

1-3: نظرية التصادم و سرعة التفاعل

التعبير عن سرعة التفاعل

- ❖ متوسط السرعة: التغير الكمي خلال زمن محدد.
- ❖ يستخدم الرمز (Δ) للدلالة على التغير الكمي خلال زمن محدد.

$$\frac{\Delta \text{ quantity}}{\Delta t} = \text{متوسط السرعة}$$

$$\frac{\text{التغير في كمية المادة المتفاعلة أو الناتجة}}{\text{التغير في الزمن } \Delta t} = \text{متوسط السرعة}$$

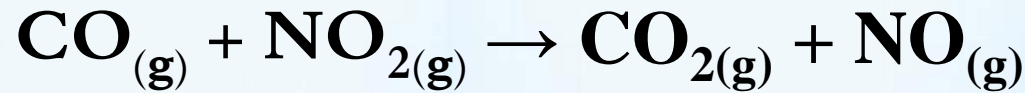
- ❖ مع مرور الزمن تتغير المواد المتفاعلة إلى مواد ناتجة.
- ❖ سرعة التفاعل الكيميائي: التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن و يعبر عنها بوحدة mol/L.s .

تابع التعبير عن سرعة التفاعل

❖ الأقسام التي تكون حول الصيغة الجزيئية للمواد تشير إلى التركيز.

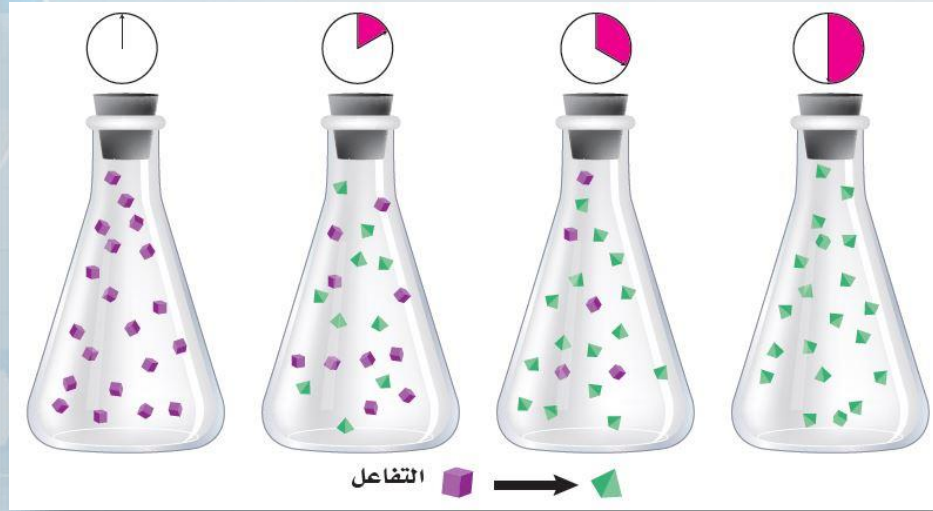
❖ مثلاً: $[NO_2]$ يقصر فيه التركيز المولاري لـ NO_2 .
❖ يمكن حساب سرعة التفاعل بشكل عملي عن طريق حساب تركيز المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة.

❖ للتعبير عن متوسط سرعة التفاعل التالي :



خلال الفترة الزمنية التي بدأت من t_1 و انتهت عند t_2 فإنه يمكن التعبير عن حساب سرعة تكون NO كما يأتي:

$$Rate = \frac{\Delta[NO]}{\Delta t} = \frac{[NO]_{t_2} - [NO]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$



المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

تابع التعبير عن سرعة التفاعل

❖ للتفاعل التالي:



فلنفترض ان لدينا القيم الآتية:

| بعد الانتهاء من التفاعل | | قبل التفاعل | | المادة |
|-------------------------|---------|-------------|---------|--------|
| الزمن | التركيز | الزمن | التركيز | |
| 2.0 s | 0.10 | 0.0 s | 0.000 M | NO |

❖ فإنه يمكننا حساب متوسط سرعة التفاعل كما يلي :

$$\begin{aligned} \text{Rate} &= \frac{0.010 \text{ M} - 0.000 \text{ M}}{2.00 \text{ s} - 0.00 \text{ s}} \\ &= \frac{0.010 \text{ M}}{2.00 \text{ s}} = 0.0050 \text{ mol/L}\cdot\text{s} \end{aligned}$$

❖ لاحظ أن قيمة سرعة التفاعل بدلالة تكون NO موجبة لأن تركيز NO يزداد باستمرار.

المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

❖ و يمكن أيضا تحديد سرعة التفاعل بمعرفة متوسط استهلاك غاز CO كما يلي:

$$\text{Rate} = \frac{\Delta[\text{CO}]}{\Delta t} = \frac{[\text{CO}]_{t_2} - [\text{CO}]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$

❖ لاحظ أن قيمة سرعة التفاعل بدلالة استهلاك CO سالبة لأن تركيز CO ينقص باستمرار.

❖ يجب أن تكون سرعة التفاعل دائما موجبة. لذلك يضع العلماء إشارة

سالبة عندما يقومون بحساب سرعة التفاعل بناءً على مقدار استهلاك المواد المتفاعلة.

❖ يمكن معادلة حساب سرعة استهلاك المواد المتفاعلة كما يلي:

معادلة متوسط سرعة التفاعل

$$\text{Rate} = - \frac{\Delta[\text{reactants}]}{\Delta t}$$

حيث تمثل $\Delta[\text{reactants}]$ التغير في تركيز المواد المتفاعلة.

