سرعة التفاعل الكيميائي

تصنيف التفاعلات الكيميائية

(نشاط١): تصنّف التفاعلات الكيميائية من حيث السرعة إلى:

سريعة (مثل احتراق غاز البوتان) – بطيئة (مثل صدأ الحديد) – بطيئة جداً (مثل تشكل النفط والغاز).

سرعة التفاعلات الكيميائية:

نشاط(٢): يحدث التفاعل الآتي الممثل بالمعادلة الآتية:

$$A_{(g)} \rightarrow B_{(g)}$$

في وعاء حجمه $1L$، وسجّلت النتائج في الجدول الآتي:

الزمن (s)	A(mol)	B(mol)
0	1.00	0
20	0.54	0.46
40	0.30	0.70
80	0.00	1.00

اعتماداً على النتائج المدونة في الجدول المجاور:

١. احسب تركيز كل من المادتين A و B عند الأزمنة $(40, 20, 0)$ s

٢. احسب تغير تراكيز كل من المادتين A و B خلال تغير الزمن من $(0 \leftarrow 20)$ ومن $(20 \leftarrow 40)$.

٣. أمثل بيانياً تغير تراكيز كل من المادتين A و B خلال سير التفاعل، ماذا أستنتج؟

الحل:

ط١: نعلم أنّ التركيز يساوي عدد المولات مقسوماً على الحجم $\left(\frac{n}{V}\right)$ "الحجم $1L$ وعدد المولات نأخذها من الجدول":

الزمن (s)	0	20	40
تركيز المادة A $(mol.L^{-1})$	1.00	0.54	0.30
تركيز المادة B $(mol.L^{-1})$	0	0.46	0.70

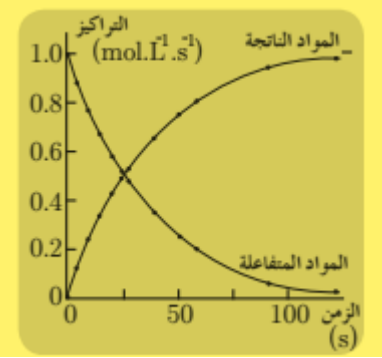
ط٢: تغير تركيز المادة A خلال الزمن $(0 \leftarrow 20)$:

$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1} = \frac{0.54 - 1}{20 - 0} = -0.023 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

تغير تركيز المادة A خلال الزمن من $(20 \leftarrow 40)$:

$$\frac{\Delta A}{\Delta t} = \frac{[A]_3 - [A]_2}{t_3 - t_2} = \frac{0.3 - 0.54}{40 - 20} = -0.012 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

نلاحظ أنّ: قيمة تغير تراكيز المواد المتفاعلة بالنسبة لتغير الزمن سالبة لأنّ التراكيز في تناقص مستمر.



تغير تركيز المادة B خلال الزمن من $(0 \leftarrow 20)$:

$$\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{[B]_2 - [B]_1}{t_2 - t_1} = \frac{0.46 - 0}{20 - 0} = 0.023 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

تغير تركيز المادة B خلال الزمن من $(0 \leftarrow 40)$:

$$\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{[B]_2 - [B]_2}{t_3 - t_2} = \frac{0.7 - 0.46}{40 - 20} = 0.012 \text{ mol.L}^{-1}.\text{s}^{-1}$$

نلاحظ أنّ: قيمة تغير تراكيز المواد الناتجة بالنسبة لتغير الزمن موجبة لأنّ التراكيز في تزايد مستمر.

يعبر تغير تركيز المادة A بتغير الزمن عن السرعة الوسطية لاستهلاك المادة A، ويُرمز لها بـ $v_{avg}(A)$.

يُعبر تغير تركيز المادة B بتغير الزمن عن السرعة الوسطية لتشكل المادة B، ويُرمز لها بـ $v_{avg}(B)$.

نستنتج أنّ:

السرعة الوسطية لاستهلاك المادة (A) المتفاعلة $v_{avg}(A) = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$، والسرعة الوسطية لتشكل المادة (B) الناتجة $v_{avg}(B) = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$.

بسبب تساوي عدد المولات لكل منهما، يُعبر عن سرعة التفاعل الوسطية للتفاعل السابق بالشكل:

$$v_{avg} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

تعميم:

في وسط متجانس لدينا التفاعل الكيميائي العام الآتي:

$$mA + nB \rightarrow pC + qD$$

حيث: n, m, q, p عدد المولات في المعادلة الموزونة، عندها تُعطى علاقة السرعة الوسطية للتفاعل الكيميائي:

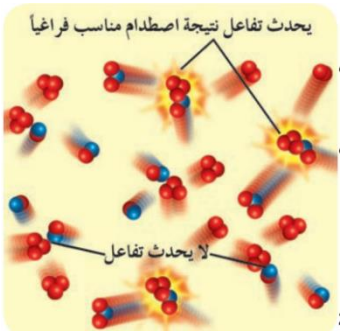
$$v_{avg} = -\frac{1}{m}.\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{n}.\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{p}.\frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{q}.\frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

$$v_{avg} = \frac{1}{m}v_{avg}(A) = \frac{1}{n}v_{avg}(B) = \frac{1}{p}v_{avg}(C) = \frac{1}{q}v_{avg}(D)$$

إنّ وحدة قياس سرعة التفاعل الكيميائي هي: $mol.L^{-1}.s^{-1}$.

مراحل حدوث التفاعل الكيميائي:

نظرية التصادمات:



تقوم نظرية التصادمات على فرضيتين:

١. لحدوث تفاعل كيميائي يجب أنّ تتصادم دقائق المواد المتفاعلة (جزيئات أو ذرات أو أيونات) مع بعضها.

