

حلول كيمياء 3
التعليم الثانوي
نظام المقررات
الفصل 3 الدرس 3-1

مسائل تدريبية

استعمل البيانات الموجودة في الجدول أدناه لحساب متوسط سرعة التفاعل :

بيانات التجربة للتفاعل $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$			
الزمن s	$[H_2]$	$[Cl_2]$	$[HCl]$
0.00	0.030	0.050	0.000
4.00	0.020	0.040	

(1) احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً بعدد مولات H_2 المستهلكة لكل لتر في كل ثانية .

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = - \frac{[H_2]_{t_2} - [H_2]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[H_2]}{\Delta t}$$

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = - \frac{0.020 M - 0.030 M}{4.00 s - 0.00 s} = - \frac{-0.010 M}{4.00 s} = 0.0025 \text{ mol/(l.s)}$$

(2) احسب متوسط سرعة التفاعل معبراً بعدد مولات Cl_2 المستهلكة لكل لتر في كل ثانية.

الحل : بما أن Cl_2 قد استهلك ، فتكون إشارة متوسط سرعة التفاعل سالبة .

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = - \frac{[Cl_2]_{t_2} - [Cl_2]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t}$$

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = - \frac{0.040 M - 0.050 M}{4.00 s - 0.00 s} = - \frac{-0.010 M}{4.00 s} = 0.0025 \text{ mol/(l.s)}$$

(3) تحفيز إذا علمت أن متوسط سرعة التفاعل لحمض الهيدروكليك HCl الناتج هو 0.050 mol/l.s ،

فما تركيز HCl الذي يتكون بعد مرور $4.00 s$ ؟

الحل : تكون HCl . لذا سيكون تعبير متوسط سرعة التفاعل موجباً .

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{[HCl]_{t_2} - [HCl]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$

$$[HCl]_{t_1} = 0.000 M$$

$$[HCl]_{t_2} = (0.0050 \text{ mol/(l.s)}) (t_2 - t_1) = (0.0050 \text{ mol/(l.s)}) (4.00 s - 0.00 s) = 0.020 M$$

$$\text{متوسط سرعة} = \frac{\Delta[HCl]}{\Delta t} = \frac{0.020 M - 0.000 M}{4.00 s - 0.00 s} = 0.0050 \text{ mol/(l.s)}$$

(4) **جد العلاقة** بين نظرية التصادم وسرعة التفاعل .

- تُفسّر نظرية التصادم كيفية حدوث التفاعلات ، وكيفية تعديل سرعة التفاعل . وحتى يحدث التفاعل يجب أن تتصادم الجزيئات ، أو الذرات ، أو الأيونات ، حيث يُحدّد تردّد ودوران وطاقة هذه التصادمات متوسط سرعة التفاعل الكلي .

(5) **فسّر** علام تدل سرعة التفاعل لتفاعل كيميائي محدّد ؟

- تبيّن سرعة التفاعل التغيّر في تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة بوحدة $mol/(l.s)$.

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

- تتناقص تراكيز المواد المتفاعلة ، في حين تترادّ تراكيز المواد الناتجة بالسرعة نفسها .

(7) **فسر** لماذا يعتمد متوسط سرعة التفاعل على طول الفترة الزمنية اللازمة لحدوث التفاعل ؟

- علاقة التغيّر في سرعة المواد المتفاعلة والناتجة ليست علاقة خطيّة مع الزمن . يتناقص متوسط سرعة التفاعل عندما يتناقص تركيز المواد المتفاعلة ، حيث يتناسب متوسط التغير في سرعة التفاعل تناسباً طردياً مع تراكيز المواد المتفاعلة ، لذا كلّما ازدادت الفترة الزمنية للتفاعل ، قلّت قيمة متوسط التغيّر في سرعته .

(8) **صف** العلاقة بين طاقة التنشيط وسرعة التفاعل الكيميائية .

- يقلّ متوسط سرعة التفاعل كلّما ازدادت طاقة التنشيط .

(9) **لخص** ماذا يحدث خلال فترة تكون المعقد النشط القصيرة ؟

- تنكسر الروابط في المواد المتفاعلة ، في حين تتشكل روابط جديدة لتكوّن النواتج .

(10) **طبق** نظرية التصادم لتفسير لماذا لا تؤدي الاصطدامات بين جسيمات التفاعل دائماً إلى تفاعل ؟

- يجب أن يحدث التصادم في اتجاه مناسب ، وامتلاك الطاقة الكافية لتكوين المعقد المنشط .

