

# ٣

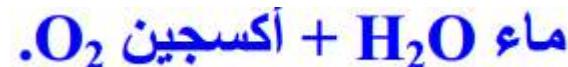
## سرعة التفاعلات الكيميائية

### تجربة استخلاص

كيف يمكن زيادة سرعة التفاعل؟

#### التحليل

١. حدد المواد الناتجة عن تحلل فوق أكسيد الهيدروجين.



٢. فسر لماذا ظهرت الفقاعات في الخطوة رقم ٤، ولم تظهر في الخطوة رقم ٣؟

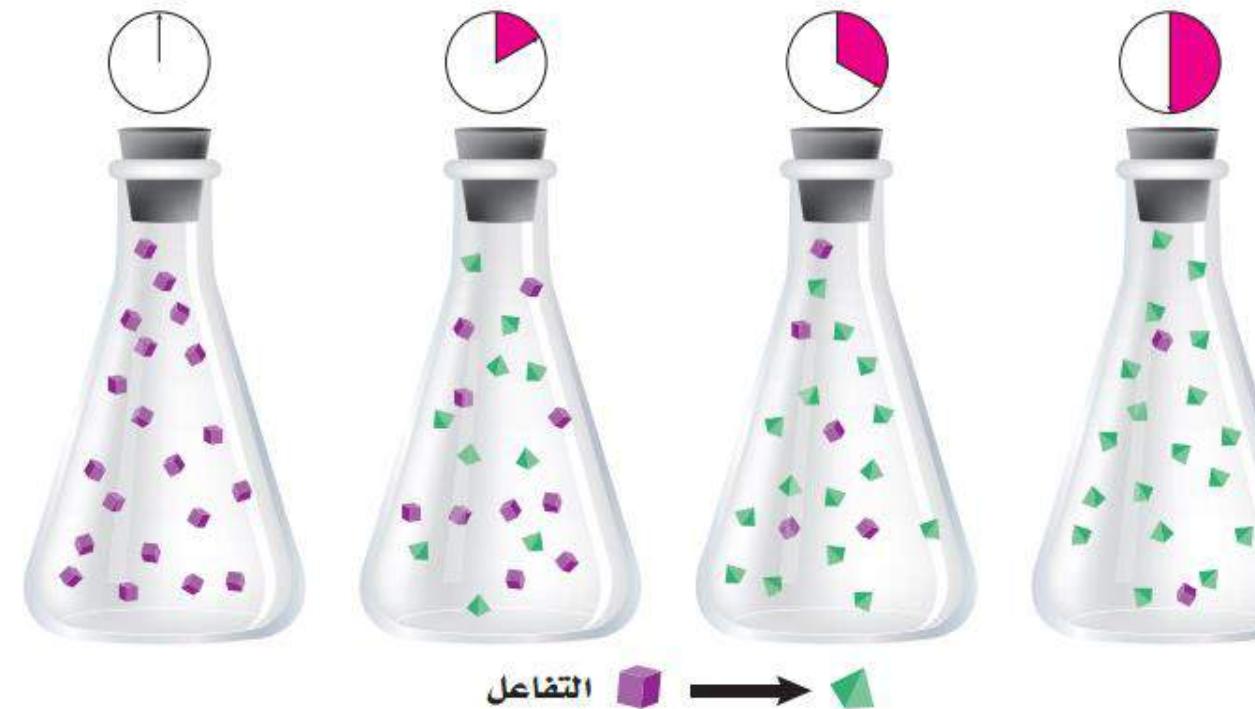
ظهرت فقاعات في الخطوة رقم ٤ لأنها حدث تحلل لفوق أكسيد الهيدروجين إلى الماء والأكسجين، أما في الخطوة رقم ٣ فلم يحدث ذلك.

**استقصاء** ماذا يحدث إذا قمت بإضافة كمية أكبر أو أقل من الخميرة؟ وماذا يحدث لو لم يتم مزج المخلوط؟ صمم تجربة لاختبار أحد هذه المتغيرات.

- كرر الخطوة ، ولكن استخدم كتل مختلفة من الخميرة:  $1.5\text{g}$ ,  $0.5\text{g}$ ,  $0.25\text{g}$ ,  $2.0\text{g}$ . وسجل الملاحظات، وقارن بينها.
- كرر الخطوة السابقة ولكن بدون تحريك المخلوط، وسجل الملاحظات، وقارن بين النتائج.

## 3-1 نظرية التصادم وسرعة التفاعل الكيميائي

**الشكل 2-3** تتحول المواد المتفاعلة مع مرور الزمن إلى مواد ناتجة. ويمكن التعبير عن سرعة التفاعل الكيميائي بالتغيير في عدد مولات المواد المتفاعلة أو الناتجة خلال فترة محددة من الزمن.  
احسب سرعة التغيير لكل فترة من الزمن.



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

باعتبار التغير في كمية المادة الناتجة:

$$1 \text{ particles/s} = \frac{10 \text{ particles}}{10 \text{ s}} = \frac{(10-0) \text{ particles}}{10 \text{ s} - 0 \text{ s}}$$

$$0.5 \text{ particles/s} = \frac{5 \text{ particles}}{10 \text{ s}} = \frac{(15-10) \text{ particles}}{20 \text{ s} - 10 \text{ s}}$$

$$0.3 \text{ particles/s} = \frac{3 \text{ particles}}{10 \text{ s}} = \frac{(18-15) \text{ particles}}{30 \text{ s} - 20 \text{ s}}$$

استعمل البيانات الموجودة في الجدول أدناه لحساب متوسط سرعة التفاعل :

بيانات التجربة للتفاعل $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$			
[HCl]	[Cl <sub>2</sub> ]	[H <sub>2</sub> ]	الزمن s
0.000	0.050	0.030	0.00
	0.040	0.020	4.00

1. احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً عنه بعدد مولات H<sub>2</sub> المستهلكة لكل لتر في كل ثانية.

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = -\frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{[H_2]_{t_2} - [H_2]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} =$$

$$2.5 \times 10^{-3} \text{ mol/L.s} = \frac{0.020 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0.030 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{4.00 \text{s} - 0.00 \text{s}} =$$

2. احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً عنه بعدد مولات  $\text{Cl}_2$  المستهلكة لكل لتر في كل ثانية

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{[\text{Cl}_2]_{t_2} - [\text{Cl}_2]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta [\text{Cl}_2]}{\Delta t} =$$

$$2.5 \times 10^{-3} \text{ mol/L.s} = \frac{0.040 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0.050 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{4.00 \text{s} - 0.00 \text{s}} =$$

3. تحفيز إذا علمت أن متوسط سرعة التفاعل لحمض الهيدروكلوريك  $\text{HCl}$  الناتج هو  $0.050 \text{ mol/L.s}$ ، فما تركيز  $\text{HCl}$  الذي يتكون بعد مرور  $4.00 \text{ s}$ ؟

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{المواد الناتجة}]}{\Delta t} = \frac{\Delta [\text{HCl}]}{\Delta t}$$

$$[\text{HCl}]_{t_1} + ((t_2 - t_1) \times \text{متوسط سرعة التفاعل}) = [\text{HCl}]_{t_2}$$

$$0.00 \text{ mol/L} + ((4.00 \text{ s} - 0.00 \text{ s}) \times 0.050 \text{ mol/L.s}) =$$

$$0.2 \text{ mol/L} =$$

 **ماذا قرأت؟** توقع لماذا يجب حدوث اصطدامات بين الجسيمات لحدوث التفاعل.

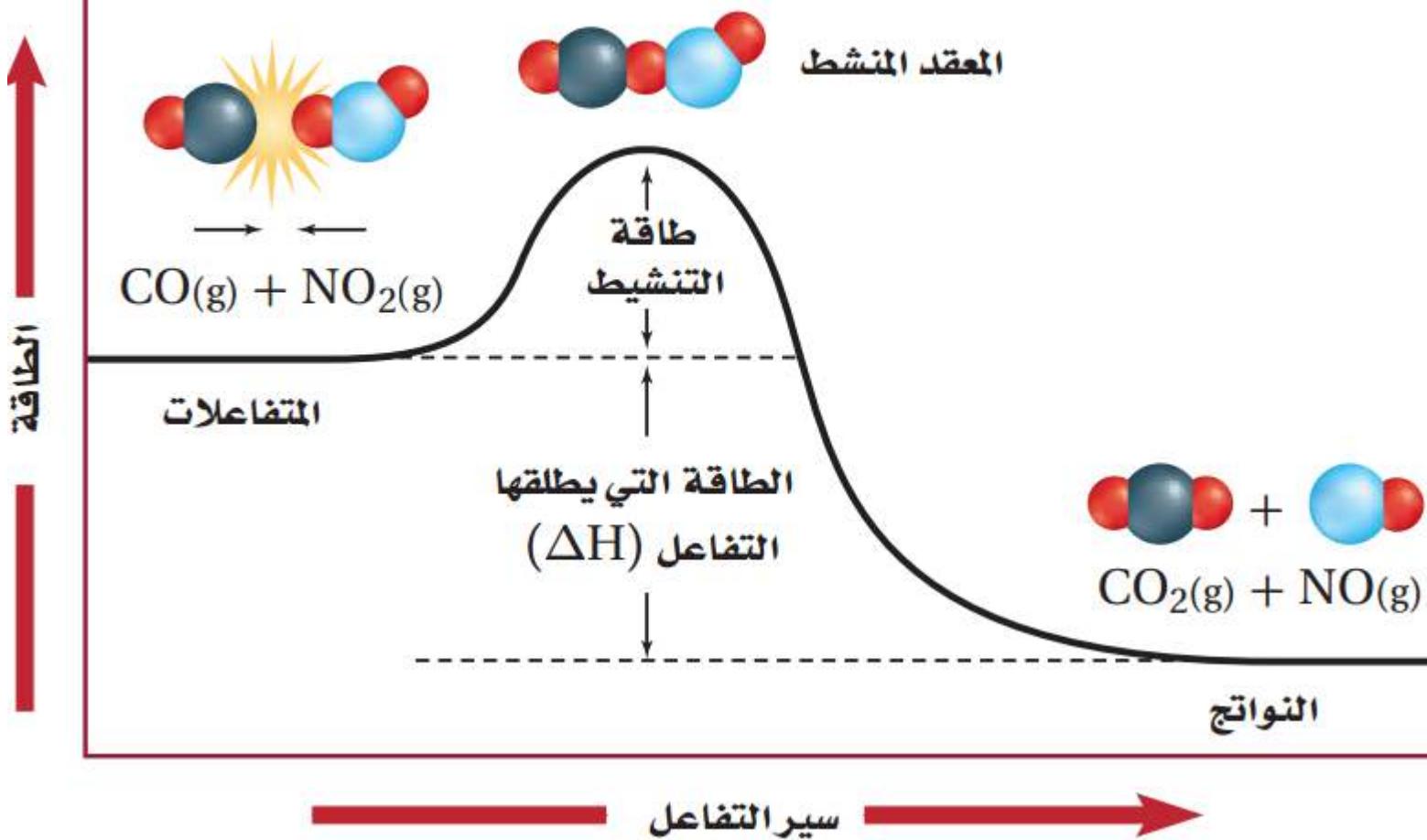
لأن المواد الناتجة من التفاعل لا يمكن أن تنتج إلا إذا حدث تصادم بين جسيمات المواد المتفاعلة وفق ظروف معينة، وهي: أن تتلامس الجسيمات المتفاعلة في الاتجاه الصحيح، وأن يكون لها طاقة كافية لتكوين المعقد النشط.