Δt تمثل التغير في الزمن $t_2 - t_1$

المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

مثال 3-1

حساب متوسط سرعة التفاعل إذا علمت أن تركيز كلوريد البيوتيل C_4H_9Cl في بداية تفاعله مع الماء 0.22 M ثم أصبح 0.100 M بعد مرور 4.00 ثوانٍ على التفاعل. احسب متوسط سرعة التفاعل خلال هذه الفترة بوحدة $\text{mol/L}\cdot\text{s}$.

1 تحليل المسألة

لقد أعطيت التركيز والزمن الابتدائيين والنهائيين لـ C_4H_9Cl ، لذا يمكنك حساب متوسط سرعة التفاعل الكيميائي باستعمال التغير في تركيز كلوريد البيوتان خلال أربع ثوانٍ.

المعطيات

$$t_1 = 0.00\text{ s}$$

$$t_2 = 4.00\text{ s}$$

$$[C_4H_9Cl]_{t_1} = 0.220\text{ mol/L}$$

$$[C_4H_9Cl]_{t_2} = 0.100\text{ mol/L}$$

2 حساب المطلوب

اكتب معادلة متوسط سرعة التفاعل

عوض عن الزمن والتركيز الابتدائيين والنهائيين

احسب الناتج بوحدة $\text{mol/L}\cdot\text{s}$

المطلوب

$$\text{Rate} = ?\text{ mol/L}\cdot\text{s}$$

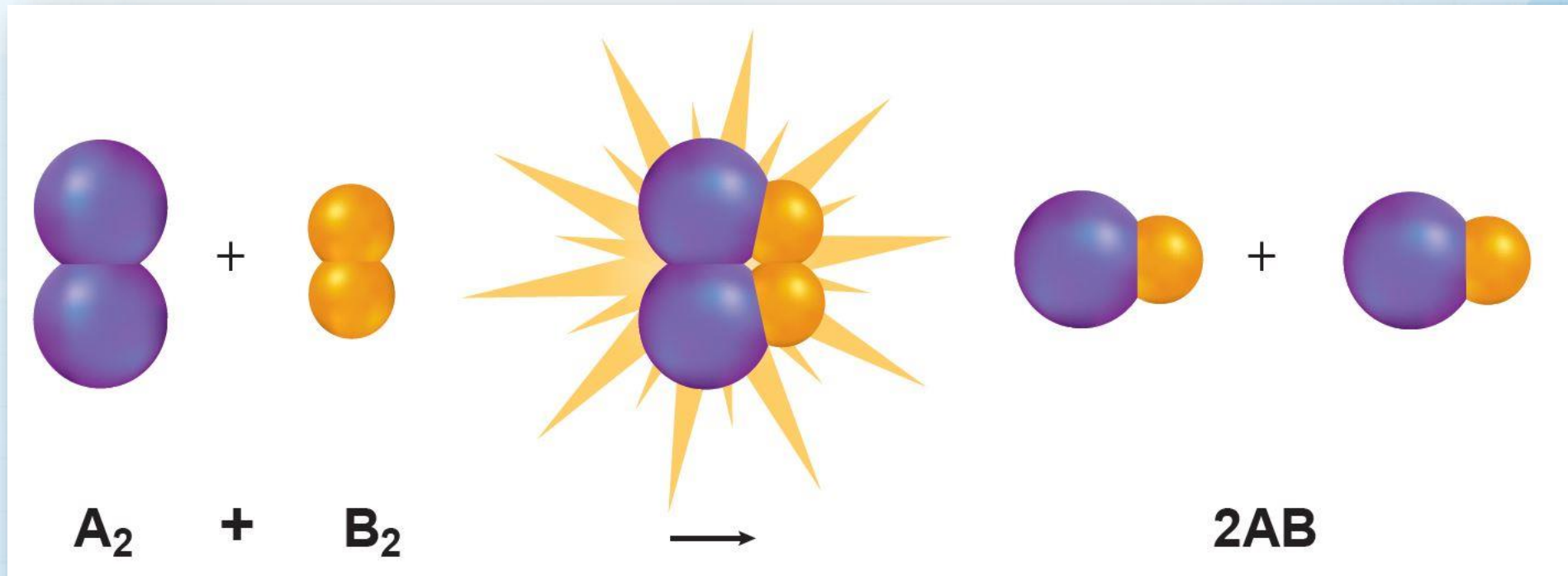
$$\begin{aligned} \text{Rate} &= - \frac{[C_4H_9Cl]_{t_2} - [C_4H_9Cl]_{t_1}}{t_2 - t_1} \\ &= - \frac{0.100\text{ M} - 0.220\text{ M}}{4.00\text{ s} - 0.00\text{ s}} \\ &= - \frac{0.100\text{ mol/L} - 0.220\text{ mol/L}}{4.00\text{ s} - 0.00\text{ s}} \\ &= - \frac{-0.120\text{ mol/L}}{4.00\text{ s}} = 0.0300\text{ mol/L}\cdot\text{s} \end{aligned}$$

3 تقويم الإجابة

متوسط سرعة التفاعل $0.0300\text{ mol/L}\cdot\text{s}$ ، وهو قيمة مناسبة اعتماداً على الكمية الموجودة في بداية التفاعل ونهايته.

نظرية التصادم

❖ تنص نظرية التصادم على أنه يجب تصادم الذرات و الأيونات و الجزيئات بعضها ببعض لكي يتم التفاعل.