(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 .

$$\text{متوسط سرعة} = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{-(0.50 M - 1.00 M)}{2.0 s} = \frac{0.50 M}{2.0 s} = 0.25 mol/(l.s)$$

حلول كيمياء 3
التعليم الثانوي
نظام المقررات
الفصل 3 الدرس 2-3

- (12) فسّر سبب تفاعل فلز الماغنسيوم مع حمض الهيدروكلريك HCl أسرع من الحديد .
- يُعد فلز الماغنسيوم أكثر نشاطاً من الحديد ، لذا سيكون تفاعل الماغنسيوم مع HCl أسرع من تفاعل الحديد معه .
- (13) فسّر كيف تفسر نظرية التصادم تأثير التركيز في سرعة التفاعل .
- يؤديّ ازدياد تركيز المواد المتفاعلة إلى زيادة عدد التصادمات بين جسيمات المواد المتفاعلة مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل .
- (14) فسّر الفرق بين المحفزات والمثبطات .
- المحفزات تزيد من سرعة التفاعل وذلك بخفض طاقة التنشيط ،
في حين تُبطئ المثبطات التفاعل ، أو توقفه أحياناً وذلك بالتدخل في المواد المتفاعلة أو المحفزات .
- (15) صف تأثير طحن إحدى المواد الداخلة في التفاعل على شكل مسحوق بدلاً من وضعها قطعة واحدة- في سرعة التفاعل .
- عند طحن إحدى المواد الداخلة في التفاعل على شكل مسحوق فإن ذلك يزيد من مساحة سطح التفاعل مما يزيد من عدد الاصطدامات بين الجسيمات المتفاعلة فتزداد سرعة التفاعل .
- (16) استنتج إذا كانت زيادة درجة حرارة التفاعل بمقدار $10 K$ يؤدي إلى تضاعف سرعة التفاعل ،
فماذا تتوقع أن يكون أثر زيادة درجة الحرارة بمقدار $20 K$ ؟
- ستزداد سرعة التفاعل بمقدار 4 أضعاف عن سرعة التفاعل الأصلية .
- (17) ابحث في كيفية استعمال المحفزات في الصناعة ، أو الزراعة ، أو في معالجة التربة الملوثة ، أو النفايات ، أو الماء الملوث .
اكتب تقريراً قصيراً يلخص النتائج التي حصلت عليها حول دور المحفزات في إحدى هذه التطبيقات .
- يجب أن يظهر في التقرير أن : المحفز يزيد من سرعة التفاعل ، ولا يستهلك فيه .
كما يمكنكم الاطلاع على الموضوع في موقع : إسال

حلول كيمياء 3
التعليم الثانوي
نظام المقررات
الفصل 3 الدرس 3-3

مسائل تدريبية

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

$$3A \rightarrow bB \Rightarrow R = K [A]^3$$

(19) إذا علمت أن التفاعل $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$ من الرتبة الأولى بالنسبة للأكسجين ،

والرتبة الكلية للتفاعل هي الرتبة الثالثة ، فما القانون العام لسرعة التفاعل ؟

$$R = K[A]^m[B]^n \Rightarrow R = [NO]^m[O_2]^n$$

$$3 = [NO]^m[O_2]^1 \quad \Leftarrow \text{رتبة الأكسجين} = 1$$

$$m + 1 = 3 \Rightarrow m = 2$$

$$\text{إذا أصبح القانون العام لسرعة التفاعل : } R = K [NO]^2 [O_2]$$

(20) في ضوء البيانات التجريبية الواردة في الجدول الآتي ، حدد قانون سرعة التفاعل : $aA + bB \rightarrow$ نواتج

(ملاحظة : أي رقم مرفوع إلى القوة صفر يساوي 1 . على سبيل المثال : $(55.6)^0 = 1$ و $((0.22))^0 = 1$)

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

الحل : بدراسة المحاولتين 1 و 2 سنجد أن مضاعفة تركيز $[A]$ لا يؤثر في سرعة التفاعل ، لذا فإن رتبة التفاعل للمادة A تساوي صفراً .
وبدراسة المحاولتين 2 و 3 فإن مضاعفة تركيز المادة $[B]$ يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل ، لذا فرتبة التفاعل أحادية بالنسبة للمادة B .

$$R = K[A]^0 [B]^1 = K [B]$$

(21) تحفيز إذا علمت أن قانون سرعة التفاعل : $CH_3CHO(g) \rightarrow CH_4(g) + CO_2(g)$ هو $R = K[CH_3CHO]^2$

فاستعمل هذه المعلومات لتعبئة البيانات المفقودة في الجدول الآتي :

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

الحل : بدراسة المحاولتين 2 و 1 : تؤدي مضاعفة تركيز $[CH_3CHO]$ إلى زيادة سرعة التفاعل بمقدار المعامل 4 ،
وبدراسة المحاولتين 2 و 3 : نجد أن مضاعفة تركيز المادة $[B]$ سيؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل أيضاً بمقدار المعامل 4 .

$$\text{لذا فالسرعة في المحاولة 3 هي : } 2.70 \times 10^{-11} \times (4 \times 4) = 43.2 \times 10^{-11} \text{ mol/(l.s)}$$

(22) اشرح ماذا يمكن أن نعرف عن التفاعل من خلال قانون سرعة التفاعل الكيميائي ؟

- من قانون سرعة التفاعل الكيميائي يمكن معرفة رتبة التفاعل حيث أن : $R = K[A]^m[B]^n$ حيث $[A]$, $[B]$ تركيز المواد المتفاعلة، m رتبة التفاعل A ، n رتبة التفاعل B . والرتبة الكلية للتفاعل $m + n =$

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

- إذا كان التفاعل من الرتبة الأولى تكون المعادلة : $R = K[A]$

- إذا كان التفاعل من الرتبة الثانية فتكون المعادلة : $R = K[A]^2$

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

- ثابت سرعة التفاعل هو قيمة عددية تربط سرعة التفاعل بتركيز المواد المتفاعلة عند درجة حرارة معينة.