**الشكل 3-5** عندما يحدث تفاعل طارد للحرارة تصطدم الجزيئات التي لها طاقة كافية فتكون المعقد المنشط وتطلق طاقة، وتكون نواتج ذات محتوى طاقة أقل من المواد المتفاعلة.

### اختبار الرسم البياني

فسركيف يمكنك أن تعرف من خلال الرسم ما إذا كان التفاعل طارداً للحرارة.

## طاقة التفاعل

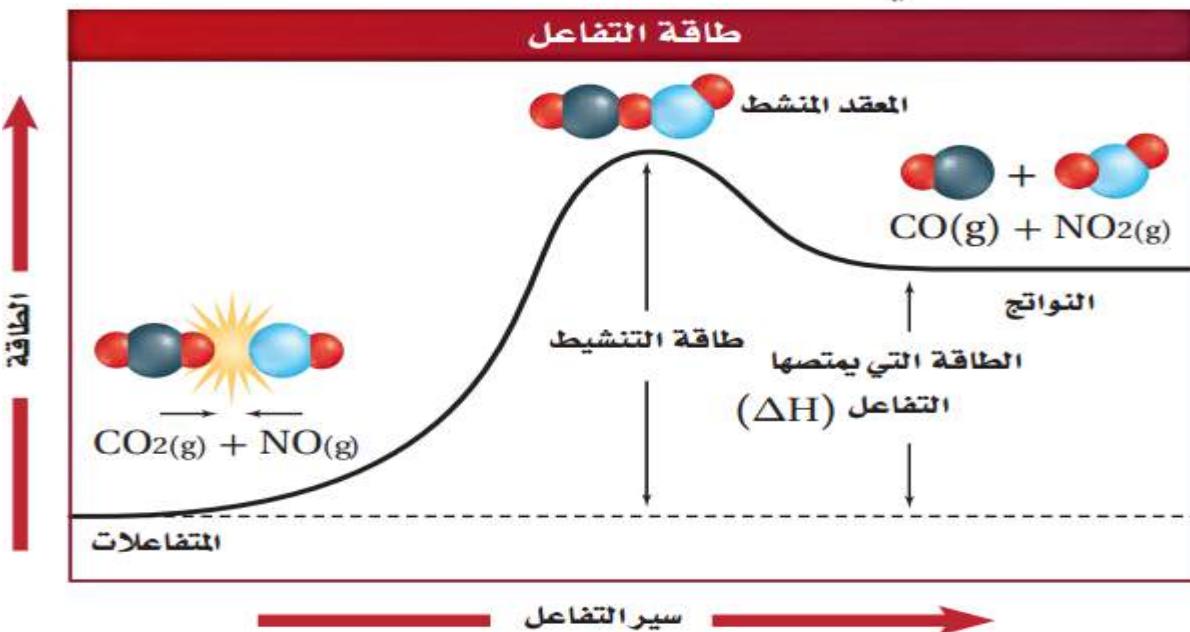


من خلال الرسم البياني، إذا كانت طاقة النواتج أقل من طاقة المتفاعلات يكون التفاعل طارداً للحرارة.

**الشكل 6-3** تكون طاقة جزيئات المواد المتفاعلة في التفاعل العكسي الماصل للحرارة أقل من طاقة النواتج. ولكي يحدث التفاعل يجب أن تمتلك المواد المتفاعلة طاقة لتنقلب على طاقة التنشيط وتكون نواتج ذات طاقة عالية.

### اختبار الرسم البياني

قارن بين طاقتى التنشيط، للتفاعلين الأمامي والعكسي؟



طاقة التنشيط لتفاعل العكسي أعلى من طاقة التنشيط لتفاعل الأمامي.

## مختبر حل المشكلات

### التفكير الناقد

1. احسب متوسط سرعة التفاعل خلال كل فترة زمنية:  
(0 - 20 min), (20 - 40 min), (40 - 60 min), (60 - 80 min), (80 - 100 min)  
عبر عن سرعة التفاعل في كل فترة بقيمة موجبة،  
وبوحدة  $\text{mol/L}\cdot\text{s}$  من  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

[ $\text{N}_2\text{O}_5$ ]	الزمن (min)
0.01756	0
0.00933	20.0
0.00531	40.0
0.00295	60.0
0.00167	80.0
0.00094	100.0

(0 – 20 min)

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{[N_2O_5]_{t_2} - [N_2O_5]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta [N_2O_5]}{\Delta t} =$$

$$\frac{0.00933 \frac{mol}{L} - 0.01756 \frac{mol}{L}}{20 \text{ min} - 0 \text{ min}} =$$

$$4.115 \times 10^{-4} \text{ mol/L.min} =$$

باستخدام العلاقة: 1 min = 60 s

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = 4.115 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L.min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} =$$
$$6.858 \times 10^{-6} \text{ mol/L.s} =$$

(40 – 60 min)

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{[N_2O_5]_{t_2} - [N_2O_5]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta [N_2O_5]}{\Delta t} =$$

$$\frac{0.00295 \frac{mol}{L} - 0.00531 \frac{mol}{L}}{60 min - 40 min} =$$

$$1.18 \times 10^{-4} \text{ mol/L.min} =$$

باستخدام العلاقة:  $1 \text{ min} = 60 \text{ s}$

$$1.18 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{l.min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = \text{متوسط سرعة التفاعل} =$$

$$1.967 \times 10^{-6} \text{ mol/L.s} =$$

$(80 - 100 \text{ min})$

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{[N_2O_5]_{t_2} - [N_2O_5]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta [N_2O_5]}{\Delta t} =$$

$$\frac{0.00094 \frac{mol}{L} - 0.00167 \frac{mol}{L}}{100 min - 80 min} =$$

$$36.5 \times 10^{-6} \text{ mol/L.min} =$$

باستخدام العلاقة:  $1 \text{ min} = 60 \text{ s}$

$$36.5 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} = \\ 6.083 \times 10^{-7} \text{ mol/L.s} =$$

2. أحسب متوسط سرعة التفاعل خلال كل فترة زمنية بعدد مولات  $\text{NO}_2$  الناتجة لكل لتر في الدقيقة ( $\text{mol/L.s}$ ) واستعمل المعادلة الكيميائية لتفسير العلاقة بين السرعات المحسوبة في هذا السؤال، وتلك المحسوبة في السؤال 1.

من المعادلة الكيميائية الموزونة للتفاعل نجد أن: عدد مولات  $\text{NO}_2$  الناتجة = ضعف عدد مولات  $\text{N}_2\text{O}_5$  المُتحللة.

$$\Delta[\text{NO}_2] = 2\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]$$

أي أن متوسط سرعة التفاعل عند كل فترة زمنية معبراً عنها بعدد مولات  $\text{NO}_2$  لكل لتر في الثانية = ضعف متوسط سرعة التفاعل عند كل فترة زمنية معبراً عنها

بعض مولات  $N_2O_5$  لكل لتر في الثانية.

(0 – 20 min)

متوسط سرعة التفاعل =  $2 \times 4.115 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$

$$8.23 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} =$$

باستخدام العلاقة: 1 min = 60 s

متوسط سرعة التفاعل =  $8.23 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}}$

$$1.372 \times 10^{-5} \text{ mol/L}\cdot\text{s} =$$

(40 – 60 min)

متوسط سرعة التفاعل =  $2 \times 1.18 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$

$$2.36 \times 10^{-4} \text{ mol/L}\cdot\text{min} =$$

باستخدام العلاقة: 1 min = 60 s

متوسط سرعة التفاعل =  $2.36 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}}$

$$3.933 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} =$$

(80 – 100 min)

متوسط سرعة التفاعل =  $2 \times 36.5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min}$

$$73 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{min} =$$

باستخدام العلاقة: 1 min = 60 s

$$73 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{min}} \times \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} =$$

$$1.217 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s} =$$

3. فسر البيانات والنتائج التي توصلت إليها، ثم استعملها في وصف كيفية تغير سرعة تحلل  $\text{N}_2\text{O}_5$  خلال الزمن.

- مع مرور الزمن يتناقص تركيز  $\text{N}_2\text{O}_5$  في الهواء نتيجة تحلله إلى  $\text{NO}_2$  و  $\text{O}_2$ ، ويرافق هذا التناقص في التركيز تناقص في متوسط سرعة تحلله، لأن عدد التصادمات بين الجزيئات المُتفاعلة أصبح أقل.

- نقصان تركيز  $\text{N}_2\text{O}_5$  يُقابل زيادة في تركيز كل من  $\text{NO}_2$  و  $\text{O}_2$  في الهواء، ويكون تركيز  $\text{NO}_2$  الناتج = ضعف تركيز  $\text{N}_2\text{O}_5$  المُتحلل، وتركيز  $\text{O}_2$  الناتج = نصف تركيز  $\text{N}_2\text{O}_5$  المُتحلل كما توضّح معادلة التفاعل.