المستوى

3

مقررات

المستوى

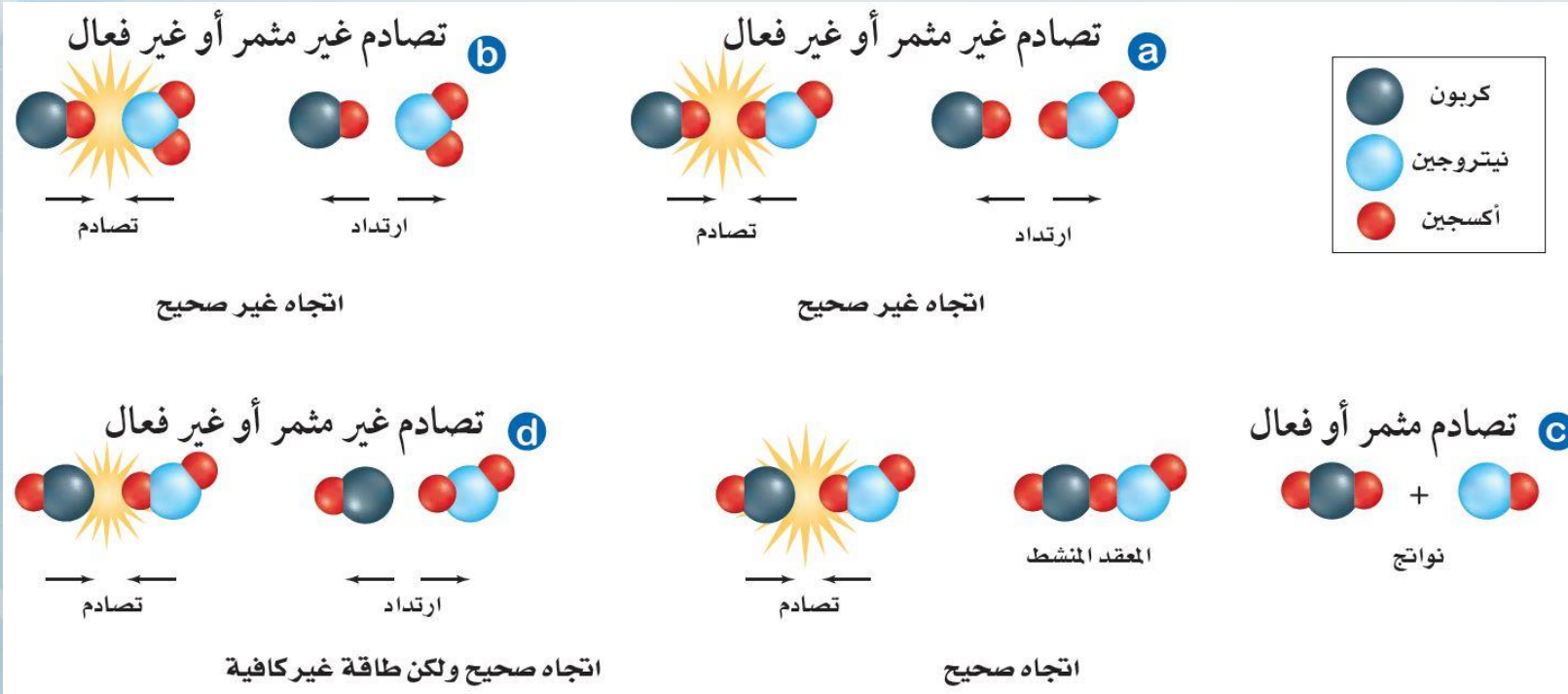
5

فصلي

اتجاه التصادم و تكوين المعقد النشط

- ❖ يجب أن تتصادم (ذرات أو أيونات أو جزيئات) المواد المتفاعلة.
- ❖ يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة في الاتجاه الصحيح لتكوين المعقد النشط.
- ❖ ليس من الضروري أن يؤدي كل تصادم بين الذرات أو الأيونات أو الجزيئات إلى حدوث تفاعل.

❖ مرحلة تكون المعقد النشط مرحلة مؤقتة و تسمى بالحالة الانتقالية و تتميز بعدم الاستقرار حيث يحدث خلالها تكسير للروابط و تكوين روابط جديدة.



| الجدول 3-1 | فروض نظرية التصادم | شروط التصادم الفعال أو المثمر |
|---------------|--|---|
| 1. | يجب أن تتصادم (ذرات أو أيونات أو جزيئات) المواد المتفاعلة. | 1. يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة في الاتجاه الصحيح. |
| 2. | ليس من الضروري أن يؤدي كل تصادم بين الذرات أو الأيونات أو الجزيئات إلى حدوث تفاعل. | 2. يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة بطاقة كافية لتكوين المعقد المنشط. |