(25) اشرح متى يمكن أن يصبح ثابت سرعة التفاعل K ليس ثابتاً ؟ وعلام تدل قيمة K في قانون سرعة التفاعل ؟

- يصبح ثابت السرعة K ليس ثابتاً عند تغير درجة الحرارة وتدل قيمة K على سرعة تفاعل المواد المتفاعلة لتكوين المواد الناتجة.

(26) اقترح تفسيراً لأهمية أن نعرف أن قيمة قانون سرعة التفاعل هو متوسط سرعة التفاعل .

- بذلك نستطيع أن نعبر عن سرعة التفاعل بخطوة واحدة .

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

- الأسس في قانون سرعة التفاعل الكيميائي هي المعاملات في المعادلة الكيميائية ،

فإذا كانت المعادلة الكيميائية هي : $aA + bB \rightarrow$ نواتج . فإن معادلة قانون السرعة التي تمثل هذا التفاعل هي : $R = K[A]^m[B]^n$

حيث : $n = b$, $m = a$

(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 للتفاعل : نواتج $aA + bB \rightarrow$.

- بإجراء تفاعل بين المواد A , B وقياس السرعة الابتدائية ،

و ثم لتحديد رتبة المادة A ، تقاس سرعة التفاعل لعدة محاولات ، حيث تتغير قيمة $[A]$ في كل مرة في حين تبقى قيمة $[B]$ ثابتة ،

ولتحديد رتبة المادة المتفاعلة B : تقاس سرعة التفاعل عدة مرات باعتبار تغير قيمة $[B]$ في حين تبقى قيمة $[A]$ ثابتة .

حلول كيمياء 3
التعليم الثانوي
نظام المقررات
الفصل 3 الدرس (التقويم)

إتقان المفاهيم

30) ماذا يحدث لتراكيز المواد المتفاعلة والنااتجة أثناء حدوث التفاعل ؟

- يقلّ تراكيز المواد المتفاعلة ، في حين يزداد تركيز المواد الناتجة .

31) اشرح المقصود بمتوسط سرعة التفاعل .

- متوسط سرعة التفاعل هو التغيّر في تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة خلال فترة زمنية محددة .

32) كيف يمكن أن تعبر عن سرعة التفاعل الكيميائي $A \rightarrow B$ بالاعتماد على تركيز المادة A ؟

وكيف يمكن مقارنة سرعة التفاعل بالاعتماد على المادة الناتجة B ؟

- يعبر عن السرعة بأنّها النقصان في $[A]$ خلال وحدة الزمن ، $R = \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$.

أما رقمياً فتكون السرعتان متساويتان ، ولكن تكون إشارة $\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$ سالبة ، في حين تكون إشارة $\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$ موجبة .

33) ما دور المعقد النشط في التفاعل الكيميائي ؟

- يُعد المعقد النشط حالة وسطية بين المواد المتفاعلة والمواد الناتجة ،

حيث أنه قد يؤدي إلى تكوين المواد الناتجة أو ينكسر ليكون المواد المتفاعل مرة أخرى .

34) افترض أن جزيئين قد يتفاعلا إذا تصادما ، فتحت أي ظرف يمكن أن لا يتفاعلا ؟

- عند عدم توافر الطاقة الكافية اللازمة لحدوث التفاعل ، لذا لا تؤدي التصادمات بين الجزيئات في هذه الحالة إلى تفاعل ،

إذا لم يتوافر الاتجاه المناسب لحظة التصادم .

إتقان المسائل

35) يتفاعل الماغنسيوم مع حمض الهيدروكليك حسب المعادلة : $Mg(s) + 2HCl(aq) \rightarrow H_2(g) + MgCl_2(aq)$

إذا كانت كتلة Mg تساوي $60.0 g$ لحظة بدء التفاعل ، وبقي منها $4.5 g$ بعد مضي $3.00 min$

فما متوسط سرعة التفاعل بدلالة عدد Mg مولات المستهلكة/ دقيقة ؟

الحل : نحسب كتلة Mg المستهلكة : $60.0 g - 4.50 g = 1.50 g Mg$

نحسب عدد مولات Mg ، ثم نحسب متوسط سرعة التفاعل :

$$0.0617 \text{ mol } Mg = \frac{1.50g}{24.3 \text{ g/mol}} = \frac{\text{الكتلة بالجرام}}{\text{الكتلة المولية}}$$

$$2.06 \times 10^{-2} \text{ mol/min} = \frac{0.0617 \text{ mol}}{3.00 \text{ min}}$$