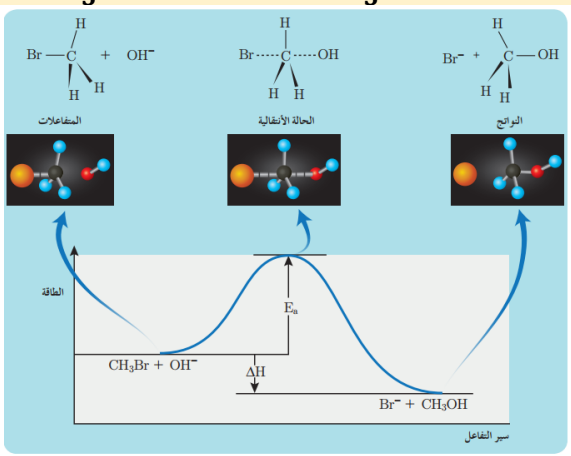
٢. التصادم شرط لازم وغير كافٍ لحدوث التفاعل، حيث يوجد تصادمات فعالة وأخرى غير فعالة.

حتى يكون التصادم فعالاً لابد من توافر شرطين هما:

- أنّ تأخذ دقائق المواد وضعاً فراغياً مناسباً.
- أنّ تمتلك دقائق المواد المتفاعلة الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل (طاقة التنشيط).

نشاط(٣): لاحظ المخطط المعبر عن تغير الطاقة خلال سير التفاعل وحدد المراحل التي يميز بها التفاعل الآتي:

$$CH_3Br + OH^- \rightarrow CH_3OH + Br^-$$



نستنتج من الشكل السابق أنّ:

سرعة التفاعل الكيميائي

- التفاعلات الكيميائية التي تحتاج إلى طاقة تنشيط تمر بالمراحل الآتية:

١. إضعاف روابط جزيئات المواد المتفاعلة.

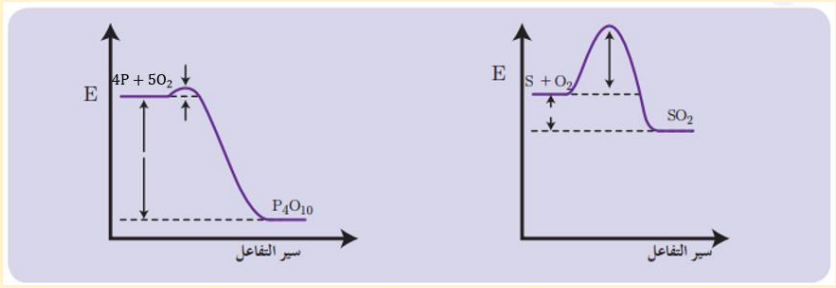
٢. تشكل الحالة الانتقالية أو ما يسمى المعقد النشط.

٣. تفكك المعقد النشط، وتشكل النواتج.

ملاحظات:

- المعقد النشط هو مركب مرحلي غير ثابت يتشكل آنياً، ولا يمكن فصله من المزيج التفاعلي.
- طاقة التنشيط هي الحد الأدنى من الطاقة الواجب توافره لوصول طاقة المواد المتفاعلة إلى الحالة الانتقالية.
- تتعلق طاقة التنشيط بطبيعة المواد المتفاعلة.

نشاط(٤): ألاحظ المخططين البيانيين الآتيين:



أي التفاعلين يحتاج طاقة تنشيط أكبر، وأي التفاعلين أسرع؟ فسّر ذلك.

الحل:

ملاحظة:

نعلم أنّ الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المعقد المنشط يمثل طاقة التنشيط.

نعلم أنّ الفرق بين طاقة المواد المتفاعلة وطاقة المواد الناتجة يمثل تغير الانتالبية.

كلما كانت طاقة التنشيط أقل كلما كان التفاعل أسرع.

التفاعل: $S + O_2 \rightarrow SO_2$ له أكبر طاقة تنشيط، وأقل تغير انتالبية.

التفاعل: $4P + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$ له أقل طاقة تنشيط، وأكبر تغير انتالبية وهو **التفاعل الأسرع**.

نتيجة:

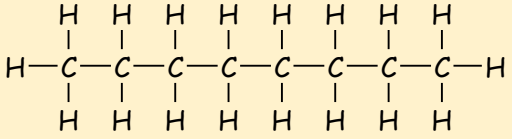
- التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تكون سريعة، لأنّ عدد الجزيئات التي تملك طاقة التنشيط يكون كبيراً.
- التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط كبيرة تكون بطيئة، لأنّ عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط يكون صغيراً.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي:

تؤثر في سرعة التفاعل مجموعة من العوامل:

ا. طبيعة المواد المتفاعلة:

نشاط(٥): ما عدد الروابط $C-C, C-H$ في كل من المركبين الآتيين:



غاز البوتان (المكون الأساسي للوقود المستخدم في أسطوانة الغاز المنزلي)

الأوكتان (المكون الأساسي للوقود المستخدم في السيارات)

$C-C$	$C-H$	$C-C$	$C-H$
3 روابط	10 روابط	7روابط	18 رابطة

أحدد أي المركبين السابقين يحترق بسرعة أكبر؟

سرعة التفاعل الكيميائي

سرعة احتراق البوتان أكبر من سرعة احتراق الأوكتان لأنّ عدد الروابط الواجب تفكيكها بالبوتان أقل من عدد الروابط الواجب تفكيكها في الأوكتان.