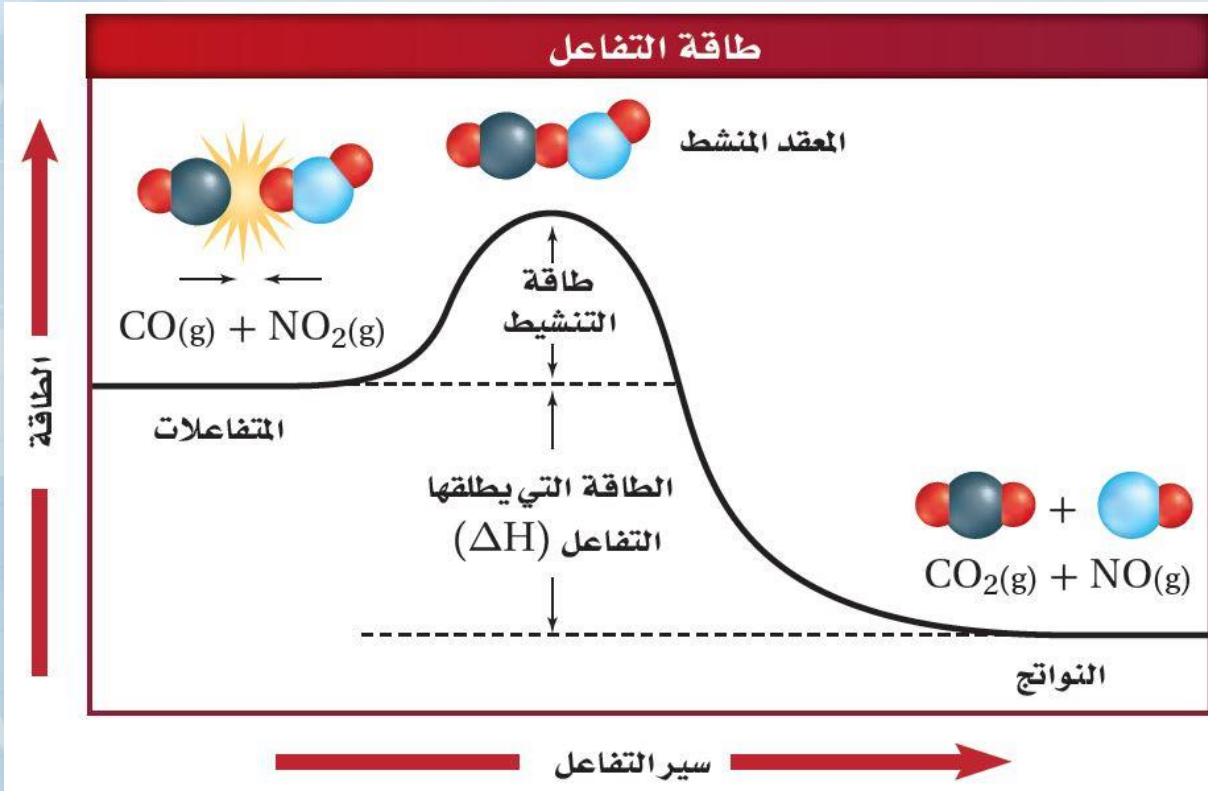
طاقة التنشيط و سرعة التفاعل

- ❖ يجب أن تتصادم المواد المتفاعلة بطاقة كافية لتكوين المعقد المنشط.
- ❖ طاقة التنشيط E_a : الحد الأدنى من الطاقة لدى الجزيئات المتفاعلة الذي يلزم لتكوين المعقد النشط و إحداث التفاعل.
- ❖ إذا كانت قيمة E_a عالية فإن عدد الاصطدامات التي له طاقة كافية لتكوين المعقد المنشط تكون قليلة و تكون سرعة التفاعل بطيئة.
- ❖ إذا كانت قيمة E_a منخفضة فإن عدد الاصطدامات التي لها طاقة كافية لحدوث التفاعل تكون كبيرة و يكون التفاعل أسرع.

❖ في حالة تفاعل:



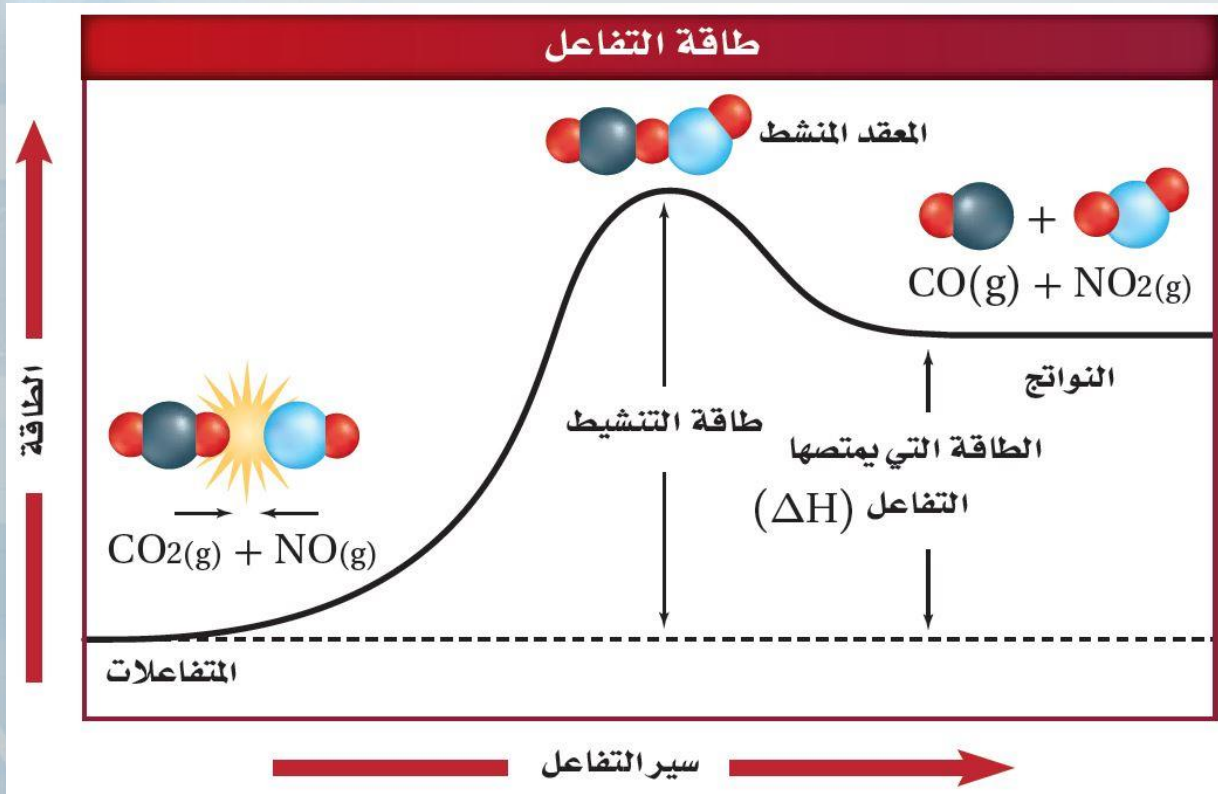
❖ يجب أن تتغلب المواد المتفاعلة عليه لتكوّن مواد ناتجة. وفي هذه الحالة تتصادم جزيئات CO و NO₂، مع وجود كمية كافية من الطاقة؛ لتغلب على هذا الحاجز، وتكون طاقة النواتج أقل من طاقة المواد المتفاعلة. وتسمى التفاعلات التي تفقد طاقةً التفاعلات الطاردة للحرارة.



