الوحدة الثالثة

«حركية التفاعلات الكيميائية»

1. سرعة التفاعلات الكيميائية

نشاط (1):

صنّف التفاعلات الآتية من حيث السرعة:

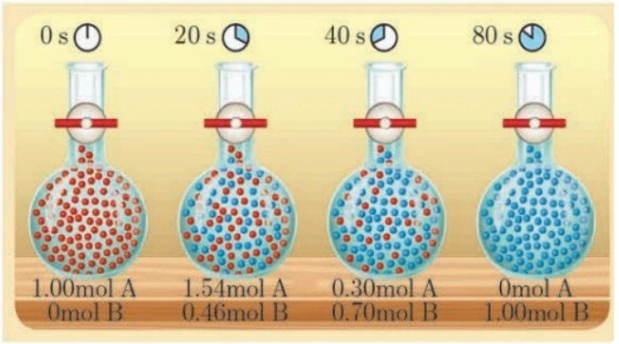
- صدأ الحديد: بطيئة
- احتراق غاز البوتان: سريعة
- تشكل النفط والغاز: بطيئة جداً

نشاط (2)

يحدث التفاعل الممثل بالمعادلة الآتية:

$$A(g) \rightarrow B(g)$$

في وعاء حجمه 1L، وسُجلت 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

اعتمادًا على النتائج المدونة في الجدول السابق:

1. احسب تركيز كل من المادتين A وB عند الأزمنة (0، 20، 40).
2. احسب تغير تراكيز كل من المادتين A وB خلال تغير الزمن من (إلى 20 0) ومن (إلى 40 20).
3. أمثل بيانيًا تغير تراكيز كل من المادتين A وB خلال سير التفاعل، ماذا أستنتج؟

تكملة

الحل

1. حساب التركيز

الزمن t(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

2. تغير تركيز المادة A خلال الزمن من (إلى 20 0)

$$\Delta[A]/\Delta t = ([A]_2 - [A]_1) / (t_2 - t_1)$$

$$= (0.54 - 1.00) / (20 - 0)$$

$$= -0.023\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

تغير تركيز المادة A خلال الزمن من (إلى 40 20)

$$\Delta[A]/\Delta t = ([A]_3 - [A]_2) / (t_3 - t_2)$$

$$= (0.30 - 0.54) / (40 - 20)$$

$$= -0.012\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

ألاحظ:

إن قيمة تغير تراكيز المواد المتفاعلة بالنسبة لتغير الزمن سالبة؛ لأن التراكيز في تناقص مستمر.

تغير تركيز المادة B خلال الزمن من (إلى 20 0)

$$\Delta[B]/\Delta t = ([B]_2 - [B]_1) / (t_2 - t_1)$$

$$= (0.46 - 0)/(20 - 0)$$

$$= 0.023\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

تكملة

تغير تركيز المادة B خلال الزمن من (إلى 40 20)

$\Delta[B]/\Delta t = ([B]_3 - [B]_2) / (t_3 - t_2)$

$= (0.70 - 0.46)/(40 - 20)$

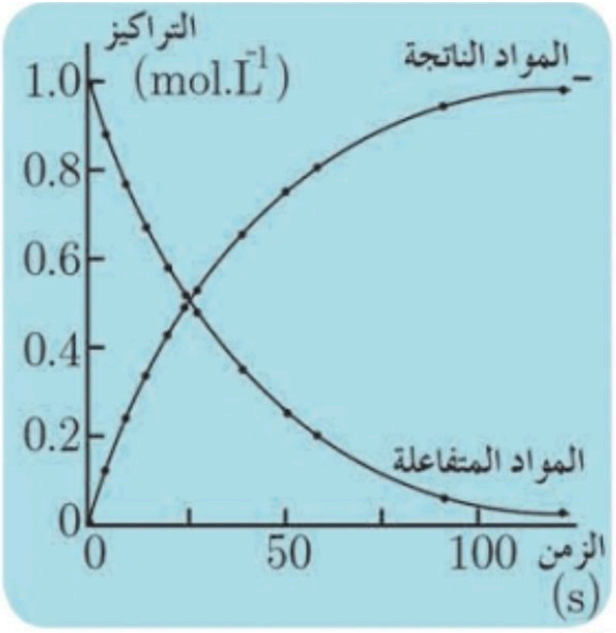
$= 0.012\ mol.L^{-1}.s^{-1}$

ألاحظ:

إن قيمة تغير تراكيز المواد الناتجة بالنسبة لتغير الزمن موجبة؛ لأن التراكيز في تزايد مستمر.