نشاط(٦): يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الفلور بسرعة كبيرة تصل إلى حد الانفجار في الدرجة العادية من الحرارة وفق المعادلة:

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow 2HF_{(g)}$$

يتفاعل غاز الهيدروجين مع غاز الكلور ببطء في الدرجة العادية من الحرارة وفق المعادلة:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

ماسبب اختلاف سرعتي التفاعلين السابقين؟ علماً أنّ:

$$\Delta H_b(H-H) = 435\ kJ.mol^{-1}, \Delta H_b(Cl-Cl) = 243\ kJ.mol^{-1}, \Delta H_b(F-F) = 156.9 kJ.mol^{-1}$$

الحل:

لأنّ الطاقة اللازمة لتفكيك الراوبط $(H-H)$ و $(Cl-Cl)$ أكبر من الطاقة اللازمة لتفكيك الرابطة $(H-H)$ و $(F-F)$.

٢. درجة الحرارة:

نشاط(٧): تصنّف الزواحف بأنها من الحيوانات ذات الدم البارد، لأنها تحتاج للحرارة حتى تستطيع الحركة بسرعة.

فسّر أثر زيادة درجة الحرارة على العمليات الاستقلابية داخل أجسام هذه الكائنات، وعلى التفاعلات الكيميائية بشكل عام.

تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى زيادة عدد الجزيئات التي تملك طاقة حركية أكبر أو تساوي طاقة التنشيط، فيزداد عدد التصادمات الفعالة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل.

نتيجة: تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة.

٣. تأثير الوسيط:

تُحفظ الأغذية المعلبة لفترة زمنية طويلة دون أنّ تفسد بسبب إضافة مواد حافظة إليها تُبطئ سرعة تفاعل تحللها.

نشاط(٨): يتفكك الماء الأكسجيني وفق المعادلة الآتية: $2H_2O_{2(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)}$

تزداد سرعة تفكك الماء الأكسجيني عند إضافة حفاز (أيونات البروم Br^- في وسط حمضي).

نتيجة:

- الوسيط مادة تُغيّر من سرعة التفاعل الكيميائي القابل للحدوث دون أنّ يتغير تركيبها الكيميائي في نهاية التفاعل، ويقسم الوسيط إلى مسرع للتفاعل يدعى حفّاز، ومبطئ للتفاعل يُدعى مثبّط.
- يعمل الحفاز على تغيير آلية حدوث التفاعل وفق تفاعلات طاقة تنشيطها أقل من طاقة تنشيط التفاعل الأصلي.

٤. تأثير التركيز:

نميز نوعين من التفاعلات:

تفاعلات متجانسة: تكون فيها المواد المتفاعلة والمواد الناتجة في طور واحد.

مثال: $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$

في هذه الحالة تزداد سرعة التفاعل بزيادة أحد تركيزي الهيدروجين أو الكلور أو كليهما.

تفاعلات غير متجانسة: تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة في أطوار مختلفة.

نشاط(٩): يتفاعل حمض كلور الماء مع قطعة من كربونات الكالسيوم وفق المعادلة الآتية:

$$CaCO_3 + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$$

كيف يمكن زيادة سرعة هذا التفاعل؟

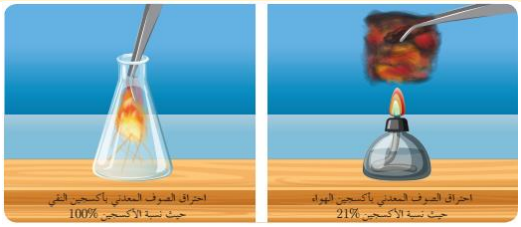
أستنتج :

- تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز حمض كلور الماء.

سرعة التفاعل الكيميائي

- تحويل قطعة كربونات الكالسيوم إلى مسحوق، فيزداد سطح كربونات الكالسيوم المعرّض للتفاعل.

نشاط(١٠): توضح الصورتان الآتيتان احتراق كتلتين متساويتين من الصوف المعدني بالأكسجين:
أي التفاعلين أسرع؟ فسّر إجابتك؟



احتراق الصوف المعدني بالأكسجين النقي أكبر لأنّ نسبة الأكسجين تكون أكبر (تركيزه أكبر) ونحن نعلم أنّ سرعة التفاعل تزداد بزيادة التركيز.

ملاحظة: المواد الصلبة والسائلة الصرفة ذات تركيز ثابت، لأنّ تغير عدد المولات يؤدي لتغير الحجم والعكس صحيح، فتبقى نسبة عدد المولات إلى الحجم (التركيز) ثابتة.

نشاط(١١): يتفاعل حمض الكبريت الممدد مع قطعة حديد، اقترح طريقتين لزيادة سرعة هذا التفاعل.

الحل:

١) زيادة تركيز الحمض. ٢) استخدام برادة الحديد بدلاً من قطعة الحديد (زيادة سطح التماس).

قانون سرعة التفاعل اللحظية:

١. حساب السرعة اللحظية بيانيا:

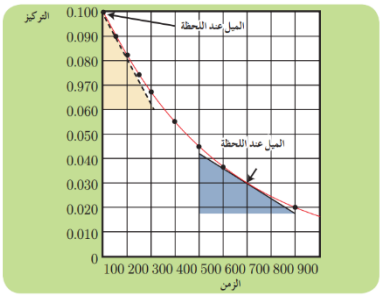
نشاط(١٢): يتفاعل $1-$ كلورو البوتان مع الماء وفق المعادلة الآتية:

$$C_4H_9Cl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow C_4H_9OH_{(aq)} + HCl_{(aq)}$$

يبين الجدول تركيز $1-$ كلورو البوتان خلال لحظات محددة من زمن سير التفاعل:

الزمن (s)	$[C_4H_9Cl]$ $(mol.L^{-1})$
0.0	0.10
100	0.08
200	0.06
300	0.05
400	0.04
500	0.03
800	0.02
1000	0.00

أرسم المنحني البياني لتغيّر تركيز كلورو البوتان بدلالة تغير الزمن، واحسب ميل المماس عند كل من اللحظتين $t = 0s$، $t = 600s$.