❖ في حالة التفاعل العكسي يكون التفاعل ماص للحرارة و يكون بين CO_2 و NO لإعادة إنتاج CO و NO_2 .

❖ يكون مستوى طاقة المتفاعلات في هذا التفاعل أدنى من مستوى طاقة النواتج. لذلك يجب التغلب على طاقة التنشيط لإنتاج CO و NO_2 .

❖ وهذا يحتاج إلى طاقة عالية أكبر من طاقة التفاعل الأمامي. وإذا حدث هذا التفاعل العكسي وأنتج CO و NO_2 فسيكون مستوى طاقتها أعلى.

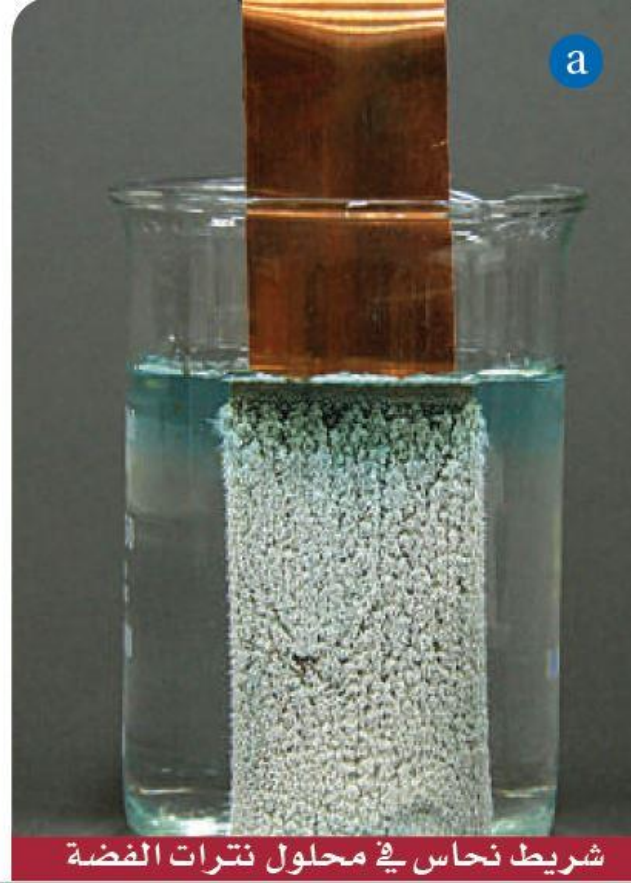
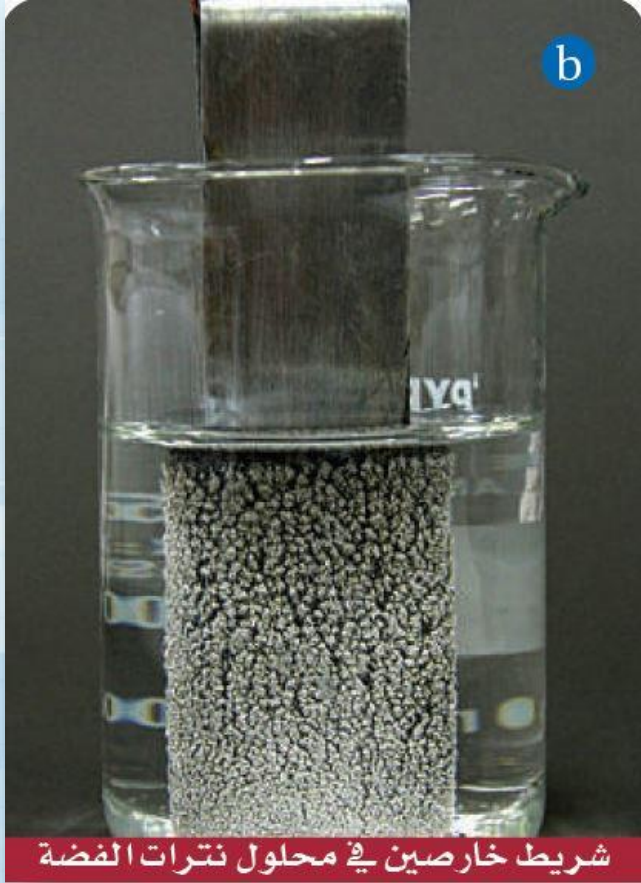


2-3: العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

طبيعة المواد المتفاعلة

❖ تميل الغازات للتفاعل أسرع من المواد السائلة أو الصلبة. كما تميل الأيونات الموجودة في وسط مائي للتفاعل أسرع من أي دقائق موجودة في حالة أخرى كما في الحالة الصلبة مثلاً.