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

ويعبر تغير تركيز المادة B بتغير الزمن عن السرعة الوسطية لتشكل المادة B، ويرمز لها بـ: $v_{avg}(B)$



➤ من التجربة الآتيه نتوصل لنتيجة ؛

➜ تغير تركيز المواد المتفاعلة سالب (متناقص)؟ لأن التراكيز في تناقص مستمر

➜ تغير تراكيز المواد الناتجة موجب (متزايد): لأن التراكيز في تزايد مستمر.

➤ السرعات الوسطية:

$$aA \longrightarrow bB$$

مواد متفاعلة — مواد ناتجة

➜ **سرعة استهلاك المادة المتفاعلة:** هو تغير تركيز المادة المتفاعلة بالنسبة لتغير الزمن

$$v_{avg}(A) = -\Delta[A] / \Delta t$$

➜ **سرعة التكوين للمادة الناتجة:** هو تغير تركيز المادة الناتجة بالنسبة لتغير الزمن

$$v_{avg}(B) = \Delta[B] / \Delta t$$

➜ **سرعة التفاعل الوسطية:** هو تغير تركيز المواد المتفاعلة أو الناتجة بالنسبة لتغير الزمن كلاً منها مقسوم على العدد يساوي الأمثال التفاعلية في المعادلة الموزونة العلاقة التي تربط السرعات:

$$v_{avg} = -1/a \times \Delta[A]/\Delta t$$
$$= 1/b \times \Delta[B]/\Delta t$$

$$v_{avg} = 1/a\ v_{avg}(A)$$
$$= 1/b\ v_{avg}(B)$$

مثال:

لدينا التفاعل التالي:

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3$$

والمطلوب:

1. اكتب عبارة سرعة استهلاك المادة H_2 و N_2

الحل

$$V_{avg}(N_2) = -\Delta[N_2] / \Delta t$$
$$V_{avg}(H_2) = -\Delta[H_2] / \Delta t$$

2. اكتب عبارة سرعة تكوين المادة NH_3

تكملة

الحل

$$V_{avg}(NH_3) = \Delta[NH_3] / \Delta t$$

3. اكتب عبارة سرعة التفاعل الوسطية لكل مادة.

الحل

$$V_{avg} = -\Delta[N_2]/\Delta t$$
$$= -1/3\ \Delta[H_2]/\Delta t$$
$$= 1/2\ \Delta[NH_3]/\Delta t$$
$$V_{avg} = V_{avg}(N_2)$$
$$= 1/3\ V_{avg}(H_2)$$
$$= 1/2\ V_{avg}(NH_3)\ \text{.....(*)}$$

4. اكتب العلاقة بين سرعة استهلاك المادة H_2 وسرعة تكوين المادة NH_3 .

الحل

$$1/3\ V_{avg}(H_2) = 1/2\ V_{avg}(NH_3)$$

5. اكتب العلاقة بين سرعة استهلاك المادة N_2 وسرعة تكوين المادة NH_3

الحل

$$V_{avg}(N_2) = 1/2\ V_{avg}(NH_3)$$

6. اذا كانت سرعة التفاعل الوسطية $0{,}02\ mol.L^{-1}.s^{-1}$ احسب كلاً من سرعة استهلاك H_2 وسرعة تكوين NH_3

تكملة

الحل

نعوض في (*)

$$0.02 = 1/1\ V_{avg}(N_2)$$
$$= 1/3\ V_{avg}(H_2)$$
$$= 1/2\ V_{avg}(NH_3)$$
$$0.02 = 1/3\ V_{avg}(H_2)$$

$$\mathbf{V_{avg}(H_2) = 0.02 \times 3 = 0.06\ mol.L^{-1}.s^{-1}}$$

$$\mathbf{V_{avg}(NH_3) = 0.02 \times 2 = 0.04\ mol.L^{-1}.s^{-1}}$$

➤ مراحل حدوث التفاعل الكيميائي:

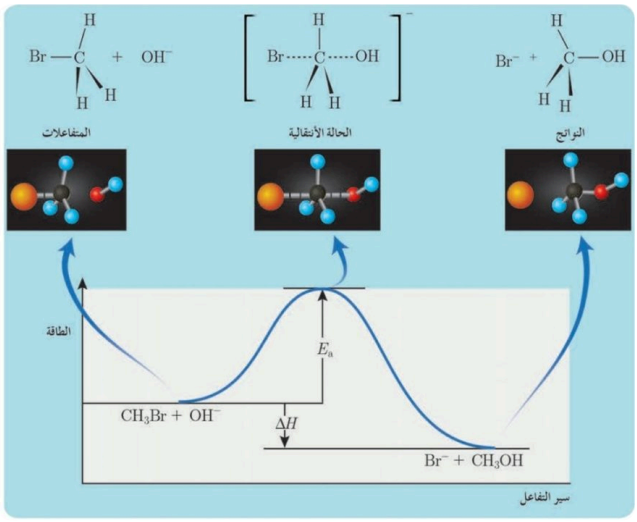
➜ نظرية التصادمات:

تقوم نظرية التصادم على فرضيتين:

1. لحدوث تفاعل كيميائي يجب أن تتصادم دقائق المواد المتفاعلة مع بعضها.
2. التصادم شرط لازم وغير كافٍ لحدوث التفاعل، حيث يوجد تصادمات فعّالة وأخرى غير فعّالة.

➜ الشروط الواجب توافرها حتى يكون التصادم فعّال:

1. أن تأخذ دقائق المادة وضعاً فراغياً مناسباً
2. أن تمتلك دقائق المادة المتفاعلة الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحدوث التفاعل (طاقة التنشيط).



تكملة

➤ المراحل التي تمر فيها التفاعلات الكيميائية التي تحتاج إلى طاقة تنشيط:

1. إضعاف روابط جزيئات المواد المتفاعلة.
2. تشكّل الحالة الانتقالية او ما يسمى بالمعقد النشط.
3. تفكك المعقد النشط، وتشكل النواتج.

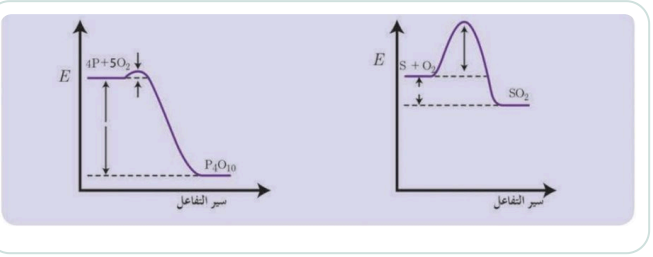
➤ ما المقصود بالمعقد النشط: هو مركب مرحلي غير ثابت يتشكل آنيّاً، ولا يمكن فصله من المزيج التفاعلي.

➤ ما المقصود بـ طاقة التنشيط: هي الحد الأدنى من الطاقة الواجب توافره لوصول طاقة المواد المتفاعلة إلى الحالة الانتقالية.

➤ ملاحظة:

تتعلق طاقة التنشيط بطبيعة المواد المتفاعلة.

ألاحظ المخططين البيانيين الآتيين:



1. ألاحظ أي التفاعلين يحتاج طاقة تنشيط أكبر؟
2. ألاحظ أي التفاعلين أسرع؟ فسر ذلك؟

➤ التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط منخفضة تكون سريعة (فسر)؟ لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط تكون كبيراً.

➤ التفاعلات التي تحتاج إلى طاقة تنشيط مرتفعة تكون بطيئة (فسر) ؟ لأن عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة التنشيط تكون صغيراً.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي:

تؤثر في سرعة التفاعل مجموعة من العوامل:

تكملة

1. طبيعة المواد المتفاعلة.

➤ لدينا غاز البوتان (المكون الأساسي للوقود المستخدم في أسطوانة الغاز المنزلي) وغاز الأوكتان (المكون الأساسي للوقود المستخدم في السيارات)

➜ أحدد أي المركبين السابقين يتفكك أسرع؟

أستنتج: سرعة احتراق البوتان أكبر من سرعة احتراق الأوكتان.

➤ نشاط (6):

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:

$$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2HCl(g)$$

ما سبب اختلاف سرعتي التفاعلين السابقين؟ علماً أن:

$$\Delta H_b(H–H) = 435\ kJ.mol^{-1}$$

$$\Delta H_b(Cl–Cl) = 243\ kJ.mol^{-1}$$

$$\Delta H_b(F–F) = 156.9\ kJ.mol^{-1}$$

أستنتج: تزداد سرعة التفاعل الكيميائي كلما قلت قيمة طاقة روابط المواد المتفاعلة.