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

الحل : نضرب في معامل التحويل $60 s = 1 \text{ min}$

$$\text{متوسط السرعة} = 2.25 \times 10^{-2} \text{ mol/l.s} \times \frac{60 \text{ sec}}{1 \text{ min}} = 1.35 \text{ mol/l.min}$$

إتقان المفاهيم

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

- تعتمد سرعة الفاعل على نشاط المواد المتفاعلة ، وتكون المواد المتفاعلة ذات النشاط الأعلى تحت ظروف معينة هي الأسرع تفاعلاً .

(38) ما العلاقة بين سرعة التفاعل عموماً وتركيز المواد المتفاعلة ؟

- كلما ازداد تركيز المواد المتفاعلة يزداد عدد الاصطدامات مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل الكيميائي.

في حين يؤدي تقليل التركيز إلى تقليل السرعة .

(39) طبق نظرية التصادم لتفسير سبب زيادة سرعة التفاعل بزيادة تركيز المادة المتفاعلة .

- عندما يزداد تركيز المواد المتفاعلة تزداد عدد جزيئات المواد المتفاعلة مما يزيد من عدد الاصطدامات فتزداد سرعة التفاعل الكيميائي.

(40) فسر لماذا تتفاعل المادة الصلبة – التي على شكل مسحوق - مع الغاز أسرع من تفاعل المادة الصلبة نفسها إذا كانت قطعة واحدة ؟

- لأن المادة على شكل مسحوق يزداد فيها مساحة السطح المعرضة للتفاعل عن تلك التي على شكل قطعة واحدة مما يزيد من عدد الاصطدامات بين الجسيمات المتفاعلة فتزداد سرعة التفاعل .

(41) **حفظ الأغذية** طبق نظرية التصادم لتفسير فساد الطعام ببطء عند وضعه في الثلاجة بالمقارنة مع بقاءه

خارجها عند درجة حرارة الغرفة .

- لأن سرعة التفاعل تزداد بزيادة درجة الحرارة وتقل عندما تقل درجة الحرارة فعند وضع الطعام في الثلاجة تقل درجة الحرارة (يقل عدد التصادمات بين المواد المتفاعلة) فتقل سرعة التفاعلات التي تسبب فساد الطعام بالمقارنة بسرعة هذه التفاعلات عند درجة حرارة الغرفة.

(42) طبق نظرية التصادم لتفسير سبب تفاعل مسحوق الخارصين لإنتاج غاز الهيدروجين أسرع من تفاعل قطع كبيرة منه

عند وضع كليهما في محلول حمض الهيدروكليك .

- 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.

(43) 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 .

- يعد ثاني أكسيد المنجنيز محفزاً لتفاعل التحلل ، لأنه يؤدي إلى تقليل طاقة التنشيط .

إتقان المسائل

(44) لنفترض أن كمية كبيرة من محلول فوق أكسيد الهيدروجين الذي تركيزه 3% قد تحلل لإنتاج 12 ml من غاز الأكسجين خلال 100

ثانية عند درجة حرارة 298 K .

قدّر كمية غاز الأكسجين التي تنتج عن مقدار مماثل من المحلول في 100 ثانية وعند درجة حرارة 308 K .

- تتضاعف سرعة التفاعل لكل زيادة في درجة الحرارة مقدارها 10 K . لذا سينتج $24\text{ ml} = (12 \times 2)$ من غاز الأكسجين .

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

الحل : - تتضاعف سرعة التفاعل لكل زيادة في درجة الحرارة مقدارها 10 K . لذا سينتج $48 \text{ ml} = (24 \times 2)$ من غاز الأكسجين .

- وتقل سرعة التفاعل بمقدار النصف لكل انخفاض مقداره 10 K ،

لذلك لكي نحصل على كمية الأكسجين نفسها نضاعف الزمن إلى (200 s)

3-3

إتقان المفاهيم

(46) عند اشتقاق قانون سرعة التفاعل ، فسّر لماذا يجب الاعتماد على الأدلة التجريبية أكثر من الاعتماد على المعادلات الكيميائية الموزونة للتفاعل ؟

الحل : لأن معظم التفاعلات الكيميائية تحدث بأكثر من خطوة ، و لأن ثابت السرعة له قيمة محددة لكل تفاعل يتم تحديدها تجريبياً .

(47) إذا كانت معادلة التفاعل العام هي $A + B \rightarrow AB$ وقد وُجد بالاعتماد على البيانات التجريبية أن رتبة التفاعل من الرتبة الثانية بالنسبة للمادة المتفاعلة A ، فكيف تتغير سرعة التفاعل إذا انخفض تركيز المادة A إلى النصف ، وبقيت جميع الظروف الأخرى ثابتة ؟

الحل : رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A : $n = 2$.