❖ كلما كانت المواد المتفاعلة أنشط كانت سرعة التفاعل أكبر.



المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

التركيز

❖ كلما زاد تركيز المادة المتفاعلة زاد عدد الدقائق في وحدة الحجم و بالتالي تزداد عدد التصادمات المحتملة بين الدقائق و بالتالي زيادة عدد التصادمات الفعالة مما يؤدي إلى زيادة في عدد التصادمات.



تحترق الشمعة بسرعة أكبر؛ لأن الوعاء يحتوي على أكسجين تركيزه 100% تقريباً.



يبلغ تركيز الأكسجين في الهواء حول الشمعة 20% تقريباً.

المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

مساحة السطح

❖ كلما كانت مساحة السطح المعرض للتفاعل أكبر ، كان عدد التصادمات أعلى و بالتالي عدد التصادمات الفعالة أعلى فتزداد سرعة التفاعل. فمثلا سرعة تفاعل محلول الخل مع مسحوق الطباشير أسرع من سرعة تفاعل محلول الخل مع قطعة من الطباشير لها نفس وزن مسحوق الطباشير.



توفر مساحة سطح سلك تنظيف الأواني المعدنية الكبيرة عددًا أكبر من الاصطدامات بين الأكسجين والفلز.

المستوى

3

مقررات

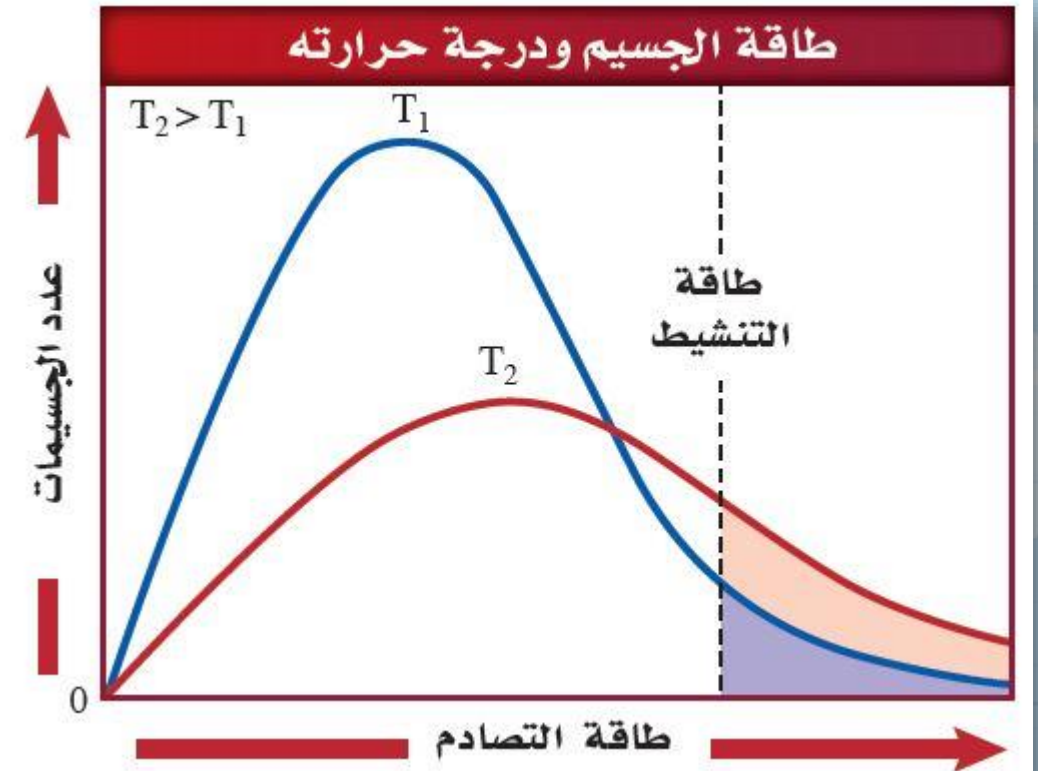
المستوى

5

فصلي

درجة الحرارة

❖ كلما **زادت** درجة الحرارة **زاد** متوسط الطاقة الحركية للجزيئات **فتزداد** طاقة التنشيط الخاصة بها و بالتالي **تزداد** عدد التصادمات الفعالة مما يؤدي إلى زيادة في سرعة التفاعل الكيميائي.

