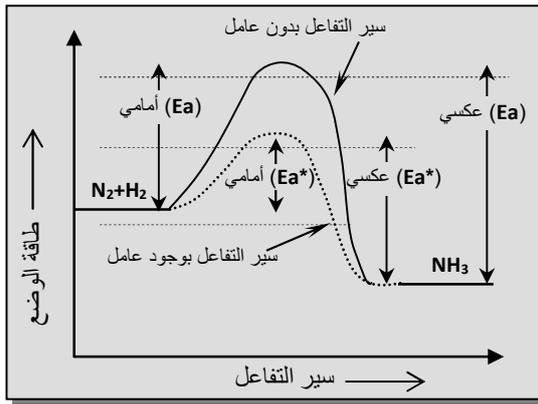
س ٥

- في التجربة (د) يكون التفاعل أسرع ما يمكن وذلك لتوفر الأسباب والعوامل التي تزيد من سرعة التفاعل وهي:  
١. أعلى درجة حرارة ممكنة من بين التجارب جميعها وهي (٨٠E س).  
٢. أكبر مساحة سطح للمادة المتفاعلة (CaCO<sub>3</sub>)، حيث أن المسحوق له مساحة سطح أكبر من الحبيبات.  
٣. التركيز العالي لحمض (HCl)، يجعل سرعة التفاعل أكبر من التركيز المخفف.

س ٦

- (أ) بسبب توفر الأنزيمات في جسم الإنسان، والتي تعتبر عوامل مساعدة تساعد في خفض طاقة التنشيط اللازمة للتفاعل، وبالتالي تجعل احتراق السكر قابلاً للحدوث عند درجة حرارة (٣٧E س).
- (ب) لأن مساحة السطح المعرضة للتفاعل في حالة مسحوق المغنيسيوم تكون أكبر منها في حالة شريط المغنيسيوم، مما يجعل عدد التصادمات التي تحدث بين المواد المتفاعلة أكبر، وبالتالي يحدث التفاعل بشكل أسرع.
- (ج) لأن درجة الحرارة تصل في أواني الضغط إلى قيم كبيرة بسبب زيادة الضغط، وبذلك تزداد سرعة التفاعل "إنضاج الطعام"، بسبب زيادة درجة الحرارة.
- (د) لأن بعض التصادمات تكون (غير فعّالة)، فقد يكون اتجاه التصادم غير متناسب، وقد تكون المواد المتفاعلة لا تمتلك طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل لحظة تصادمها .
- (هـ) لأن تركيز الأكسجين في المخبر "أكسجين نقي" (١٠٠%) يكون أعلى من تركيز الأكسجين في الهواء الجوي الذي نسبته (٢١%)، فيحدث تفاعل الاحتراق بسرعة أكبر.

س ٨



لاحظ أن معادلة التفاعل تُشير إلى أن التفاعل طارد للطاقة، لذلك يجب أن يكون الرسم كما في الشكل المجاور تماماً.

(Ea): طاقة التنشيط بدون وجود عامل مساعد.  
(Ea\*): طاقة التنشيط بوجود عامل مساعد.

س ٩

لأن سرعة التفاعل الأمامي مساوية لسرعة التفاعل العكسي.

س ١٠

- (أ) تقل سرعة تكوّن (HI) بمرور الوقت بسبب نقصان تراكيز المواد المتفاعلة التي تعمل على إنتاج (HI) أصلاً.
- (ب) منذ بداية التفاعل وإلى ما قبل الاتزان.
- (ج) تثبت سرعته عند مقدار معين، وتكون متساوية مع سرعة التفاعل العكسي.
- (د) نعم من الممكن أن تكون سرعة التفاعل العكسي صفراً، وذلك في بداية التفاعل، حيث تكون المواد الناتجة غير موجودة أصلاً (تركيزها صفر) فلا يحدث التفاعل العكسي في البداية.

هـ) لا يمكن أن تكون سرعة التفاعل الأمامي (صفرًا)، لأن المواد المتفاعلة تكون موجودة في وعاء التفاعل منذ بداية التفاعل وحتى الوصول إلى وضع الاتزان.  
و) تتساوى عند ذلك السرعتان ( سرعة التفاعل الأمامي وسرعة التفاعل العكسي ).