إذا انخفض تركيز المادة A إلى النصف إذاً سرعة التفاعل $= \left(\frac{1}{2}\right)^2 = \frac{1}{4} \leftarrow$ أي أن سرعة التفاعل سوف تقل إلى ربع قيمتها الابتدائية .

إتقان المسائل

(48) تم الحصول على البيانات التجريبية في الجدول 3-4 من تحلل مركب الأزوميثان $CH_3N_2CH_3(g)$ عند درجة حرارة محددة حسب المعادلة : $CH_3N_2CH_3(g) \rightarrow C_2H_6(g) + N_2(g)$. استعمل البيانات الواردة في الجدول 3-3 لتحديد قانون سرعة التفاعل .

جدول 3-3 تحلل مادة الأيزوميثان		
رقم التجربة	$[CH_3N_2CH_3]$ الابتدائي	السرعة الابتدائية للتفاعل
1	0.012 M	$2.5 \times 10^{-6} \text{ mol/l.s}$
2	0.024 M	$5.0 \times 10^{-6} \text{ mol/l.s}$

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

$$R = K [CH_3N_2CH_3]$$

(49) استعمل بيانات الجدول 3-3 لحساب قيمة ثابت سرعة التفاعل K .

$$R = K [CH_3N_2CH_3] \Rightarrow K = \frac{R}{[CH_3N_2CH_3]} = \frac{2.5 \times 10^{-6} \text{ mol/l.s}}{0.012 \text{ M}} = 2.1 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

(50) استعمل بيانات الجدول 3-3 لتوقع سرعة التفاعل ، إذا كان التركيز الابتدائي ل $CH_3N_2CH_3$ هو 0.048 M ، ودرجة الحرارة ثابتة.

الحل : تزداد تركيز عن المحاولة 2 بمقدار الضعف ولذلك يزداد سرعة التفاعل الابتدائية إلى مقدار الضعف لأن التفاعل من الرتبة الأولى ،

$$R = K [CH_3N_2CH_3] = 2.5 \times 10^{-6} \times 2 = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/l.s}$$

مراجعة عامة

51) قُوم صَحة الجُملة الآتية : يمكنك تحديد سرعة تفاعل كيميائي عن طريق معرفة نسبة مولات المواد المتفاعلة في معادلة موزونة .
فسّر إجابتك .

- الجملة غير موثوقة ، لأن معظم التفاعلات الكيميائية تحدث في صورة سلسلة من الخطوات الابتدائية ، ويجب أن يحدد قانون سرعة التفاعل وفق الطريقة التجريبية .

52) يتناقص تركيز المادة المتفاعلة A من 0.400 mol/l إلى 0.384 mol/l خلال 4.00 min .
احسب متوسط سرعة التفاعل خلال هذه الفترة بوحدة mol/l.min .

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

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = - \frac{0.384 \text{ M} - 0.400 \text{ M}}{4.00 \text{ min} - 0.00 \text{ min}} = \mathbf{0.0040 \text{ mol/(l.min)}}$$

53) إذا زاد تركيز إحدى المواد الناتجة من 0.0882 mol/l إلى 0.1446 mol/l خلال 12.0 min ،
فما متوسط سرعة التفاعل خلال تلك الفترة ؟

$$\text{الحل : } \text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta[\text{الناتج}]}{\Delta t} = \frac{0.1446 \text{ mol/l} - 0.0882 \text{ mol/l}}{12.0 \text{ min}} = 4.70 \times 10^{-3} \text{ mol/(l.min)}$$

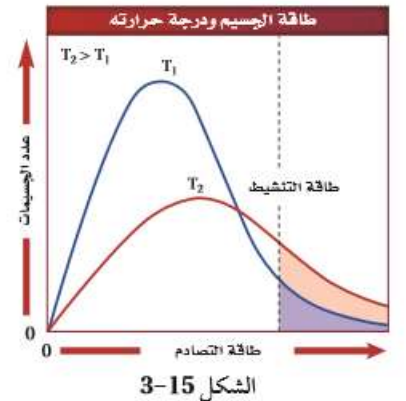
54) يعبر عن التركيز في التفاعل الكيميائي بوحدة mol/l وعن الزمن بوحدة s .
فإذا كان التفاعل الكلي من الرتبة الثالثة ، فما وحدة ثابت سرعة التفاعل ؟

الحل : متوسط سرعة التفاعل وحدته : mol/(L.s)

$$\frac{\text{mol}}{\text{L.s}} = K \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^3 \Rightarrow K : \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L.s}}}{\frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}} \Rightarrow K : \frac{\text{mol.L}^3}{\text{mol}^3 . \text{L.s}} \Rightarrow \mathbf{K : \text{L}^2 / (\text{mol}^2 . s)}$$

التفكير الناقد

55) ميّز بين المناطق المظللة في الشكل 15 - 3 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 .