- يقل متوسط سرعة تكون كل من  $\text{NO}_2$  و  $\text{O}_2$  مع الزمن لأن عدد التصادمات بين الجزيئات المُتفاولة أصبح أقل.
- يكون متوسط سرعة تكون  $\text{NO}_2$  عند أي فترة زمنية ضعف متوسط سرعة تحلل  $\text{N}_2\text{O}_5$ ، ويكون متوسط سرعة تكون  $\text{O}_2$  عند أي فترة زمنية نصف متوسط سرعة تحلل  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

4. طبق نظرية التصادم لتفسير سبب تغير سرعة التفاعل.

عندما يكون تركيز المتفاعلات كبير فإن عدد الجسيمات يكون كبير وذلك يوفر عدد كبير من التصادمات، وبالتالي يكون احتمال تكون النواتج كبير، وبمرور الزمن يقل تركيز المتفاعلات مما يُقلل من عدد الجسيمات ويُقلل من عدد التصادمات، وبالتالي يقل مُعدل تكون النواتج وهذا ما يفسّر نقصان متوسط سرعة التفاعل مع مرور الزمن.

## 4. الفكرة الرئيسة

جد العلاقة بين نظرية التصادم وسرعة التفاعل.

تنص نظرية التصادم على حتمية اصطدام الذرات والأيونات والجزيئات بعضها البعض لكي يتم التفاعل، وعندما يكون عدد قليل من هذه الاصطدامات له طاقة كافية لحدوث التفاعل تكون سرعة التفاعل بطيئة أما إذا كانت عدد الاصطدامات التي بها الطاقة الكافية لحدوث التفاعل كبيراً فإن سرعة التفاعل تكون كبيرة.

## 5. فَسّر علام تدل سرعة التفاعل لتفاعل كيميائي محدد؟

تدل سرعة التفاعل الكيميائي لتفاعل كيميائي محدد على مقدار التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن.

## 6. قارن بين تركيز المواد المتفاعلة والمواد الناتجة خلال فترة التفاعل (على افتراض عدم إضافة أي مادة جديدة).

أثناء التفاعل يقل تركيز المواد المتفاعلة، بينما يزداد تركيز المواد الناتجة.

7. فسر لماذا يعتمد متوسط سرعة التفاعل على طول الفترة الزمنية اللازمة لحدوث التفاعل؟

لأن سرعة التفاعل تعبر عن تركيز المواد المتفاعلة في وحدة الزمن.

8. صُف العلاقة بين طاقة التنشيط وسرعة التفاعل الكيميائي.

عندما تكون قيمة  $E_a$  عالية فهذا يعني أن هناك عدداً قليلاً من الاصطدامات له طاقة كافية لتكوين المعقد النشط، ومن ثم تكون سرعة التفاعل بطيئة. أما إذا كانت  $E_a$  منخفضة فهذا يعني أن هناك عدداً كبيراً من الاصطدامات التي لها طاقة كافية لحدث التفاعل، لذا يكون التفاعل أسرع.

9. لِخُص ماذا يحدث خلال فترة تكون المعقد المنشط القصير؟

المعقد النشط هو حالة غير مستقرة من تجمع الذرات، يحدث خلاله تكسير الروابط وتكون روابط جديدة. ونتيجة لذلك قد يؤدي المعقد النشط إلى تكوين المواد الناتجة، أو يتكسر لتكون المواد المتفاعلة مرة أخرى.

**10. طبق نظرية التصادم لتفسر لماذا لا تؤدي الاصطدامات بين جسيمات التفاعل دائمًا إلى تفاعل؟**

- قد تتصادم الجزيئات بشكل غير مناسب فلا تتلامس الذرات المراد تلامسها لحدوث التفاعل فترتد الجزيئات دون تكوين روابط.
- قد لا يؤدي التصادم إلى تفاعل لعدم توافر طاقة كافية لحدوث التفاعل.

**لابد أن يكون التصادم في الاتجاه المناسب ويمتلك الطاقة الكافية لتكوين المعقد النشط.**

**11. احسب متوسط سرعة التفاعل بين جزيئات A و B إذا تغير تركيز A من 1.00 M إلى 0.5 M خلال 2.00 s.**

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{[A]_{t_2} - [A]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta A}{\Delta t} =$$

$$0.250 \text{ mol/L.s} = \frac{0.5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 1.00 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{2.00 \text{ s}} =$$

## 3-2 العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي



شريط خارصين في محلول نترات الفضة



شريط نحاس في محلول نترات الفضة

الشكل 3-7 الخارصين أنشط من النحاس، لذلك يتفاعل مع نترات الفضة أسرع من تفاعل النحاس.

اكتب المعادلات الكيميائية الموزونة التي تمثل التفاعلات الظاهرة في الشكل.





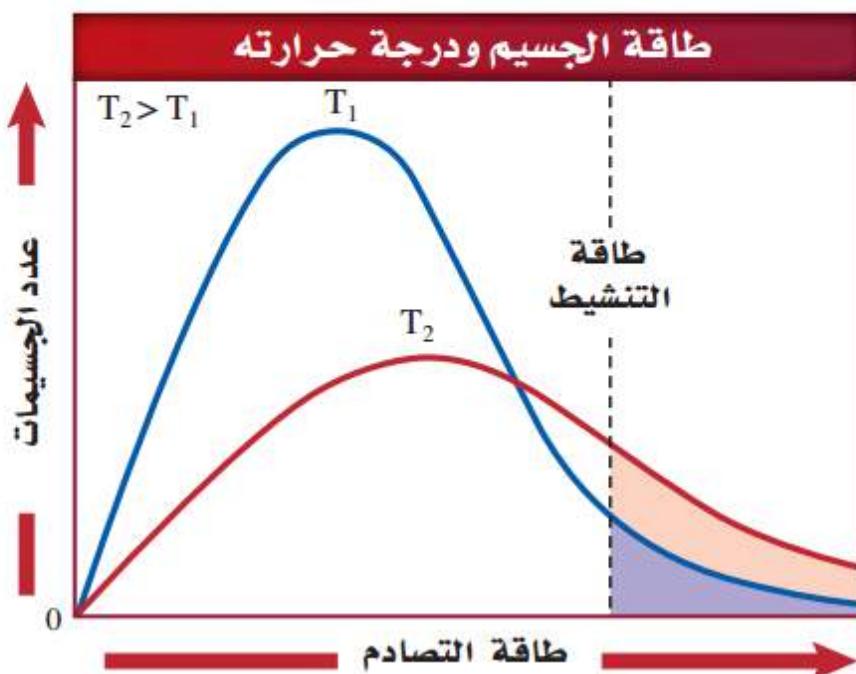
**ماذا قرأت؟** توقع ماذا يحدث لسرعة التفاعل إذا زاد تركيز المادة A؟

**تزداد سرعة التفاعل؛ بسبب زيادة عدد الاصطدامات بين جزيئات A و B بزيادة تركيز المادة A.**

**اختبار الرسم البياني** حدد السرعة النسبية للتفاعل عند درجة حرارة 325 K



**الشكل 10-3** يؤدي الارتفاع في درجة الحرارة إلى زيادة الطاقة الحركية للجسيمات، وبالتالي زيادة عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط، وهذا يؤدي إلى زيادة عدد الاصطدامات وزيادة سرعة التفاعل. إضافة إلى ذلك فإن للكثير من الاصطدامات طاقة كافية للتغلب على طاقة التنشيط، لذا تؤدي إلى التفاعل.





## دراسة العلاقة بين سرعة التفاعل ودرجة الحرارة

3. صُفِّ العلاقة بين سرعة التفاعل ودرجة الحرارة لهذا التفاعل.

تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة.

4. توقع سرعة التفاعل لو تم إجراؤه عند درجة حرارة  $40^{\circ}\text{C}$ ، وفسر الأسس التي اعتمدت عليها في توقعك. وللتأكد من توقعك كرر التجربة عند  $40^{\circ}\text{C}$  باستعمال قطعة أخرى من القرص الفوار.

سرعة التفاعل عند  $40^{\circ}\text{C}$  تكون أكبر منها عند  $25^{\circ}\text{C}$  وأقل منها عند  $50^{\circ}\text{C}$ ؛ لأن زيادة درجة الحرارة يزيد من متوسط الطاقة الحركية للجسيمات التي تتكون منها

المادة. ولهذا السبب تتصادم الجزيئات على نحو أكثر فيكون متوسط سرعة التفاعل أكبر.

### التقويم 3-2

12. الفكرة **الرئيسة** وضح سبب سرعة تفاعل فلز الماغنيسيوم مع حمض الهايدروكلوريك  $HCl$  مقارنة بالحديد.

لأن فلز الماغنيسيوم أنشط كيميائياً من الحديد.

13. فسر تأثير التركيز في سرعة التفاعل حسب نظرية التصادم؟

13. يؤثر تركيز المواد المتفاعلة في عدد التصادمات بين الجزيئات واللازمة لحدوث التفاعل، فكلما زاد تركيز المواد المتفاعلة تزداد عدد التصادمات بين الجزيئات لازدياد عدد جزيئات المواد المتفاعلة مما يؤدي إلى سرعة التفاعل الكيميائي.

14. قارن بين المحفزات والمثبتات.

٤. المحفزات تعمل على زيادة سرعة التفاعل الكيميائي، أما المثبطات فتعمل على إبطاء سرعة التفاعل الكيميائي أو تحول دون حدوثه على الإطلاق.

٥. صف تأثير طحن إحدى المواد الداخلة في التفاعل على شكل مسحوق بدلًا من وضعها قطعة واحدة - في سرعة التفاعل.

٦. عند طحن إحدى المواد الداخلة في التفاعل على شكل مسحوق تزداد مساحة سطح التفاعل مما يزيد من عدد الاصطدامات بين الجسيمات المتفاعلة فتزداد سرعة التفاعل.

٧. استنتج إذا كانت زيادة درجة حرارة التفاعل بمقدار  $K\ 10$  يؤدي إلى تضاعف سرعة التفاعل، فماذا تتوقع أن يكون أثر زيادة درجة الحرارة بمقدار  $K\ 20$ ؟

٨. من المتوقع أن زيادة درجة حرارة التفاعل بمقدار  $K\ 20$  يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل بمقدار أربعة أضعاف.