الحل:

عند بداية التفاعل $t = 0\ s$:

$$\text{ميل المماس} = \frac{(0.060 - 0.100)}{(200 - 0)} = -2 \times 10^{-4} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

في اللحظة $t = 600\ s$:

$$\text{ميل المماس} = \frac{(0.017 - 0.042)}{(800 - 400)} = -6.3 \times 10^{-5} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

نستنتج: تمثل قيمة ميل المماس عند لحظة محددة قيمة السرعة اللحظية للتفاعل.

ملاحظة: لحساب السرعة اللحظية يقاس تغير التركيز خلال ازمنة صغيرة جداً ليصبح قانون السرعة للمواد المتفاعلة $v = -\frac{dC}{dt}$، وللمواد الناتجة $v = +\frac{dC}{dt}$

٢. حساب السرعة اللحظية حسابياً:

يحدث عند درجة حرارة ثابتة التفاعل الكيميائي الممثل بالمعادلة الكيميائية الآتية:

$$mA_{(g)} + nB_{(g)} \rightarrow \text{نواتج}$$

في التفاعل الأولي تتناسب سرعة التفاعل اللحظية طرداً مع جداء تركيز المواد المتفاعلة، مرفوع كل منها لأس يساوي عدد الأمثال التفاعلية (عدد المولات).

$$v \sim [A]^m \times [B]^n$$

لتحويل التناسب إلى مساواة، نضرب بـ k (ثابت سرعة التفاعل):

$$v = k[A]^m \times [B]^n$$

$[A], [B]$: تراكيز المواد المتفاعلة واحدتها $mol.L^{-1}$

v: سرعة التفاعل اللحظية واحدتها $mol.L^{-1}.s^{-1}$

k: ثابت سرعة التفاعل، وتتعلق قيمته بطبيعة المواد المتفاعلة، ودرجة الحرارة.

تطبيق(١): اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية لكل من التفاعلات الأولية الآتية:

المعادلة	قانون سرعة التفاعل	ملاحظات
$C_4H_9Cl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow C_4H_9OH_{(aq)} + HCl_{(aq)}$	$v = k.[C_4H_9Cl]$	لم يدخل تركيز الماء في عبارة سرعة التفاعل لأنه (مُحل) وتركيزه ثابت.
$CaCO_{3(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow CaCl_{2(aq)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$	$v = k.[HCl]^2$	تم استبعاد تركيز كربونات الكالسيوم لأنه صلب تركيزه ثابت، وتم رفع قيمة التركيز للأس 2 لأنّ الأمثال المولية تساوي 2
$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2SO_{3(g)}$	$v = k.[SO_2]^2.[O_2]$	كلاً من ثنائي أكسيد الكبريت والأكسجين غاز، وتتعلق السرعة بتغير تركيزهما
$C_{(s)} + 2S_{(s)} \rightarrow CS_2$	$v = k$	تفاعل من الرتبة صفر، لا تتعلق بتركيز كل من الكربون والكبريت (مواد صلبة)

رتبة التفاعل:

نشاط(١٣): يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة: $xA + yB \rightarrow C$

قيست السرعة الابتدائية لهذا التفاعل بدلالة تراكيز المواد المتفاعلة، وكانت النتائج كما في الجدول الآتي:

رقم التجربة	$[A]_0$	$[B]_0$	سرعة التفاعل
1	0.1	0.1	4.0×10^{-5}
2	0.1	0.2	4.0×10^{-5}
3	0.2	0.1	16.0×10^{-5}

اعتماداً على الجدول السابق، وبفرض عبارة سرعة التفاعل: $v = k.[A]^x.[B]^y$

١. استنتج قيمة كل من (x, y).

٢. اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية، واستنتج رتبته.

٣. احسب ثابت سرعة التفاعل.

الحل:

ط١: أعوّض قيم التجربة الأولى: $(1)\ v_1 = 4\times10^{-5} = k.[0.1]^x.[0.1]^y$

أعوض قيم التجربة الثانية: $(2)\ v_2 = 4\times10^{-5} = k.[0.1]^x.[0.2]^y$

أعوض قيم التجربة الثالثة: $(3)\ v_3 = 16\times10^{-5} = k.[0.2]^x.[0.1]^y$

بقسمة (1) على (2) ، والاختصار:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{4\times10^{-5}}{4\times10^{-5}} = \frac{k.[0.1]^x.[0.1]^y}{k.[0.1]^x.[0.2]^y} \Rightarrow [0.2]^y = [0.1]^y$$

نستنتج أنّ: $y = 0$

بقسمة (3) على (1)، والاختصار:

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{16\times10^{-5}}{4\times10^{-5}} = \frac{k.[0.2]^x.[0.1]^y}{k.[0.1]^x.[0.1]^y}$$

$$\Rightarrow \frac{v_3}{v_1} = 4 = \frac{[0.2]^x}{[0.1]^x} \Rightarrow 4 = 2^x$$

نستنتج أنّ: $x = 2$

ط٢: كتابة عبارة السرعة اللحظية:

$$v = k.[A]^2.[B]^0 \Rightarrow v = k.[A]^2$$

$x + y = 2 + 0 = 2$ وبالتالي التفاعل من الرتبة الثانية.

ط٣: احسب k من خلال قيم إحدى التجارب:

$$4\times10^{-5} = k.[0.1]^2 \Rightarrow k = \frac{4\times10^{-5}}{10^{-2}} = 4\times10^{-3}$$

نتيجة:

- **التفاعلات الأولية:** تفاعلات تتوافق فيها عبارة السرعة اللحظية مع معادلة التفاعل المعطاة.
- **التفاعلات غير الأولية:** تفاعلات تتم على عدة مراحل لا تتوافق فيها عبارة السرعة اللحظية مع معادلة التفاعل، وتعطى عبارة السرعة للمرحلة الأبطأ.
- **رتبة التفاعل:** مجموع أسس تراكيز المواد المتفاعلة في عبارة سرعة التفاعل.
- يوجد تفاعلات من الرتبة (صفر، الأولى، الثانية، ...إلخ).