الحل : المنطقة المظللة تحت المنحنى تمثل عدد الاصطدامات التي لها طاقة متساوية أو أكبر من طاقة التنشيط.

فعند T_2 درجة الحرارة العالية عدد الاصطدامات العالية الطاقة أكبر بكثير من عدد الاصطدامات عند درجة الحرارة المنخفضة T_1 .

56) تأمل مخطط الطاقة لتفاعل ماص للطاقة ، مكوّن من خطوة واحدة ، ثم قارن ارتفاع طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي والتفاعل العكسي .
- طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي أكبر من طاقة التنشيط للتفاعل العكسي

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

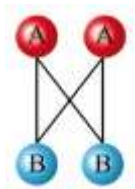
بيانات تجريبية		
رقم المحاولة	التركيز الابتدائي $[X](M)$	السرعة الابتدائية $mol/(l.s)$
1	0.100	2.00×10^{-5}
2	0.200	8.00×10^{-5}
3	0.400	32.00×10^{-5}

بدراسة المحاولتين 1 و 2 فإن مضاعفة تركيز المادة $[X]$ يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل 4 أضعاف ،
ولأن $4 = 2^n$ ، فإن قيمة $n = 2$ ، لذا فرتبة التفاعل ثنائية بالنسبة للمادة X .
وبدراسة المحاولتين 1 و 3 فإن مضاعفة تركيز المادة $[X]$ 4 أضعاف يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل 16 ضعف ،
ولأن $16 = 4^n$ ، فإن قيمة $n = 2$ ، لذا أيضاً يتأكد معنا أن رتبة التفاعل ثنائية بالنسبة للمادة X .

$$R = K[X]^2$$

58) طبق نظرية التصادم لتفسير سببين لماذا تؤدي الزيادة في درجة حرارة التفاعل بمقدار $10 K$ غالباً إلى مضاعفة سرعة التفاعل .
- (1) : إن زيادة درجة الحرارة بمقدار $10 K$ ، تزيد من متوسط سرعة تفاعل الجسيمات وعليه تزداد وتيرة التصادمات .
- (2) تزداد أيضاً عدد التصادمات التي لها طاقة كافية لتكوين المعقد المنشط بمقدار الضعف في معظم الأحيان .

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 يتحد فيها A مع B .
كم سيزداد عدد التصادمات التي ينتج عنها اتحاد A مع B ؟ وعلام يدل ذلك فيما يتعلق بسرعة التفاعل ؟



الحل : في البداية كان عدد التصادمات بين A و B (4) ،
وعند زيادة عدد الجزيئات : سيزداد عدد التصادمات بين A و B من 4 إلى 8 أي ما يساوي الضعف ،
وبما أن سرعة التفاعلات تعتمد على عدد التصادمات ، فستتضاعف السرعة على الأرجح .

60) صمّم جدولاً لكتابة تراكيز المواد المتفاعلة في المعادلة التالية مبتدئاً بـ 0.100 M لكل المتفاعلات ،

ثم حدد قانون سرعة التفاعل باستعمال طريقة مقارنة السرعات الابتدائية : $aA + bB + cD \rightarrow$ نواتج

بيانات تجريبية				
السرعة الابتدائية $mol/(l.s)$	التركيز الابتدائي $[D](M)$	التركيز الابتدائي $[B](M)$	التركيز الابتدائي $[A](M)$	رقم المحاولة
2.00×10^{-2}	0.100	0.100	0.100	1
4.00×10^{-2}	0.100	0.100	0.200	2
8.00×10^{-2}	0.100	0.200	0.100	3
4.00×10^{-2}	0.200	0.100	0.100	4

بدراسة المحاولتين 1 و 2 فإن مضاعفة تركيز المادة $[A]$ يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل ، لذا فرتبة التفاعل أحادية بالنسبة للمادة A

وبدراسة المحاولتين 1 و 3 فإن مضاعفة تركيز المادة $[B]$ يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل 4 أضعاف ،

ولأن $4 = 2^n$ ، فإن قيمة $n = 2$ ، لذا فرتبة التفاعل ثنائية بالنسبة للمادة B .

بدراسة المحاولتين 1 و 4 فإن مضاعفة تركيز المادة $[D]$ يؤدي إلى مضاعفة سرعة التفاعل ، لذا فرتبة التفاعل أحادية بالنسبة للمادة D .

وبالتالي فإن قانون سرعة التفاعل : $R = K[A]^1 [B]^2 [D]^1 = K[A] [B]^2 [D]$.

مسألة تحدّ

61) الهيدروكربونات . يتحول البروبان الحلقي C_3H_6 عند تسخينه إلى بروبين $CH_2 = CHCH_3$.