17. ابحث في كيفية استعمال المحفزات في الصناعة، أو الزراعة، أو في معالجة التربة الملوثة، أو النفايات، أو الماء الملوث. اكتب تقريراً قصيراً يلخص التائج التي حصلت عليها حول دور المحفزات في أحد هذه التطبيقات.

متروك للطالب.

## قوانين سرعة التفاعل الكيميائي

3-3

**ماذا قرأت؟** استنتاج إذا كانت رتبة المادة المتفاعلة في تفاعل كيميائي من الرتبة الأولى، فكيف تغير سرعة التفاعل إذا تضاعف تركيز المادة المتفاعلة ثلاثة أضعاف؟  
ستتضاعف سرعة التفاعل بمقدار ثلث أضعاف.

**ماذا قرأت؟** اشرح كيف يمكنك تحديد الرتبة الكلية للتفاعل من معادلة سرعة التفاعل؟  
يمكن تحديد الرتبة الكلية للتفاعل من معادلة سرعة التفاعل، عن طريق جمع رتب المواد المتفاعلة.

18. اكتب معادلة قانون سرعة التفاعل  $aA \rightarrow bB$  إذا كان تفاعل المادة A من الرتبة الثالثة.

$$R = k[A]^3$$

19. إذا علمت أن التفاعل  $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$  من الرتبة الأولى للأكسجين، والرتبة الكلية للتفاعل هي الرتبة الثالثة، فما القانون العام لسرعة التفاعل؟

القانون العام لسرعة التفاعل:  $R = k[A]^m[B]^n$

القانون العام لسرعة التفاعل  $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$  هو:

$$R = k[NO]^m[O_2]^n$$

الرتبة الكلية للتفاعل =  $n + m = 3$

$$n = 1$$

$$m = 3 - n = 3 - 1 = 2$$

القانون العام لسرعة التفاعل هو:  $R = k[NO]^2 [O_2]$

20. في ضوء البيانات التجريبية الواردة في الجدول الآتي، حدد قانون سرعة التفاعل: نواتج  $\rightarrow aA + bB$  (ملاحظة: أي رقم مرفوع إلى القوة صفر يساوي 1. على سبيل المثال:  $1 = 1^0$  و  $1 = (0.22)^0$ )

### بيانات تجريبية

رقم المحاولة	التركيز الابتدائي [A](M)	التركيز الابتدائي [B](M)	السرعة الابتدائية mol/(l·s)
1	0.100	0.100	$2.00 \times 10^{-3}$
2	0.200	0.100	$2.00 \times 10^{-3}$
3	0.200	0.200	$4.00 \times 10^{-3}$

القانون العام لسرعة التفاعل:  $R = k[A]^m[B]^n$

من خلال الجدول نجد ما يلي:

عند ثبوت تركيز المادة A وتضاعف المادة B مرة واحدة فإن السرعة الابتدائية لا تتغير.

$$m = 2^m = 1$$

أما عند ثبوت تركيز المادة B وتضاعف تركيز المادة A مرة واحدة فإن السرعة الابتدائية أيضاً تتضاعف مرة واحدة وهذا يعني أن رتبة التفاعل من الدرجة الأولى.

$$n = 2^n = 2$$

قانون سرعة التفاعل هو:  $R = k[A]^0[B]^1 = k[B]$

يمكن حساب قيمة k بالتعويض بقيم R و [B] لأحد المحاوالت.

$$k = \frac{R}{[B]^1} = \frac{(2.00 \times 10^{-3}) \frac{mol}{L.s}}{(0.100 mol/L)^1} = 0.020 s^{-1}$$

قانون سرعة التفاعل هو:  $R = 0.02 [B]$

- . 21. تحفيز إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل:  $R = k[CH_3CHO]^2$  هو:  $CH_3CHO_{(g)} \rightarrow CH_{4(g)} + CO_{(g)}$  فاستعمل هذه المعلومات لتعبئه البيانات المفقودة في الجدول الآتي:

بيانات تجريبية		
السرعة الابتدائية (mol/(l.s))	التركيز الابتدائي [A](M)	رقم المحاولة
$2.70 \times 10^{-11}$	$2.00 \times 10^{-3}$	1
$10.8 \times 10^{-11}$	$4.00 \times 10^{-3}$	2
	$8.00 \times 10^{-3}$	3

$$R = k[CH_3CHO]^2$$

$$k = \frac{R}{[CH_3CHO]^2} = \frac{(2.7 \times 10^{-11}) \frac{mol}{L.s}}{(2.00 \times 10^{-3} mol/L)^2} = 6.75 \times 10^{-6} L/mol.s$$

بالتقسيم بثابت سرعة التفاعل  $k$  والتركيز الابتدائي للمحاولة ٣ في القانون العام لسرعة التفاعل.

$$R = 6.75 \times 10^{-6} L/mol.s \times (8.00 \times 10^{-3} mol/L)^2$$

$$= 4.32 \times 10^{-10} \text{ mol/L.s}$$

22. الفكرة الرئيسة اشرح ماذا يمكن أن نعرف عن التفاعل من خلال قانون سرعة التفاعل الكيميائي؟

من قانون سرعة التفاعل يمكن معرفة العلاقة بين سرعة التفاعل وتركيز المواد المتفاعلة، كذلك يمكن معرفة رتب المتفاعلات، والرتبة الكلية للتفاعل، وقيمة ثابت سرعة التفاعل  $k$ .

القانون العام لسرعة التفاعل:  $R = k[A]^m[B]^n$   
حيث:

- .R: سرعة التفاعل.
- [A] و [B]: تركيز المواد المتفاعلة A و B.
- .n: رتبة المادة المتفاعلة A.
- .m: رتبة المادة المتفاعلة B.
- .n+m: الرتبة الكلية للتفاعل.
- .k: ثابت سرعة التفاعل.

23. طبق اكتب معادلات قانون سرعة التفاعل التي تظهر الفرق بين التفاعل من الرتبة الأولى والتفاعل من الرتبة الثانية لمادة متفاعلة واحدة.

قانون سرعة التفاعل من الرتبة الأولى لمادة متفاعلة واحدة:  $R = k[A]$

قانون سرعة التفاعل من الرتبة الثانية لمادة متفاعلة واحدة :  $R = k[A]^2$

24. اشرح وظيفة ثابت سرعة التفاعل في معادلة قانون سرعة التفاعل.

٤. ثابت سرعة التفاعل هو قيمة عدديّة، تربط سرعة التفاعل بتركيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة معينة.

25. وضح متى يمكن أن يصبح ثابت سرعة التفاعل  $k$  ليس ثابتاً؟ وعلام تدل قيمة  $k$  في قانون سرعة التفاعل؟

٥. يصبح ثابت السرعة  $k$  ليس ثابتاً عند تغيير درجة الحرارة، وتدل قيمة  $k$  على سرعة تفاعل المواد المتفاعلة لتكوين المواد الناتجة، فإذا كانت قيمة  $k$  كبيرة فذلك يدل أن المواد المتفاعلة تتفاعل بسرعة لتكوين النواتج.

26. اقترح تفسيرًا لأهمية أن نعرف أن قيمة قانون سرعة التفاعل هو متوسط سرعة التفاعل.

بذلك نستطيع أن نعبر عن سرعة التفاعل بخطوة واحدة.

27. فسر كيفية ارتباط الأسس في معادلة قانون سرعة تفاعل كيميائي بالمعاملات في المعادلة الكيميائية التي تمثله.

القانون العام لسرعة التفاعل:  $R = k[A]^m[B]^n$

للمعادلة الكيميائية: نواتج  $\rightarrow aA + bB$

لا توجد علاقة لأن  $n, m$  هي رتب التفاعل أما  $a, b$  فيمثلان المعاملات.

28. حدد الرتبة الكلية لتفاعل المادتين A و B إذا علمت أن معادلة سرعته:  $R = k[A]^2[B]^2$ .

الرتبة الكلية للتفاعل = مجموع رتب المواد المتفاعلة =  $2 + 2 = 4$ .

29. صمم تجربة اشرح كيف يمكن تصميم تجربة لتحديد القانون العام لسرعة التفاعل باستعمال طريقة مقارنة السرعات الابتدائية لتفاعل: نواتج  $\rightarrow aA + bB$

القانون العام لسرعة التفاعل:  $R = k[A]^m[B]^n$

- يتم إجراء ثلاثة محاولات لتحديد قيمة  $n$  و  $m$ .
- يتم تحديد  $n$  و  $m$  من خلال مقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغير تركيز المواد المتفاعلة؛ حيث يتم تثبيت تركيز  $B$  في المحاولاتتين الأوليتين، ومقارنة تركيز  $A$  بالسرعات الابتدائية للتفاعل، ومن ثم يمكن تحديد  $m$ . وبالمثل يتم تثبيت قيمة  $A$  في المحاولاتتين الثانية والثالثة ومقارنة تركيز  $B$  بالسرعات الابتدائية للتفاعل، ومن ثم يمكن تحديد  $n$ .
- بعد تحديد كل من  $m$  و  $n$  يمكن التعويض بقيم  $R$  و  $[A]$  و  $[B]$  لأحد المحاولات لتحديد قيمة  $k$  من العلاقة:

$$k = \frac{R}{[A]^m[B]^n}$$

تأثير التركيز في سرعة التفاعل الكيميائي

مخبر الكيمياء

التحليل والاستنتاج

2. استنتاج العلاقة بين تركيز الحمض وسرعة التفاعل الكيميائي، بالاعتماد على الرسم البياني.
- بزيادة تركيز الحمض تزداد سرعة التفاعل.

3. ضع فرضية بالاعتماد على: نظرية التصادم، وسرعة التفاعل.  
وتركيز المواد المتفاعلة؛ لتفسير النتائج التي حصلت عليها.

٣. كلما ازداد تركيز الحمض تزداد عدد الجسيمات المُتفاعل، فتزداد عدد التصادمات بين المُتفاعلات، وبالتالي تزيد سرعة التفاعل.

### الاستقصاء

صمّم تجربة اعتماداً على مشاهداتك والنتائج التي حصلت عليها، هل يؤثر التغيير في درجة الحرارة في سرعة التفاعل؟ صمم تجربة لاختبار فرضيتك.