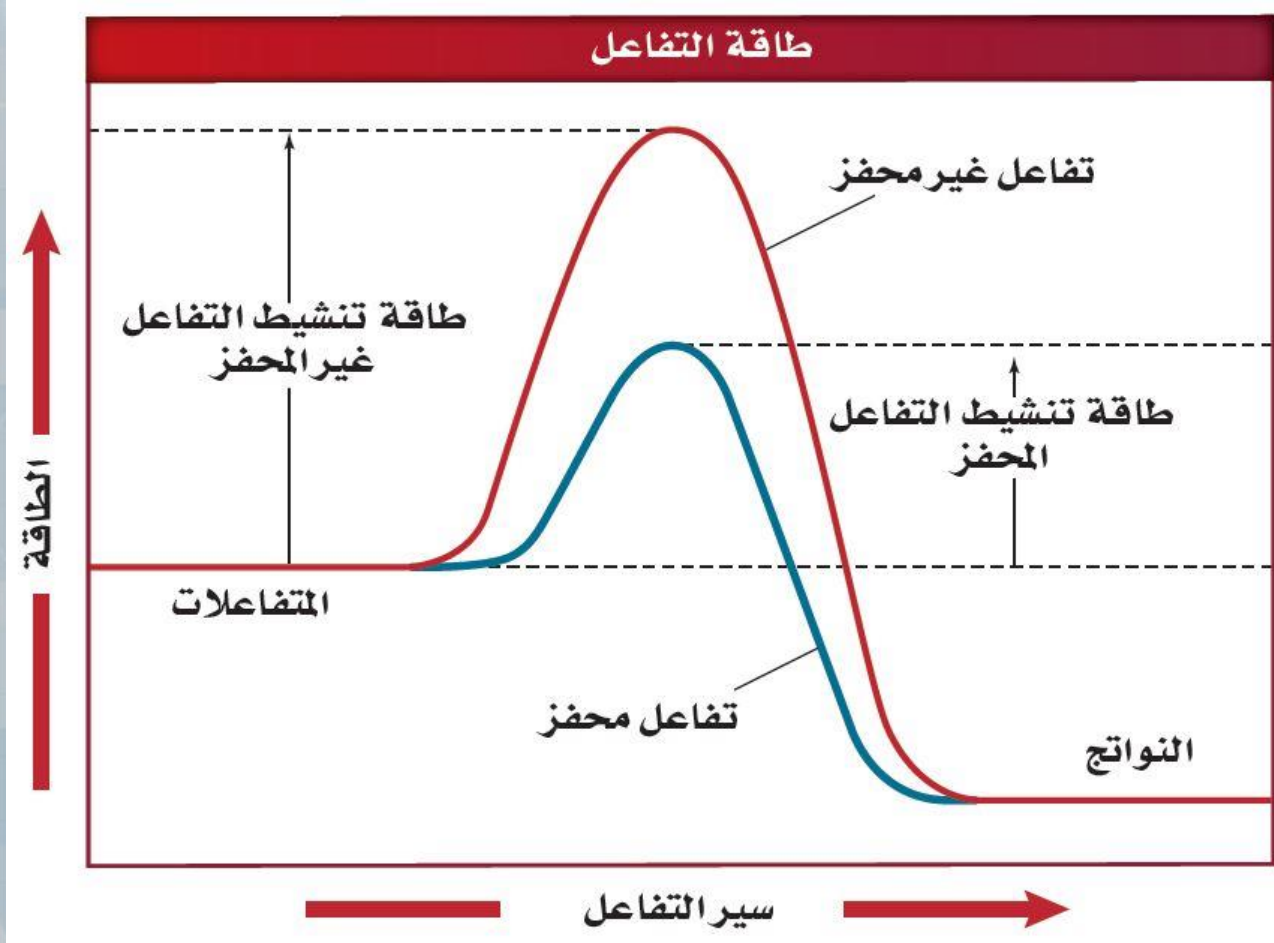


المحفزات و المثبطات

❖ إضافة المحفزات تعمل على زيادة سرعة التفاعل دون أن تستهلك في التفاعل.

❖ يعمل المحفز على إيجاد مسار بديل للتفاعل بحيث تكون طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل بوجود المحفز أقل منها في حالة التفاعل بدون المحفز.

❖ تعمل المثبطات على إبطاء سرعة التفاعل، و البعض منها يوقف التفاعل تماما.



المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

3-3: قوانين سرعة التفاعل

كتابة قوانين سرعة التفاعلات

❖ قانون سرعة التفاعل : معادلة يعبر عن العلاقة بين سرعة التفاعل الكيميائي و تركيز المواد المتفاعلة. فمثلا للتفاعل التالي : $A \rightarrow B$ فإن قانون سرعة التفاعل يكتب كما يلي:

$$R = k[A]$$

R يمثل سرعة التفاعل، [A] تركيز المادة المتفاعلة، بينما k هو ثابت سرعة التفاعل

يعبر عن سرعة التفاعل بخطوة واحدة بحاصل ضرب كمية ثابتة في تركيز المادة المتفاعلة.

❖ الرمز k قيمة عددية ثابت تسمى **ثابت سرعة التفاعل**.

❖ كلما كانت **قيمة k أكبر** كان التفاعل **أسرع** و العكس صحيح.

❖ ترتبط قيمة k بتركيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة معينة.

❖ إن k قيمة محددة لكل تفاعل، وله وحدات قياس مختلفة مثل: $L^2/mol^2.s$ ، أو $L/mol.s$ ، أو s^{-1} .

قوانين سرعة التفاعل من الرتبة الأولى ❖ عند دراستنا للمعادلة التالية:

$$R=k[A]$$

❖ فإنه يفهم ضمناً أن التعبير $[A]$ يقصد به $[A]^1$. أي أن المعادلة أعلاه بالأصل كانت كما يأتي:

$$R=k[A]^1$$

❖ يعرف الرقم العلوي الذي يمثل الأس للمادة المتفاعلة A بـ **رتبة التفاعل**.

❖ يتم تحديد سرعة التفاعل من **البيانات التجريبية**. فرتبة التفاعل تحدد تجريبياً أيضاً.