فإذا علمت أن سرعة التفاعل من الرتبة الأولى بالنسبة للبروبان الحلقي ، وكان ثابت السرعة عند درجة حرارة معينة $6.22 \times 10^{-4} S^{-1}$

وثبت تركيز البروبان الحلقي عند 0.0300 mol/l ، فما كتلة البروبين الناتجة خلال 10.0 min في حجم مقداره 2.50 L ؟

الحل : نحسب متوسط سرعة التفاعل ، ثم تحسب كتلة البروبين الناتجة :

$$R = K [C_3H_6] = 6.22 \times 10^{-4} S^{-1} \times 0.0300\text{ mol/l} = 1.87 \times 10^{-5} \text{ mol/l.s}$$

الكتلة = عدد المولات (mol) × الكتلة المولية (g/mol) = المولارية (M) × حجم المحلول (L) × الكتلة المولية (g/mol)

= متوسط سرعة التفاعل × الزمن × حجم المحلول (L) × الكتلة المولية (g/mol)

$$\text{كتلة البروبين الناتجة} = 1.87 \times 10^{-5} \text{ mol/l.s} \times 600s \times 2.50\text{ L} \times 42.1\text{ g/mol} = 1.18\text{ g}$$

مراجعة تراكمية

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

الحل : نحسب الكتلة المولية لكلوريد الحديد III $FeCl_3$:

$$\text{الكتلة المولية} = 55.85\text{ g/mol} + 3(35.45\text{ g/mol}) = 162.20\text{ g/mol } FeCl_3$$

الكتلة = عدد المولات (mol) × الكتلة المولية (g/mol) = حجم المحلول (L) × المولارية (M) × الكتلة المولية (g/mol)

$$m = 1.0\text{ L} \times 0.225\text{ mol/L} \times 162.2\text{ g/mol} = 36.5\text{ g } FeCl_3$$

63) ما المعلومات التي ينبغي معرفتها لحساب الارتفاع في درجة غليان محلول الهكسان في البنزين ؟

- مولارية المحلول ، وثابت الارتفاع في درجة غليان البنزين .

- 64) إذا كانت ΔH لتفاعل ما سالبة . فقلل طاقة المواد الناتجة بطاقة المواد المتفاعلة ، وهل التفاعل ماص أم طارد للطاقة ؟
- طاقة المواد المتفاعلة أعلى من طاقة المواد الناتجة ، والتفاعل عندها طارد للطاقة .

تقويم إضافي

الكتابة في الكيمياء

65) الأدوية تخيل انتشار مرض الأنفلونزا في بلد ما .

- ولحسن الحظ قام العلماء باكتشاف محفز جديد يزيد من سرعة إنتاج دواء فعال ضد هذا المرض . اكتب مقالاً صحفياً يصف كيفية عمل هذا المحفز على أن يشمل المقال مخطط الطاقة في التفاعلات التي تحدث ، وشرحاً مفصلاً لأهمية هذا الاكتشاف .
- يجب أن يتضمن المقال وصفاً لطريقة عمل المحفزات ، ومخطط طاقة للتفاعل ، ووصف مفصل لأهمية هذا الاكتشاف .

أسئلة المستندات

الكواشف الكيميائية يستعمل الكاشف الكيميائي (الفيونولفثالين) للكشف عن القواعد .

تبين بيانات الجدول 3-5 انخفاض تركيز الفيونولفثالين مع مرور الزمن عند إضافة محلول الفيونولفثالين ذا التركيز $0.050 M$ إلى محلول مركز من مادة قاعدية تركيزها $0.6 M$.

الجدول 3-5 التفاعل بين الفيونولفثالين وكمية فائضة من مادة قاعدية .	
تركيز الفيونولفثالين (M)	الزمن (s)
0.0050	0.0
0.0040	22.3
0.0020	91.6
0.0010	160.9
0.00050	230.3
0.00015	350.7

تم الحصول على البيانات من : شبكة بوند للأبحاث . 2006 ، الكيمياء الحركية .

66) ما متوسط سرعة التفاعل في أول $22.3 s$ معبراً عنه بوحدة $mol / (l.s)$ ؟

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

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{0.0050 M - 0.0040 M}{23.3 s} = 4.3 \times 10^{-5} mol/(l.s)$$

67) ما متوسط سرعة تفاعل الفيونولفثالين عندما ينخفض تركيزه من $0.00050 M$ إلى 0.00015 ؟

$$\text{متوسط سرعة} = \frac{\Delta[\text{الفيونولفثالين}]}{\Delta t} = \frac{[\text{الفيونولفثالين}]_{t_2} - [\text{الفيونولفثالين}]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{0.00050 M - 0.00015 M}{350.7 s - 230.3 s} = 2.9 \times 10^{-6} mol/(l.s)$$

اختبار مقنن

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 .

الجواب : d

(2) ادرس العبارات التالية :

العبارة الأولى : من العوامل التي تؤثر في سرعة التفاعل :

طبيعة المادة المتفاعلة ، والتركيز ، ومساحة السطح التفاعل ، ودرجة الحرارة ، والمحفزات .