١. أحضر أربع أنابيب اختبار.
٢. اسحب mL 5 من حمض HCl الذي تركيزه M 6، باستعمال الماصة، ثم ضعها في أنبوب الاختبار رقم ١، وأضف إليها mL 5 من الماء المقطر درجة حرارته °C 25، ثم حرك المزيج بساقي التحريك، ليصبح تركيز محلول M.

٣. قس درجة حرارة محلول، وسجلها.
٤. ضع شريطًا من الماغنيسيوم طوله 1cm باستعمال الملقظ في الأنوب رقم ١. سجل في جدول البيانات الزمن المستغرق بالثانية، حتى تتوقف الفقاعات عن الظهور.
٥. كرر الخطوات ٢، و٣، و٤ باستخدام ماء مقطر درجات حرارته  $40^{\circ}\text{C}$ ،  $60^{\circ}\text{C}$ ،  $80^{\circ}\text{C}$  على الترتيب للأنابيب الثلاثة المتبقية.
٦. ارسم منحنى بياني يمثل درجة حرارة محلول (على محور السينات)، وזמן التفاعل (على محور الصادات).
٧. استنتج العلاقة بين بين درجة الحرارة وسرعة التفاعل الكيميائي، بالاعتماد على الرسم البياني.

إتقان المفاهيم

3-1

التقويم

3

30. ماذا يحدث لتراكيز المواد المتفاعلة والنتاجة في أثناء حدوث التفاعل؟
٣٠. يقل تركيز المواد المتفاعلة، ويزيد تركيز المواد الناجة.

31. اشرح المقصود بمتوسط سرعة التفاعل.

٣١. متوسط سرعة التفاعل: هو التغير في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة في وحدة الزمن.

32. كيف يمكن أن تعبّر عن سرعة التفاعل الكيميائي  
بالاعتماد على تركيز المادة المتفاعلة A؟ وكيف  
يمكن مقارنة سرعة التفاعل بالاعتماد على المادة الناتجة B؟  
**بالاعتماد على المادة المتفاعلة A**

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{[A]_{t_2} - [A]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta \text{المادة المتفاعلة}}{\Delta t}$$

متوسط سرعة التفاعل بالاعتماد على المادة المتفاعلة تكون سالبة، مما يعني أن تركيز المادة المتفاعلة يقل مع استمرار التفاعل. ولكن يجب أن تكون سرعة التفاعل دائمًا موجبة. لذلك يضع العلماء إشار سالبة عند حساب سرعة التفاعل بناءً على مقدار استهلاك المادة المتفاعلة.

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = -\frac{[A]_{t_2} - [A]_{t_1}}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{\Delta \text{المادة المتفاعلة}}{\Delta t}$$

## بالاعتماد على المادة الناتجة B

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{[B]_{t_2} - [B]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{\Delta \text{المادة الناتجة}}{\Delta t}$$

متوسط سرعة التفاعل بناءً على تكون المادة الناتجة تكون موجبة.

33. ما دور المعقد المنشط في التفاعل الكيميائي؟

المعقد النشط هو حالة غير مستقرة من تجمع الذرات، يحدث خلاله تكسير الروابط وتكون روابط جديدة. ونتيجة لذلك قد يؤدي المعقد النشط إلى تكون المواد الناتجة، أو يتكسر لتكوين المواد المتفاعلة مرة أخرى.

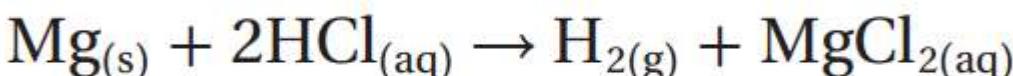
34. افترض أن جزيئين قد يتفاعلان إذا تصادما، فتحت أي طرف لا يمكن أن يتفاعل؟

- قد تتصادم الجزيئات بشكل غير مناسب فلا تتلامس الذرات المراد تلامسها لحدوث التفاعل فترتد الجزيئات دون تكوين روابط.

- قد لا يؤدي التصادم إلى تفاعل لعدم توافر طاقة كافية لحدوث التفاعل.  
- عندما يكون اتجاه الجزيئات غير مناسب في لحظة التصادم.

## اتقان حل المسائل

35. يتفاعل الماغنسيوم مع حمض الهيدروكلوريك بحسب المعادلة:



إذا كانت كتلة Mg تساوي 6 g لحظة بدء التفاعل، وبقي منها 4.5 g، بعد مضي 3.00 min فما متوسط سرعة التفاعل بدلالة عدد مولات Mg المستهلكة/ دقيقة؟

$$\frac{1 \text{ mol}}{\text{الكتلة المولية (g)}} \times \text{الكتلة (g)} = \text{عدد المولات (mol)}$$

$$\text{الكتلة المولية لـ Mg} = 24.305 \text{ g/mol}$$

$$2.469 \text{ mol} = \frac{60 \text{ g}}{24.305 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \text{عدد مولات Mg عند بدء التفاعل}$$

$$0.185 \text{ mol} = \frac{4.5 \text{ g}}{24.305 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 3 \text{ min} = \text{عدد مولات Mg بعد مرور 3 minutes}$$

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = -\frac{\text{التغير في كمية المادة المتفاعلة}}{\Delta t} = -\frac{0.185 \text{ mol} - 2.469 \text{ mol}}{3 \text{ min} - 0 \text{ min}}$$

$$0.761 \text{ mol/min} =$$

36. وجد أن سرعة تفاعل كيميائي  $2.25 \times 10^{-2} \text{ mol/L.s}$  عند درجة حرارة K 322، فما مقدار هذه السرعة بوحدة mol /L.min

باستخدام العلاقة: 1 min = 60 s

$$\text{سرعة التفاعل} = \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \times 2.25 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{l.s}}$$

## 3-2

### اتقان المفاهيم

37. ما دور نشاط المواد المتفاعلة في تحديد سرعة التفاعل الكيميائي؟

المواد الأنشط كيميائياً تتفاعل أسرع من المواد الأقل منها نشاطاً.

38. ما العلاقة بين سرعة التفاعل عموماً وتركيز المواد المتفاعلة؟

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة تركيز المواد المتفاعلة.

٣٩. طبق نظرية التصادم لتفسير سبب زيادة سرعة التفاعل  
بزيادة تركيز المادة المتفاعلة.

٣٩. عندما يزداد تركيز المواد المتفاعلة تزداد عدد جسيمات المواد المتفاعلة مما  
يزيد من عدد الاصطدامات بينها فتزيد سرعة التفاعل الكيميائي.

٤٠. فسر لماذا تتفاعل المادة الصلبة - التي على شكل مسحوق -  
مع الغاز أسرع من تفاعل المادة الصلبة نفسها إذا كانت  
قطعة واحدة؟

٤٠. لأن المادة على شكل مسحوق تزداد فيها مساحة السطح المعرضة للتفاعل عن  
تلك التي على شكل قطعة واحدة، مما يزيد من عدد الاصطدامات بين الجسيمات  
المتفاعلة فتزيد سرعة التفاعل.

٤١. حفظ الأغذية طبق نظرية التصادم لتفسير فساد الطعام  
بيضاء عند وضعه في الثلاجة بالمقارنة ببقائه خارجها عند  
درجة حرارة الغرفة.

٤١. تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة، وتقل بنقصانها، فعند وضع الطعام في الثلاجة تقل درجة الحرارة فتقل سرعة التفاعلات التي تسبب فساد الطعام بالمقارنة بسرعة هذه التفاعلات عند درجة حرارة الغرفة.

٤٢. طبق نظرية التصادم لتفسير سبب تفاعل مسحوق الخارصين لإنتاج غاز الهيدروجين أسرع من تفاعل قطع كبيرة منه عند وضع كليهما في محلول حمض الهيدروكلوريك.

٤٣. عندما يكون الخارصين على شكل مسحوق فذلك يزيد من مساحة سطح الخارصين المعرضة للتفاعل أكثر منها في حالة القطعة الواحد مما يزيد من عدد الاصطدامات بين الجسيمات فيزيد من سرعة التفاعل.

٤٤. يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين إلى ماء وغاز الأكسجين بسرعة أكبر عند إضافة ثاني أكسيد المنجنيز. اشرح دور ثاني أكسيد المنجنيز في هذا التفاعل إذا علمت أنه لا يُستهلك في التفاعل.

٤٣. يعمل ثاني أكسيد المنجنيز في هذا التفاعل كعامل محفز؛ حيث يُقلل طاقة التشيط اللازمة لإتمام التفاعل، فيزيد من سرعة التفاعل.

### اتقان حل المسائل

44. لنفترض أن كمية كبيرة من محلول فوق أكسيد الهيدروجين الذي تركيزه 3% قد تحلّلت لإنتاج 12 mL من غاز الأكسجين خلال 100 ثانية عند درجة حرارة K 298. قدر كمية غاز الأكسجين التي تنتج عن مقدار مماثل من محلول في 100 ثانية وعن درجة حرارة K 308.

$$\text{مقدار الزيادة في درجة الحرارة} = 308^{\circ}\text{C} - 298^{\circ}\text{C} = 10^{\circ}\text{C}$$

زيادة درجة الحرارة بمقدار ١٠ درجات تؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل تقريرياً، وذلك يعني أن كمية الأكسجين التي تنتج عند  $308^{\circ}\text{C}$  هي  $24\text{mL} = 12\text{mL} \times 2$  تقريرياً.

45. استعمل المعلومات في السؤال 44 لتقدير كمية غاز الأكسجين التي تنتج عن كمية مماثلة من المحلول خلال 100 ثانية وعند درجة حرارة K 318، ثم قدر الزمن اللازم لإنتاج 12 mL من غاز الأكسجين عند درجة حرارة K 288.

عند درجة حرارة °C 318

مقدار الزيادة في درجة الحرارة =  $318^{\circ}\text{C} - 298^{\circ}\text{C} = 20^{\circ}\text{C}$

زيادة درجة الحرارة بمقدار ٢٠ درجات تؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل بمقدار ضعفين تقريباً، وذلك يعني أن كمية الأكسجين التي تنتج عند °C 318 =  $12 \text{ mL} \times 4$  تقريباً.