يمثل الجدول التالي رُتب التفاعلات الكيميائية اعتماداً على عبارة سرعة التفاعل:

الرتبة صفر	الرتبة الأولى	الرتبة الثانية	الرتبة الثالثة
$v = k$	$v = k[A]$	$v = k[A]^2$ $v = k[A].[B]$	$v = k[A]^3$ $v = k.[A]^2.[B]$ $v = k.[A].[B]^2$ $v = k.[A].[B].[C]$

ملاحظة: سرعة التفاعل في التفاعلات ذات الرتبة صفر تتحدد بمجموعة من العوامل، منها: مساحة سطح التماس، أو الحفاز.

نشاط(١٤): يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة: $NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$ **وكانت النتائج لقياس سرعة التفاعل الابتدائية في عدة تجارب بتراكيز مختلفة على الشكل التالي:**

رقم التجربة	$[NO_2]\ (mol.L^{-1})$	$[CO]\ (mol.L^{-1})$	$v(mol.L^{-1}.s^{-1})$
1	0.10	0.10	0.0021
2	0.20	0.10	0.0084
3	0.20	0.20	0.0084

سرعة التفاعل الكيميائي

والمطلوب:

١. اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية، واستنتج رتبته.

٢. احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل.

الحل:

عبارة سرعة التفاعل اللحظية:

$$v = k.[NO_2]^x.[CO]^y$$

استنتاج رتبة التفاعل:

نعوض في نتائج التجربة الأولى: $0.0021 = k.(0.1)^x.(0.1)^y \dots (1)$

نعوض في نتائج التجربة الثانية: $0.0084 = k.(0.2)^x.(0.1)^y \dots (2)$

نقسم عبارة السرعة (2) على عبارة السرعة (1):

$$\frac{0.0084}{0.0021} = \frac{k(0.2)^x.(0.1)^y}{k.(0.1)^x.(0.1)^y}$$

$$4 = \left(\frac{0.2}{0.1}\right)^x$$

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

نعوض في نتائج التجربة الثالثة:

$$0.0084 = k.(0.2)^x.(0.2)^y \dots (3)$$

نقسم عبارة السرعة (3) على عبارة السرعة (2):

$$\frac{0.0084}{0.0084} = \frac{k(0.2)^x.(0.2)^y}{k.(0.2)^x.(0.1)^y}$$

$$1 = \left(\frac{0.2}{0.1}\right)^y$$

$$1 = (2)^y \Rightarrow y = 0$$

وبالتالي رتبة التفاعل:

$$v = k.[NO_2]^2.[CO]^0$$

$$v = k.[NO_2]^2$$

حساب ثابت سرعة التفاعل:

بتعويض قيم التجربة (1) في عبارة السرعة:

$$0.0021 = k.(0.1)^2 \Rightarrow k = \frac{0.0021}{(0.1)^2} = 0.21$$

سرعة التفاعل الكيميائي

اختبر نفسي:

أولاً – اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

١. قيمة السرعة الوسطية لتكوّن المادة C تساوي $0.15\ mol.L^{-1}$ فتكون السرعة الوسطية لاستهلاك المادة A بواحدة $mol.L^{-1}.s^{-1}$ في التفاعل الآتي: $2A + B \rightarrow 3C$

0.3	d	0.15	c	0.225	b	**0.1**	**a**

طريقة الحل: من معادلة التفاعل نجد أنّ:

$$v_{avg} = \frac{1}{2}v_{avg}(A) = \frac{1}{3}v_{avg}(C)$$

وبالتالي:

$$v_{avg}(A) = \frac{2}{3}.v_{avg}(C)$$

وبالتالي:

$$v_{avg}(A) = \frac{2}{3}(0.15) = 0.1\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

٢. يتفكك المركب NO_2 في الدرجة $300°C$ وفق التفاعل: $2NO_2 \rightarrow 2NO + O_2$، فإذا علمت أنّ تركيز $[NO_2]$ يتغير من $0.01\ mol.L^{-1}$ إلى $0.0064\ mol.L^{-1}$ خلال $100s$، فتكون سرعة تشكل الأكسجين الوسطية مقدرة بـ $mol.L^{-1}.s^{-1}$ تساوي:

1.8×10^{-5}	**d**	3.4×10^{-3}	c	6.8×10^{-5}	b	3.4×10^{-5}	a

شرح طريقة الحل: من معادلة التفاعل نلاحظ أنّ:

$$v_{avg} = -\frac{1}{2}.\frac{\Delta[NO_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[O_2]}{\Delta t}$$

$$-\frac{1}{2}.\frac{0.0064 - 0.01}{100 - 0} = 1.8 \times 10^{-5} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

٣. تم زيادة تراكيز المواد المتفاعلة إلى مثلي ما كان عليه في التفاعل (نواتج $A + B \rightarrow$) ولم تتغير سرعة التفاعل، فتكون عبارة سرعة التفاعل:

$v = k.[B]$	d	**$v = k$**	c	$v = k.[A].[B]$	b	**$v = k[A]$**	**a**

فكرة الحل: بما أنّ تغيّر التركيز لم يغير من سرعة التفاعل وبالتالي التفاعل من المرتبة صفر.