❖ يعبر عن قانون سرعة تفاعل تحلل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 بالمعادلة التالية:

$$R=k[H_2O_2]$$

❖ سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع تركيز H_2O_2 مرفوعة إلى الأس 1.

❖ هذا التفاعل من الرتبة الأولى أي أن إذا انخفض تركيز H_2O_2 إلى النصف فإن سرعة التفاعل ستخفض أيضاً بمقدار النصف.

المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

قوانين سرعة التفاعل لرتب أخرى

- ❖ الرتبة الكلية للتفاعل الكيميائي هي ناتج جمع رتب المواد المتفاعلة في التفاعل الكيميائي.
- ❖ الكثير من التفاعلات وبخاصة تلك التي تحتوي على أكثر من مادة متفاعلة ليست من الرتبة الأولى.
- ❖ للتفاعل التالي: نواتج $aA + bB \rightarrow$ حيث a و b معاملات المواد المتفاعلة
- ❖ الشكل العام لسرعة التفاعل يكتب على النحو الآتي:

القانون العام لسرعة التفاعل

$$R = k[A]^m[B]^n$$

حيث $[A]$ و $[B]$ يمثلان تراكيز المواد

المتفاعلة، و m و n يمثلان رتب التفاعل.

سرعة التفاعل تساوي حاصل ضرب ثابت سرعة التفاعل في تراكيز المواد المتفاعلة كل منها مرفوع للأس (الرتبة) التي يتم تحديدها تجريبياً.

المستوى

3

مقررات

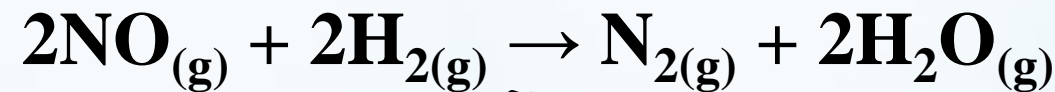
المستوى

5

فصلي

تابع قوانين سرعة التفاعل لترتب أخرى

❖ للمعادلة الكيميائية التالية :



فإن قانون سرعة التفاعل يمكن كتابته على النحو الآتي

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

و هنا نلاحظ أن سرعة التفاعل تعتمد على تركيز المواد المتفاعلة حيث إذا تضاعف تركيز NO مرتين فإن سرعة التفاعل سوف تتضاعف أربعة مرات، فإذا تضاعف تركيز H₂ مرة واحدة فإن سرعة التفاعل سوف تتضاعف مرة واحدة.

❖ يوصف التفاعل بأنه من الرتبة الثانية بالنسبة لـ NO، ومن الرتبة الأولى بالنسبة لـ H₂، وبذلك يكون التفاعل من الرتبة الثالثة.

❖ الرتبة الكلية للتفاعل هي مجموع الرتب لكل مادة متفاعلة (مجموع الأسس)، الذي هو:

$$2+1=3$$

تحديد رتبة التفاعل

- ❖ تحدد رتبة التفاعل من خلال مقارنات السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد المتفاعلة.
- ❖ لتحديد رتبة التفاعل لكل مادة متفاعلة و بالتالي الرتبة الكلية للتفاعل الآتي



- ❖ علما بأن بيانات السرعات الابتدائية للتفاعل كما يلي:

| بيانات السرعات الابتدائية للتفاعل نواتج $aA + bB \rightarrow$ | | | الجدول 3-2 |
|--|------------------------------|--------------------------------|------------|
| التركيز الابتدائي [B] (M) | التركيز الابتدائي [A] (M) | السرعة الابتدائية mol/l · s | المحاولة |
| 0.100 | 0.100 | 2.00×10^{-3} | 1 |
| 0.100 | 0.200 | 4.00×10^{-3} | 2 |
| 0.200 | 0.200 | 16.00×10^{-3} | 3 |

المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

تابع تحديد رتبة التفاعل

❖ حساب رتبة التفاعل بالنسبة للمادة : **A**

١ - نختار التجريبتين اللتين حدث فيهما تغيير في تركيز **A** على أن يكون فيهما تركيز **B** ثابتا ، و في هذه الحالة التجريبتين هما ١ و ٢ .

٢ - ندرس معدل سرعة التفاعل في كلا التجريبتين السابقتين حيث نلاحظ أن معدل سرعة التفاعل في التجربة رقم ١ و الذي يساوي (2.00×10^{-3}) قد تضاعف في التجربة رقم 2 و أصبح (4.00×10^{-3}) ، و عليه فإنه رتبة التفاعل بالنسبة للمادة **A** تساوي ١ .

❖ حساب رتبة التفاعل بالنسبة للمادة : **B**

١ - نختار التجريبتين اللتين حدث فيهما تغيير في تركيز **B** على أن يكون فيهما تركيز **A** ثابتا ، و في هذه الحالة التجريبتين هما 2 و 3 .

المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

تابع تحديد رتبة التفاعل

المستوى

3

مقررات

المستوى

5

فصلي

٢ - ندرس معدل سرعة التفاعل في كلا التجريبتين السابقتين حيث نلاحظ أن معدل سرعة التفاعل في التجربة رقم 2 و الذي يساوي (4.00×10^{-3}) قد تضاعف أربع مرات في التجربة رقم 3 و أصبح (16.00×10^{-3}) و عليه، فإنه رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B تساوي 2 .

❖ رتبة التفاعل الكلية يساوي مجموع الرتب بالنسبة للمواد المتفاعلة = $1 + 2 = 3$.