عند درجة حرارة °C 288

مقدار النقصان في درجة الحرارة =  $298^{\circ}\text{C} - 288^{\circ}\text{C} = 10^{\circ}\text{C}$

نقصان درجة الحرارة بمقدار ١٠ درجات يؤدي إلى نقصان سرعة التفاعل بمقدار النصف تقريباً، وبذلك يكون الزمن اللازم لإنتاج 12 mL من الأكسجين عند

$288^{\circ}\text{C}$  يساوي ضعف الزمن اللازم لإنتاج 12 mL من الأكسجين عند  $298^{\circ}\text{C}$

$$.200 \text{ s} = 2 \times 100\text{s}$$

### إتقان المظاهير

3-3

٤٦. عند اشتقاق قانون سرعة التفاعل، فسر لماذا يجب الاعتماد على الأدلة التجريبية أكثر من الاعتماد على المعادلات الكيميائية الموزونة للتفاعل؟

٤٦. لأن الاعتماد على المعادلات الكيميائية الموزونة في تحديد رتبة التفاعل يفترض حدوث التفاعل بين المتفاعلات في خطوة واحدة، وتفاعلات الخطوة الواحدة غير شائعة، ولذلك يتم تحديد رتبة التفاعل تجريبياً بمقارنة السرعات الابتدائية للتفاعل بتغيير تركيز المواد المتفاعلة. وأيضاً لأن ثابت السرعة  $k$  يصف سرعة التفاعل، وله قيمة محددة لكل تفاعل فيجب تحديده تجريبياً.

47. إذا كانت معادلة التفاعل العام هي:  $A + B \rightarrow AB$  وقد وُجد بالاعتماد على البيانات التجريبية أن رتبة التفاعل من الرتبة الثانية لل المادة A، فكيف تغير سرعة التفاعل إذا انخفض تركيز المادة A إلى النصف وبقيت جميع الظروف الأخرى ثابتة؟

$$\text{رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A} = m = 2 \quad R = k[A]^2[B]^n \quad (1)$$

إذا انخفض تركيز المادة A إلى النصف، وبقيت جميع الظروف الأخرى ثابتة تصبح المعادلة:

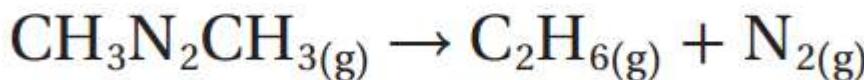
$$R = k\left[\frac{A}{2}\right]^2[B]^n$$

$$(2) \quad R = \frac{1}{4} k[A]^2[B]^n$$

بمقارنة المعادلتين (1) و(2) نجد أن سرعة التفاعل تقل إلى الربع.

## إتقان حل المسائل

48. تم الحصول على البيانات التجريبية المدرجة في الجدول 3-3 من تحلل مركب الآزوميثان  $\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3$  عند درجة حرارة محددة حسب المعادلة:



استعمل البيانات الواردة في الجدول 3-3 لتحديد قانون سرعة التفاعل.

جدول 3-3 تحلل مادة الآزوميثان

رقم التجربة	[ $\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3$ ] الابتدائي	السرعة الابتدائية للتفاعل
1	0.012 M	$2.5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$
2	0.024 M	$5.0 \times 10^{-6} \text{ mol/L}\cdot\text{s}$

من الجدول 3-3، عند زيادة تركيز الأزوميثان إلى الضعف تزداد سرعة التفاعل إلى الضعف أيضاً لذا التفاعل من الرتبة الأولى.

$$R = k[A]$$

$$R = k[\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3]$$

49. استعمل بيانات الجدول 3-3 لحساب قيمة ثابت سرعة التفاعل  $k$ .

$$R = k[\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3]$$

$$k = \frac{R}{[\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3]} = \frac{2.5 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}}{0.012 \text{ mol/L}} = 2.08 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

50. استعمل بيانات الجدول 3-3 لتوقع سرعة التفاعل، إذا كان التركيز الابتدائي لـ  $\text{CH}_3\text{N}_2\text{CH}_3$  هو 0.048 M ودرجة الحرارة ثابتة.

ي زداد التركيز M 0.048 بمقدار الضعف عن المحاولة 2، لذا تزداد سرعة التفاعل بمقدار الضعف أيضاً لأن التفاعل من الرتبة الأولى.

$$2 \times 5.0 \times 10^{-6} \text{ mol/L.s} = 0.048 \text{ M}$$
$$10^{-5} \text{ mol/L.s} =$$

### مراجعة عامة

٥١. قوّم صحة الجملة الآتية: يمكنك تحديد سرعة تفاعل كيميائي عن طريق معرفة نسبة مولات المواد المتفاعلة في معادلة موزونة. فسر إجابتك.

٥٢. الجملة خاطئة؛ لأن سرعة التفاعل الكيميائي يتم تحديدها بشكل تجريبى عن طريق حساب تركيز المواد المتفاعلة أو المواد الناتجة عن التفاعل الكيميائي، بينما لا يمكن حساب سرعة التفاعل من المعادلات الموزونة.

٥٣. يتناقص تركيز المادة المتفاعلة A من  $0.400 \text{ mol/L}$  إلى  $0.384 \text{ mol/L}$  خلال  $4.00 \text{ min}$ . احسب متوسط سرعة التفاعل خلال هذه الفترة بوحدة  $\text{mol/L}\cdot\text{min}$ .

المعطيات:  $[A]_{t_1} = 0.400 \text{ mol/L}$ ,  $\Delta t = 4.00 \text{ min}$   
 $[A]_{t_2} = 0.384 \text{ mol/L}$

المطلوب: متوسط سرعة التفاعل بوحدة  $\text{mol/L}\cdot\text{min}$   
 حساب المطلوب:

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = -\frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{[A]_{t_2} - [A]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta [A]}{\Delta t} =$$

$$4 \times 10^{-3} \text{ mol/L}\cdot\text{min} = \frac{0.384 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0.400 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{4.00 \text{ min}} =$$

53. إذا زاد تركيز إحدى المواد الناتجة من  $0.0882 \text{ mol/L}$  إلى  $0.1446 \text{ mol/L}$  خلال  $12.0 \text{ min}$ , فما متوسط سرعة التفاعل خلال تلك الفترة؟

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{المادة الناتجة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{[A]_{t_2} - [A]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[A]}{\Delta t} =$$

$$4.7 \times 10^{-3} \text{ mol/L.min} = \frac{0.1446 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0.0882 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{12.0 \text{ min}} =$$

باستخدام العلاقة: 1 min = 60 s

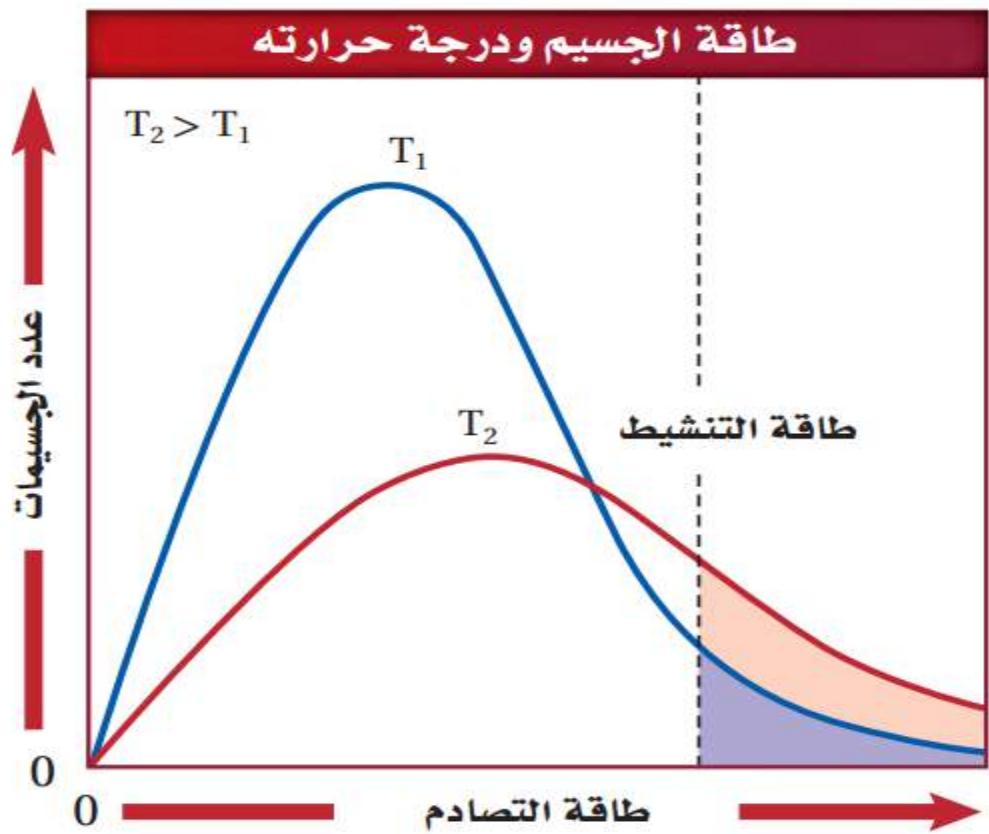
$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{1 \text{ min}}{60 \text{ s}} \times 4.7 \times 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L.min}}$$

54. يعبر عن التركيز في التفاعل الكيميائي بوحدة mol/L وعن الزمن بوحدة s. فإذا كان التفاعل الكلي من الرتبة الثالثة، فما وحدة ثابت سرعة التفاعل؟

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

$$\frac{L^2}{mol^2 s} : k, \text{ وحدة } k = \frac{R(\frac{mol}{L.s})}{[A]^m[B]^n(\frac{mol}{L})^3}$$

55. ميّز بين المناطق المظللة في الشكل 3-15 عند درجتي الحرارة  $T_1$  و  $T_2$  بالاعتماد على عدد الاصطدامات التي تحدث في وحدة الزمن والتي لها طاقة أكبر من أو تساوي طاقة التنشيط.



الشكل 3-15

٥٥. المنطقة المظللة تحت المنحنى تمثل عدد الاصطدامات التي لها طاقة مساوية أو أكبر من طاقة التنشيط. فعند  $T_2$  (درجة الحرارة الأعلى) تكون عدد الاصطدامات العالية الطاقة أكبر بكثير من عدد الاصطدامات عند درجة الحرارة الأقل  $T_1$  في وحدة الزمن.

56. تأمل مخطط الطاقة لتفاعل ماص للطاقة، مكون من خطوة واحدة، ثم قارن ارتفاع طاقة التنشيط لتفاعل الأمامي والتفاعل العكسي.