٤. من أجل التفاعل الأولي الآتي: نواتج $3A_{(g)} + B_{(g)} \rightarrow$

إذا ازداد تركيز المادة A مثلي ماكان عليه فإنّ سرعة التفاعل:

لا تتأثر سرعة التفاعل	**d**	تزداد مرتين	c	**تزداد ثماني مرات**	**b**	تزداد أربع مرات	a

طريقة الحل: عبارة السرعة:

$$v = k.[A]^3.[B]$$

لدى زيادة تركيز A مثلي ماكان عليه يكون:

$$v = k.(2[A])^3.[B] = 8.k.[A]^3.[B]$$

ثانياً – أعط تفسيراً علمياً لكل مما يأتي:

١. احتراق مسحوق الفحم أسرع من احتراق قطعة فحم مماثلة له بالكتلة.

لأنّ مساحة سطح التماس في مسحوق الفحم أكبر من مساحة سطح التماس لقطعة الفحم المماثلة بالكتلة.

٢. تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى زيادة سرعة التفاعل.

سرعة التفاعل الكيميائي

لأنّ زيادة درجة الحرارة تؤدي لزيادة عدد الجزيئات التي تملك طاقة حركية أكبر أو تساوي طاقة التنشيط فتزداد عدد التصادمات الفعالة مما يؤدي لزيادة سرعة التفاعل.

٣. تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة.

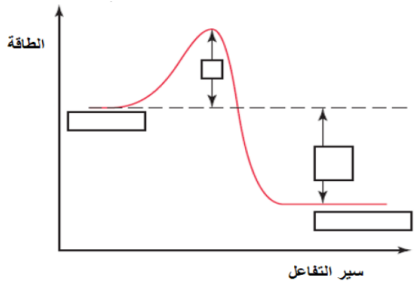
بسبب زيادة عدد التصادمات الفعالة.

٤. التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تميل إلى أنّ تكون سريعة.

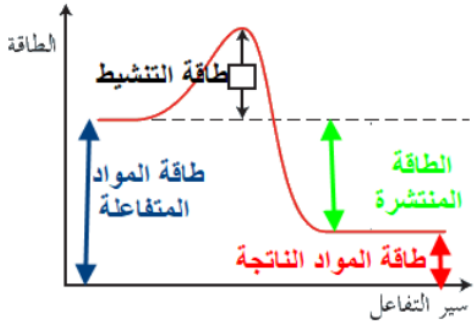
لأنّ عدد الجزيئات التي تملك طاقة التنشيط يكون كبير.

ثالثاً – حل الأسئلة الآتية:

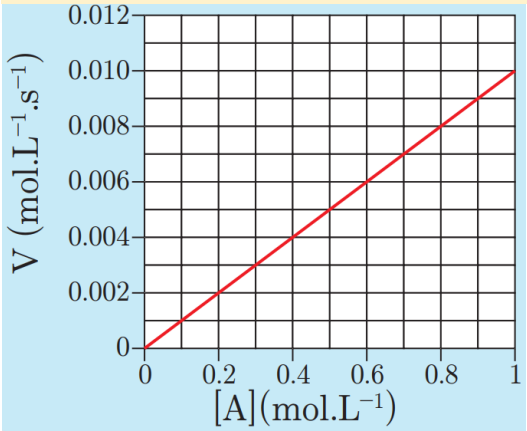
١. يبين المخطط الآتي تغير الطاقة خلال مراحل حدوث التفاعل، بيّن اسم كل مرحلة، والطاقة المشار إليها.



الحل:



٢. يبين الخط البياني المجاور تغير سرعة التفاعل بتغير تركيز المادة A للتفاعل (نواتج ← A)، المطلوب:



a. حدد رتبة التفاعل، ثم اكتب قانون سرعة التفاعل.

b. احسب قيمة ثابت سرعة التفاعل.

الحل: نلاحظ من الخط البياني السابق أنه يمكن كتابة الجدول:

السرعة	0.002	0.004	0.006	0.008	0.01
تركيز A	0.2	0.4	0.6	0.8	1

تُكتب عبارة السرعة بالشكل:

$$v = k.[A]^x$$

يمكن استنتاج رتبة التفاعل.

نعوض في نتائج التجربة الأولى: $0.002 = k.(0.2)^x$

نعوض في نتائج التجربة الثانية: $0.004 = k.(0.4)^x$

نقسم عبارة السرعة (2) على عبارة السرعة (1):

$$\frac{0.004}{0.002} = \frac{k(0.4)^x}{k.(0.2)^x}$$

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

قانون السرعة يكون:

$$v = k.[A]$$

ثابت السرعة:

$$k = \frac{v}{[A]} \Rightarrow k = \frac{0.01}{1} = 0.01$$

٣. يتفاعل غاز الهيدروجين وغاز الكلور وفق المعادلة:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)}$$

a. اكتب عبارة السرعة الوسطية لاستهلاك غاز الكلور.

b. اكتب العلاقة بين السرعة الوسطية لاستهلاك غاز الهيدروجين والسرعة الوسطية لتشكل غاز كلور الهيدروجين.

الحل: عبارة السرعة الوسطية لاستهلاك غاز الكلور:

$$v_{avg}(Cl_2) = -\frac{\Delta[Cl_2]}{\Delta t}$$

العلاقة بين السرعة الوسطية لاستهلاك غاز الهيدروجين والسرعة الوسطية لتشكل غاز كلور الهيدروجين:

$$v_{avg}(H_2) = \frac{1}{2}v_{avg}(HCl)$$

رابعاً – حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى:

يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة: $C_4H_{8(g)} \rightarrow 2C_2H_{4(g)}$، وقد تم تعيين تغير تركيز المركب C_4H_8 خلال الزمن وفق الجدول الآتي:

$[C_4H_{8(g)}]$ $(mol.L^{-1})$	1.00	0.90	0.83	0.76	0.69	0.63
t(s)	0	10	20	30	40	50

والمطلوب:

١. اكتب عبارة السرعة الوسطية لاستهلاك المادة المتفاعلة وعبارة السرعة الوسطية لتشكل المادة الناتجة "تعديل السؤال عن الكتاب"

٢. اكتب عبارة السرعة الوسطية للتفاعل.