العبارة الثانية : تزيد المحفزات من سرعة التفاعلات بزيادة طاقة التنشيط .

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

أي العبارات السابقة صحيحة ؟

b. الثانية والثالثة .

a. الأولى والثانية .

d. الأولى والثانية والثالثة .

c. الأولى والثالثة .

الجواب : c

(3) ما حجم الماء الذي يجب إضافته إلى 6.0 ml من محلول قياسي تركيزه 0.050 M لتخفيفه إلى محلول تركيزه 0.020 M ؟

b. 9.0 ml

a. 15 ml

d. 2.4 ml

c. 6.0 ml

الجواب : b

طريقة الحل : بدايةً نحسب عدد المولات في المحلول الأصلي :

$$(mol) = 0.050 \times (6.0 \times 10^{-3}) = 3.0 \times 10^{-4} mol$$

وهو نفس عدد المولات في المحلول المخفف ، ولأن نحسب الحجم النهائي المطلوب لتخفيف المحلول :

$$(L) = \frac{(mol)}{(M)} = \frac{3.0 \times 10^{-4} mol}{0.020 M} \times 10^3 = 15.0 ml$$

نحسب حجم الماء المضاف : $15.0 ml - 6.0 ml = 9.0 ml$

(4) أي الوحدات لا تستعمل للتعبير عن سرعة التفاعل ؟

b. L/S

a. M/min

$mol/l.min$.d

$mol/ml.h$.c

الجواب : b

5) أي أنواع القوى بين الجزيئية الآتية يعد الأقوى ؟

a. الرابطة الأيونية

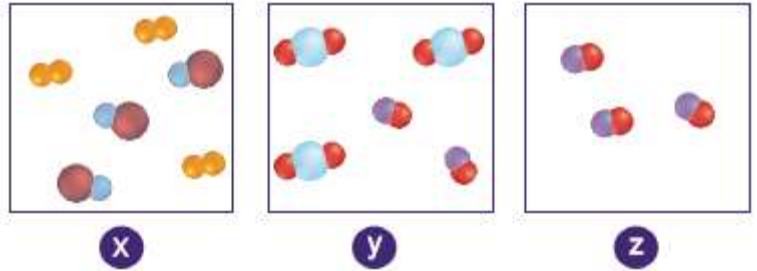
b. القوى ثنائية القطب .

c. قوى التشتت

d. الرابطة الهيدروجينية .

الجواب : a

استعمل الأشكال أدناه للإجابة عن السؤالين 6 و 7



6) أي العينات تحتوي على جزيئات غاز الأكسجين ؟

a. X

b. y

c. z

d. كل من X و y

الجواب : a

7) أي العينات تحتوي على جزيئات فلوريد الماغنسيوم ؟

a. X

b. y

c. z

d. كل من X و y

الجواب : b

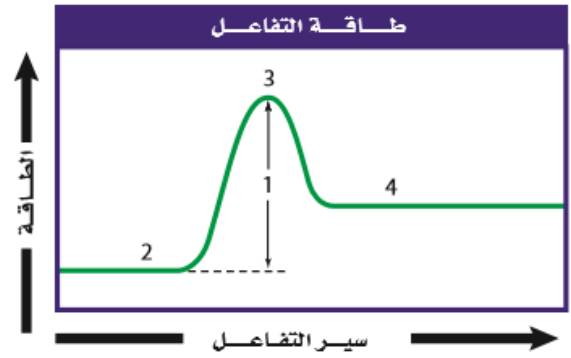
أسئلة الإجابات القصيرة

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

وما رتبة التفاعل الكلية ؟

الحل : رتبة التفاعل بالنسبة للمادة A هي الرتبة الأولى، رتبة التفاعل بالنسبة للمادة B هي الرتبة الثالثة،

و رتبة التفاعل الكلية هي الرتبة الرابعة.



9) يبين الشكل أعلاه منحنى طاقة تفاعل . إلام يشير كل رقم من الأرقام المبينة على الرسم ؟

2 : طاقة المتفاعلات

1 : طاقة التنشيط

4 : طاقة النواتج

3 : المعقد المنشط

10) $R = [A]$ نصف سرعة تفاعل من الرتبة الأولى . إذا تضاعف تركيز المادة A ماذا يطرأ على سرعة التفاعل ؟
- سوف تتضاعف سرعة التفاعل .

أسئلة الإجابات المفتوحة

11) يتفاعل اليود والكلور في الحالة الغازية : $I_2 + Cl_2 \rightarrow 2ICl$

فإذا كان $[I_2]$ يساوي $0.400 M$ عند بداية التفاعل وأصبح $0.300 M$ بعد مضي $4.00 min$

احسب متوسط سرعة التفاعل بوحدة $mol/l.min$.

الحل :

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{\Delta[I_2]}{\Delta t} = - \frac{[I_2]_{t_2} - [I_2]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = - \frac{0.300 M - 0.400 M}{4.00 min - 0.00 min} = 0.0250 mol/(l.min)$$