طاقة التنشيط لتفاعل الأمامي أكبر من طاقة التنشيط لتفاعل العكسي.

57. طبق طريقة مقارنة السرعات الابتدائية لتحديد رتبة التفاعل الكيميائي لل المادة المتفاعلة X، واكتب مجموعة من البيانات التجريبية الافتراضية التي تقود إلى استنتاج أن تفاعل المادة X من الرتبة الثانية .

التركيز الابتدائي [Y] (M)	التركيز الابتدائي [X] (M)	السرعة الابتدائية mol/L.s	المحاولة
0.100	0.100	$2.00 \times 10^{-3}$	1
0.100	0.200	$8.00 \times 10^{-3}$	2

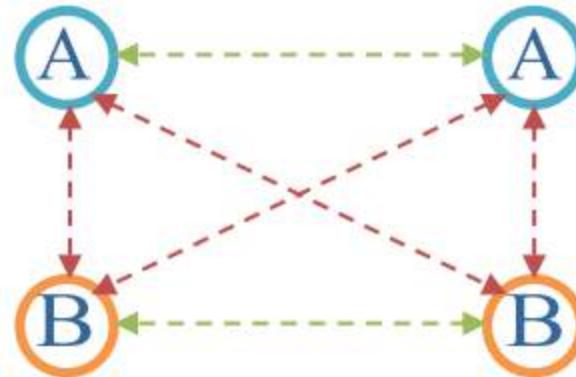
بمقارنة التركيز وسرعة التفاعل في المحاولتين الأولى والثانية للمادة X مع ثبات تركيز المادة Y، نلاحظ أن تركيز المادة X في المحاولة 2 هو ضعف تركيزه في المحاولة 1. ونلاحظ أيضاً أن سرعة التفاعل في المحاولة 2 قد تضاعف 4 مرات عن المحاولة 1. ولأن  $2^m = 4$  فلابد أن تكون  $m = 2$ . أي أن تفاعل المادة X من الرتبة الثانية.

58. طبق نظرية التصادم لتفسير سببين يوضحان أن الزيادة في درجة حرارة التفاعل بمقدار  $10\text{ K}$  تؤدي غالباً إلى مضاعفة سرعة التفاعل.

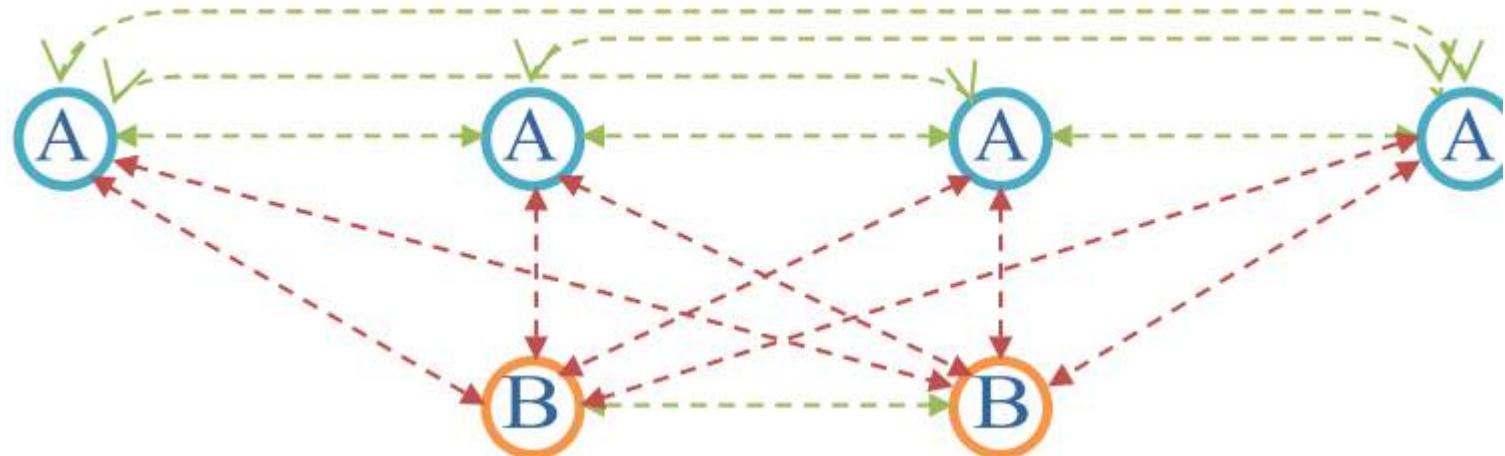
١. عند زيادة درجة الحرارة يزداد متوسط الطاقة الحركية للجسيمات التي تتكون منها المادة، فتزداد التصادمات بين الجسيمات مما يزيد من سرعة التفاعل.
٢. عدد الجسيمات التي لها طاقة كافية للتفاعل عند درجة حرارة معينة يزداد بزيادة درجة الحرارة.

59. ارسم مخططاً يبين جميع الاحتمالات للتصادمات بين جزيئين من المادة المتفاعلة A، وجزيئين من المادة المتفاعلة B، ثم زد عدد جزيئات A من 2 إلى 4، وارسم جميع احتمالات التصادم التي يتحدد فيها A مع B. كم سيزداد عدد التصادمات التي يتبع عنها اتحاد A مع B؟ وعلام يدل ذلك فيما يتعلق بسرعة التفاعل؟

الحالة الأولى: جزيئان من A وجزيئان من B.



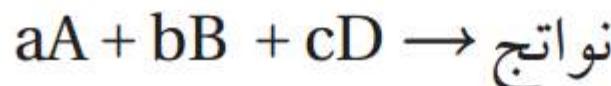
عدد الاصطدامات التي قد ينتج عنها تفاعل بين A و B = 4  
الحالة الثانية: 4 جزيئات من A وجزيئان من B.



عدد الاصطدامات التي قد ينتج عنها تفاعل بين A و B =  $\propto$

تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة، بسبب زيادة عدد التصادمات بين جسيمات المواد المتفاعلة.

60. صمم جدولًا لكتابه تراكيز المواد المتفاعلة في المعادلة التالية، مبتدئًا بـ  $0.100 \text{ M}$  لكل المتفاعلات، ثم حدد قانون سرعة التفاعل باستعمال طريقة مقارنة السرعات الابتدائية:



السرعة الابتدائية	[C] (M)	[B] (M)	[A] (M)	المحاولة
	<b>0.100</b>	<b>0.100</b>	<b>0.100</b>	١
	<b>0.200</b>	<b>0.100</b>	<b>0.100</b>	٢
	<b>0.200</b>	<b>0.200</b>	<b>0.100</b>	٣
	<b>0.200</b>	<b>0.200</b>	<b>0.200</b>	٤

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

## مسألة تحضير

61. الهيدروكربونات يتحول البروبان الحلقي  $C_3H_6$  عند تسخينه إلى بروبين  $CH_2 = CHCH_3$ . فإذا علمت أن سرعة التفاعل من الرتبة الأولى للبروبان الحلقي، وكان ثابت السرعة عند درجة حرارة معينة  $6.22 \times 10^{-4} s^{-1}$ ، وثبت تركيز البروبان الحلقي عند  $0.0300 \text{ mol/L}$ ، فما كتلة البروبين الناتجة خلال  $10.0 \text{ min}$  في حجم مقداره  $2.50 \text{ L}$  ؟

يمكن حساب سرعة تفاعل الرتبة الأولى من العلاقة:

$$R = k[A]$$

$$R = 6.22 \times 10^{-4} s^{-1} \times 0.0300 \text{ mol/L} = 1.866 \times 10^{-5} \text{ mol/L.s}$$

$$\frac{[CH_2 = CHCH_3]_{t_2} - [CH_2 = CHCH_3]_{t_1}}{\Delta t} = \frac{\text{المادة الناتجة}}{\Delta t}$$

متوسط سرعة التفاعل =

$$[\text{CH}_2=\text{CHCH}_3]t_1 + (\text{متوسط سرعة التفاعل} \times \Delta t) = [\text{CH}_2=\text{CHCH}_3]t_2$$

متوسط سرعة التفاعل =  $1.866 \times 10^{-5} \text{ mol/L.s} = R$

$$600 \text{ s} = \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} \times 10 \text{ min} = \Delta t$$

0 mol/L =  $[\text{CH}_2=\text{CHCH}_3]t_1$   
لأنه مادة ناتجة.

$$0 \text{ mol/L} + 600 \text{ s} \times 1.866 \times 10^{-5} \text{ mol/L.s} = [\text{CH}_2=\text{CHCH}_3]t_2$$

$$0.011196 \text{ mol/L} =$$

عدد المولات = المolarية  $\times$  حجم محلول (L)

$$2.5 \text{ L} \times 0.011196 \text{ mol/L} = \text{CH}_2=\text{CHCH}_3$$

$$\text{الكتلة المولية (g)} = \frac{\text{الكتلة المولية}}{1 \text{ mol}}$$

$$= \text{CH}_2=\text{CHCH}_3 \text{ لـ}$$

$$(3 \times 12.011 \text{ g/mol}) + (6 \times 1.008 \text{ g/mol})$$

$$42.081 \text{ g/mol} =$$

$$1.178 \text{ g} = 0.02799 \text{ mol} \times 42.081 \text{ g/mol} = \text{CH}_2=\text{CHCH}_3$$

كتلة

62. ما كتلة كلوريد الحديد III اللازمة لتحضير محلول مائي منه حجمه 1.0 L وتركيزه M 0.225؟

من العلاقة التالية يمكن إيجاد عدد مولات كلوريد الحديد III (المذاب):

$$\text{المولارية } M = \frac{\text{عدد مولات المذاب (mol)}}{\text{حجم محلول (L)}}$$

عدد مولات كلوريد الحديد III (mol) = المولارية (M) × حجم محلول (L)

$$1.0 \text{ L} \times 0.225 \text{ M} =$$

$$0.225 \text{ mol} =$$

من العلاقة التالية يمكن إيجاد كتلة كلوريد الحديد III

كتلة كلوريد الحديد III (g) = عدد المولات (mol) × الكتلة المولية (g/mol)

$$\text{الكتلة المولية لـ } FeCl_3 = 55.845 \text{ g/mol} + 3(35.453 \text{ g/mol})$$

$$162.204 \text{ g/mol} =$$

$$\text{كتلة كلوريد الحديد III} = 162.204 \text{ g/mol} \times 0.225 \text{ mol} = 36.4959 \text{ g}$$

٦٣. ما المعلومات التي يجب معرفتها لحساب الارتفاع في  
درجة غليان محلول الهكسان في البنزين؟

$$\Delta T_b = k_b m$$

لحساب الارتفاع في درجة غليان محلول الهكسان في البنزين  $\Delta T_b$  يلزم معرفة  
ثابت الارتفاع في درجة الغليان المولالي للمذيب (البنزين)، و مولالية  
المحلول (m).