٣. احسب السرعة الوسطية لاستهلاك $C_4H_{8(g)}$ بين اللحظتين $(0 \leftarrow 10)s$ واللحظتين $(40 \leftarrow 50)s$.

٤. احسب السرعة الوسطية لتشكل C_2H_4 بين اللحظتين $(20 \leftarrow 30)s$.

الحل:

ط١:

$$v_{avg}(C_4H_8) = -\frac{\Delta[C_4H_8]}{\Delta t}$$

$$v_{avg}(C_2H_4) = \frac{\Delta[C_2H_4]}{\Delta t}$$

ط٢: عبارة السرعة الوسطية للتفاعل:

$$v_{avg} = v_{avg}(C_4H_8) = \frac{1}{2}v_{avg}(C_2H_4)$$

ط٣: حساب السرعة الوسطية لاستهلاك C_4H_8 بين الزمنين $(0 \leftarrow 10)$ والزمنين $(40 \leftarrow 50)$.

السرعة بين $(0 \leftarrow 10)$:

$$v_{avg}(C_4H_8) = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{0.9 - 1}{10 - 0} = 0.01\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

السرعة بين $(40 \leftarrow 50)$:

$$v_{avg}(C_4H_8) = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{0.63 - 0.69}{50 - 40} = 0.006\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

لحساب السرعة الوسطية لتشكل C_2H_4 بين الزمن $(20 \leftarrow 30)$:

نحسب سرعة استهلاك C_4H_8 بين الزمن $(20 \leftarrow 30)$:

$$v_{avg}(C_4H_8) = -\frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = -\frac{0.76 - 0.83}{30 - 20} = 0.007\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

$$\frac{1}{2}v_{avg}(C_2H_4) = v_{avg}(C_4H_8) \Rightarrow v_{avg}(C_2H_4) = 2v_{avg}(C_4H_8)$$

$$v_{avg}(C_2H_4) = 2 \times 0.007 = 0.014\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

المسألة الثانية:

مزج $600\ mL$ من المادة **A** ذات التركيز $0.8\ mol.L^{-1}$ مع $200\ mL$ من المادة **B** ذات التركيز $0.8\ mol.L^{-1}$ لتشكل المادة **C** في شروط مناسبة، وفق التفاعل الأولي الآتي:

$$3A_{(aq)} + B_{(aq)} \rightarrow 2C_{(aq)}$$

والمطلوب:

١. اكتب عبارة سرعة التفاعل.

٢. احسب سرعة التفاعل الابتدائي بفرض أنّ: $k = 0.1$

٣. احسب تركيز المادة **C** وسرعة التفاعل عندما يتفاعل 20% من المادة **A**.

٤. احسب سرعة التفاعل عندما يصبح تركيز المادة **C** مساوياً $0.2\ mol.L^{-1}$.

٥. ما هو تركيز المادة **A, B, C** عند توقف التفاعل.

الحل:

ط١: عبارة سرعة التفاعل:

التفاعل أولي: $v = k.[A]^3.[B]$

ط٢: نحسب تراكيز كلاً من A و B الابتدائية بعد المزج:

$$n_1 = n_2 \Rightarrow C_1.V_1 = C_2.V_2$$

$$[A]_o = \frac{0.8 \times 600}{800} = 0.6\ mol.L^{-1}$$

$$[B]_o = \frac{0.8 \times 200}{800} = 0.2\ mol.L^{-1}$$

$$v = 0.1 \times (0.6)^3 \times (0.2) = 4.32 \times 10^{-3} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ط٣: حساب تركيز المادة C وسرعة التفاعل عندما يتفكك 20% من المادة A:

$3A_{(g)}$	+	$B_{(g)}$	→	$2C_{(g)}$
0.6		0.2		0
$0.6 - 3x$		$0.2 - x$		$2x$

كل 100 يتفكك منها 20

كل 0.6 يتفكك منها 3x

$$3x = 0.12 \Rightarrow x = 0.04\ mol.L^{-1}$$

والآن نحسب تركيز C:

$$[C] = 2x = 2(0.04) = 0.08\ mol.L^{-1}$$

والآن نحسب تركيز [A], [B] لحساب سرعة التفاعل:

$$[A] = 0.6 - 0.12 = 0.48\ mol.L^{-1}$$
$$[B] = 0.2 - 0.04 = 0.16\ mol.L^{-1}$$
$$v = k.[A]^3.[B] = 0.1 \times (0.48)^3 \times (0.16) = 1.76 \times 10^{-3} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ط٤: حساب سرعة التفاعل عندما يتشكل $0.2mol.L^{-1}$ من المادة C:

$$2x = 0.2mol.L^{-1} \Rightarrow x = 0.1\ mol.L^{-1}$$
$$[A] = 0.6 - 3x = 0.6 - 0.3 = 0.3\ mol.L^{-1}$$
$$[B] = 0.2 - x = 0.2 - 0.1 = 0.1\ mol.L^{-1}$$
$$v = 0.1 \times (0.3)^3 \times (0.1) = 2.7 \times 10^{-4} mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ط٥: ما هو تركيز المادة A, B, C عند توقف التفاعل:

عند توقف التفاعل: $v = 0, k \neq 0$ وبالتالي:

إما $[A] = 0$ أي:

$$[A] = 0 \Rightarrow 0.6 - 3x = 0mol.L^{-1} \Rightarrow 3x = 0.6 \Rightarrow x = 0.2\ mol.L^{-1}$$

وبالتالي:

$$[B] = 0.2 - 0.2 = 0\ mol.L^{-1}$$
$$[C] = 0.4\ mol.L^{-1}$$

عند نهاية التفاعل يكون تركيز المادة A, B صفر.