٦٤. إذا كانت  $\Delta H$  لتفاعل ما سالبة، فقارن طاقة المواد  
الناتجة بطاقة المواد المتفاعلة، وهل التفاعل ماصّ أم طارد  
لطاقة؟

٦٤. تكون طاقة المواد الناتجة أقل من طاقة المواد المتفاعلة، والتفاعل يكون طارد  
لطاقة.

**الكاشف الكيميائي** يستعمل الكاشف الكيميائي (فينولفتالين) للكشف عن القواعد. تبين بيانات الجدول 3-5 انخفاض تركيز الفينولفتالين مع مرور الزمن عند إضافة محلول الفينولفتالين ذا التركيز  $0.0050\text{ M}$  إلى محلول مركز من مادة قاعدية تركيزها  $0.6\text{ M}$ .

**الجدول 3-5 التفاعل بين الفينولفتالين وكمية فائضة من مادة قاعدية.**

الزمن (s)	تركيز الفينولفتالين (M)
0.0	0.0050
22.3	0.0040
91.6	0.0020
160.9	0.0010
230.3	0.00050
350.7	0.00015

**66.** ما متوسط سرعة التفاعل في أول 22.3 s معبراً عنه بوحدة mol / (L.s)

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$4.48 \times 10^{-5} \text{ mol/L.s} = \frac{0.0040 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0.0050 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{22.3 \text{ s} - 0.0 \text{ s}} =$$

**67.** ما متوسط سرعة تفاعل الفينولفثالين عندما ينخفض تركيزه من 0.0050 M إلى 0.00015 M ؟

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{0.00015 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0.0050 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{350.7 \text{ s} - 0.0 \text{ s}} = \\ 1.38 \times 10^{-5} \text{ mol/L.s} =$$

## أسئلة الاختيار من متعدد

1. جميع العبارات التالية حول سرعة التفاعل الكيميائي

صحيحة ما عدا:

a. السرعة التي يحدث بها التفاعل.

b. التغير في تراكيز المواد المتفاعلة خلال وحدة الزمن.

c. التغير في تراكيز المواد الناتجة خلال وحدة الزمن.

d. كمية المواد الناتجة المتكونة في كل فترة زمنية.

**d**

2. ادرس العبارات التالية:

العبارة الأولى: من العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل

طبيعة المادة المتفاعلة، والتركيز، ومساحة سطح

التفاعل، ودرجة الحرارة، والمحفزات.

العبارة الثانية : تزيد المحفّزات من سرعة التفاعلات

بزيادة طاقة التنشيط

العبارة الثالثة: يجب أن تصطدم جسيمات المواد المتفاعلة حتى يحدث تفاعل.

أي العبارات السابقة صحيحة؟

c

a. الأولى والثانية.

b. الثانية والثالثة.

c. الأولى والثالثة.

d. الأولى والثانية والثالثة.

3. ما حجم الماء الذي يجب إضافته إلى 6.0 ml من محلول قياسي تركيزه 0.050 M لتخفييفه إلى محلول تركيزه 0.020 M

15 mL .a

9.0 mL .b

6.0 mL .c

2.4 mL .d

b

باستخدام العلاقة :  $M_1V_1 = M_2V_2$

$$15 \text{ mL} = \frac{0.050 \text{ M} \times 6.0 \text{ ml}}{0.020 \text{ M}} = \frac{M_1V_1}{M_2} = V_2$$

=  $V_2 - V_1 = 15 \text{ mL} - 6.0 \text{ mL} = 9.0 \text{ mL}$  حجم الماء اللازم إضافته

4. أي الوحدات لا تستعمل للتعبير عن سرعة التفاعل؟

M/min .**a**

L/s .**b**

**b** mol/mL·h .**c**

mol/L·min .**d**

5. أي أنواع القوى بين الجزيئية الآتية يعد الأقوى؟

.**a**. الرابطة الأيونية.

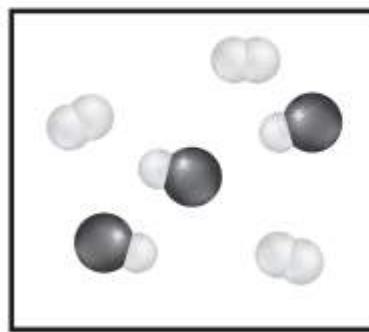
.**b**. قوى ثنائية القطب.

.**c**. قوى التشتت.

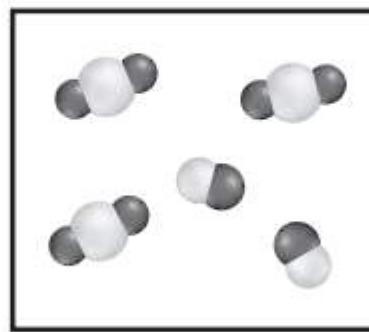
.**d**. الرابطة الهيدروجينية.

**a**

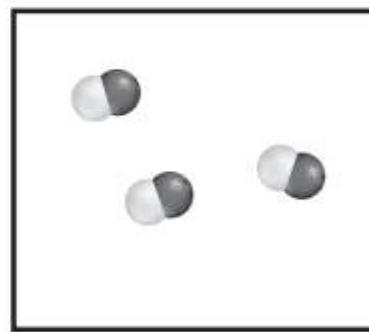
استعمل الأشكال أدناه للإجابة عن السؤالين 6 و 7.



X



y



z

6. أي العينات تحتوي على جزيئات غاز الأكسجين؟

x . a

**a**

y . b

z . c

كل من x و y . d

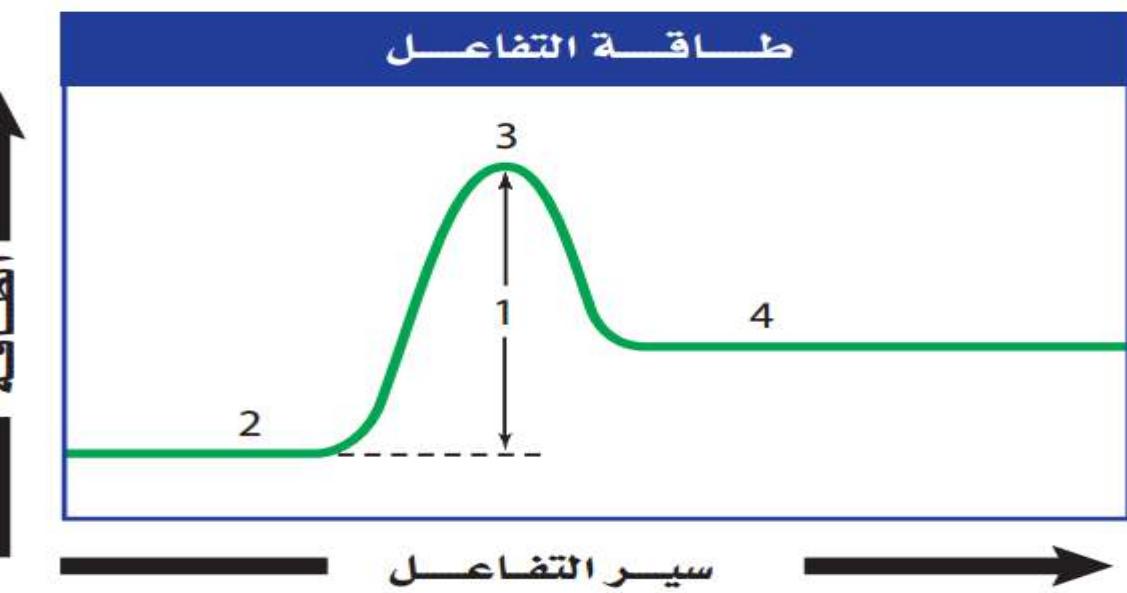
7. أي العينات تحتوي على جزيئات فلوريد الماغنيسيوم؟

- x .a  
y .b  
z .c

d. كل من x و y

### أسئلة الإجابات القصيرة

8. افترض أن قانون السرعة العام هو:  $R = [A][B]^3$ . ما رتبة التفاعل لكل من المادة A والمادة B؟ وما رتبة التفاعل الكلية؟



رتبة تفاعل المادة A هي الرتبة الأولى، ورتبة تفاعل المادة B هي الرتبة الثالثة، ورتبة التفاعل الكلية هي الرتبة الرابعة (٣+١).

٩. يبين الشكل أعلاه منحنى طاقة تفاعل. إلام يشير كل رقم من الأرقام المبينة في الرسم؟

١ - طاقة التشيط

٢ - طاقة المتفاعلات

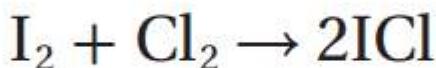
٣ - طاقة المعقد المنشط

٤ - طاقة النواتج

١٠. المعادلة  $R=K[A]$  تصف سرعة تفاعل من الرتبة الأولى. إذا تضاعف تركيز المادة المتفاعلة A فماذا يطرأ على سرعة التفاعل؟

إذا تضاعف تركيز المادة المتفاعلة A تتضاعف سرعة التفاعل.

11. يتفاعل اليود والكلور في الحالة الغازية:



إذا كان  $[I_2]$  يساوي 0.400 M عند بداية التفاعل وأصبح 0.300 M بعد مضي 4.00 min فاحسب متوسط سرعة التفاعل بوحدة .mol /L.min

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = -\frac{\Delta [\text{المواد المتفاعلة}]}{\Delta t}$$

$$\frac{[I_2]_{t_2} - [I_2]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta [I_2]}{\Delta t} =$$

$$0.025 \text{ mol/L}\cdot\text{min} = \frac{0.300 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 0.400 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{4.00 \text{ min}} =$$