المسألة الثالثة:

يبين الجدول الآتي تغير سرعة التفاعل الابتدائية للتفاعل نواتج $xA_{(g)} \rightarrow$ عند تراكيز مختلفة.

$[A](mol.L^{-1})$	0.1	0.2	0.4
$v_o(mol.L^{-1}.s^{-1})$	0.008	0.016	0.032

والمطلوب:

١. أثبت أنّ التفاعل من الرتبة الأولى، واكتب عبارة سرعة التفاعل.

٢. احسب ثابت سرعة التفاعل.

الحل:

ط١: عبارة السرعة اللحظية: $v = k.[A]^x$

يمكن استنتاج رتبة التفاعل:

نعوض في نتائج التجربة الأولى: $0.008 = k.(0.1)^x$ ... (1)

نعوض في نتائج التجربة الثانية: $0.016 = k.(0.2)^x$ ... (2)

نقسم عبارة السرعة (2) على عبارة السرعة (1):

$$\frac{0.016}{0.008} = \frac{k(0.2)^x}{k(0.1)^x}$$

سرعة التفاعل الكيميائي

$$2 = \left(\frac{0.2}{0.1}\right)^{x}$$
$$2 = (2)^{x} \Rightarrow x = 1$$

تكون عبارة سرعة التفاعل:

$$v = k.[A]$$

ط٢: حساب ثابت سرعة التفاعل:

$$0.008 = k.(0.1)$$
$$k = \frac{0.008}{0.1} = 0.08$$

المسألة الرابعة:

يتفاعل أكسيد النتروجين مع الهيدروجين وفق المعادلة:

$$xNO_{(g)} + yH_{2(g)} \rightarrow \text{نواتج}$$

وسُجّلت على البيانات الآتية عند إجراء التجربة لعدة مرّات.

رقم التجربة	$[H_2]$ mol. L^{-1}	$[NO]$ mol. L^{-1}	سرعة التفاعل mol. L^{-1}. s^{-1}
1	0.1	0.1	1.23×10^{-3}
2	0.2	0.1	2.46×10^{-3}
2	0.1	0.2	4.92×10^{-3}

المطلوب:

١. أوجد علاقة سرعة التفاعل اللحظية، وحدد رتبة التفاعل.

٢. احسب قيمة ثابت السرعة.

٣. احسب سرعة التفاعل عندما يكون: $[H_2] = 0.15$ mol. L^{-1}, $[NO] = 0.05$mol. L^{-1}

الحل:

عبارة سرعة التفاعل اللحظية:

$$v = k.[NO]^{x}.[H_2]^{y}$$

نعوض في نتائج التجربة الأولى: $1.23 \times 10^{-3} = k.(0.1)^{x}.(0.1)^{y}$ ... (1)

نعوض في نتائج التجربة الثانية: $2.46 \times 10^{-3} = k(0.1)^{x}.(0.2)^{y}$ ... (2)

نقسم عبارة السرعة (2) على عبارة السرعة (1):

$$\frac{2.46 \times 10^{-3}}{1.23 \times 10^{-3}} = \frac{k.(0.1)^{x}.(0.2)^{y}}{k.(0.1)^{x}.(0.1)^{y}}$$
$$2 = \left(\frac{0.2}{0.1}\right)^{y}$$
$$2 = (2)^{y} \Rightarrow y = 1$$

نعوض في نتائج التجربة الأولى: $1.23 \times 10^{-3} = k.(0.1)^{x}.(0.1)^{y}$.. (1)

نعوض في نتائج التجربة الثالثة: $4.92 \times 10^{-3} = k.(0.2)^{x}.(0.1)^{y}$ ... (3)

نقسم عبارة السرعة (3) على عبارة السرعة (1):

$$\frac{4.92 \times 10^{-3}}{1.23 \times 10^{-3}} = \frac{k(0.2)^{x}.(0.1)^{y}}{k.(0.1)^{x}.(0.1)^{y}}$$

$$4 = \left(\frac{0.2}{0.1}\right)^{x}$$
$$4 = (2)^{x} \Rightarrow x = 2$$

تكون عبارة سرعة التفاعل:

$$v = k.[NO_2]^2.[H_2]$$

التفاعل من الرتبة الثالثة:

$$2 + 1 = 3$$

ط٢: حساب قيمة ثابت سرعة التفاعل:

$$1.23 \times 10^{-3} = k.(0.1)^2.(0.1)$$
$$k = \frac{1.23 \times 10^{-3}}{(0.1)^3} = 1.23$$

ط٣: احسب سرعة التفاعل عندما يكون $[H_2] = 0.15\ mol.L^{-1}$ ، $[NO] = 0.05\ mol.L^{-1}$

$$v = k.[NO]^2.[H_2]$$
$$v = 1.23 \times (0.05)^2 \times (0.15) = 4.6 \times 10^{-4}\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

انتهى درس سرعة التفاعل الكيميائي

سرعة التفاعل الكيميائي

لاستفساراتكم يمكنكم التواصل مع الأستاذ طارق غبرا على الحسابات التالية :

على الفيس بوك:

fb.com/Chemsyria

قناتنا على اليوتيوب:

www.youtube.com/channel/UC8inSE7NHEJF0t1fzb3yAWA

قناتنا على التلغرام:

https://t.me/Chemsyria

وعلى الواتس اب يمكنكم التواصل على الرقم التالي:

0938639857

مع أطيب التمنيات بالتوفيق والنجاح

سرعة التفاعل الكيميائي