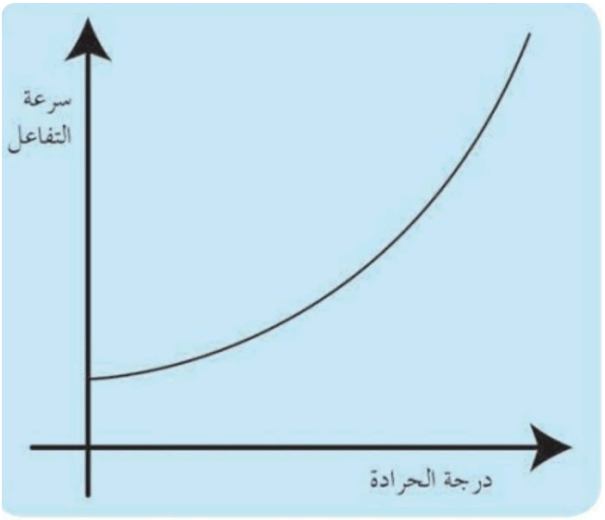
ملاحظة:

تتعلق سرعة التفاعل بطبيعة المواد المتفاعلة.

تكملة

2- درجة الحرارة.

نشاط (7):



تتصادم الجزيئات فيما بينها من الجسيمات ذات الحجم الصغير، لأنها تحتاج للحرارة حتى تستطيع الحركة بسرعة.

➤ أفسر: أثر زيادة درجة الحرارة على العمليات الاستقلابية داخل أجسام الزواحف وعلى التفاعلات الكيميائية بشكل عام؟

الجواب: تؤدي زيادة درجة الحرارة إلى زيادة عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة حركة أكبر أي يزداد عدد الجسيمات التي تمتلك طاقة التنشيط فيزداد عدد التصادمات الفعالة وبالتالي تزداد سرعة التفاعل.

ملاحظة:

تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة.

3- تأثير الوسيط

أفسر: تحفظ الأغذية المعلبة لفترة زمنية طويلة دون أن تفسد؟

الجواب: بسبب إضافة مواد حافظة إليها تبطّئ سرعة تفاعل تحللها.

تكملة

➤ **ما المقصود بالوسيط:** مادة تغير من سرعة التفاعل الكيميائي القابل للحدوث دون أن يتغير تركيبها الكيميائي في نهاية التفاعل ويقسم الوسيط إلى مسرع للتفاعل يدعى حفاز ومبطئ للتفاعل يدعى مثبط.

➤ يعمل الحفاز على تغيير آلية حدوث التفاعل وفق تفاعلات طاقة تنشيطها أقل من طاقة تنشيط التفاعل الأصلي.

إضاءة:

تلعب الإنزيمات دور المحفز أو المثبط في ضبط التفاعلات الكيميائية داخل جسم الكائن الحي، والتي تحدث جميعها بشكل دقيق للحفاظ على حياته واستمرار بقائه.

4- 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 (9):

يتفاعل حمض كلور الماء مع قطعة من كربونات الكالسيوم وفق المعادلة الآتية:

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow$$

$$CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

كيف يمكن زيادة سرعة هذا التفاعل؟ بزيادة تركيز حمض كلور الماء

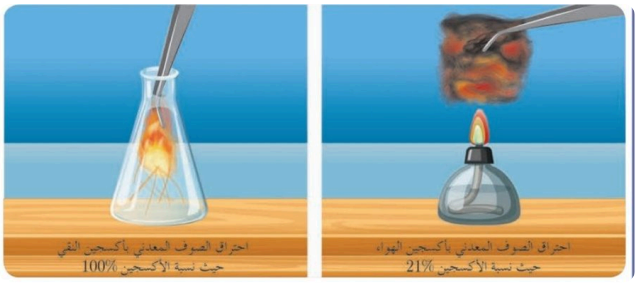
تكملة

➤ ملاحظة: تزداد سرعة التفاعل بزيادة تركيز حمض كلور الماء.

➤ عند تحويل قطعة كربونات الكالسيوم إلى مسحوق، فيزداد سطح كربونات الكالسيوم المعرض للتفاعل.

نشاط (10):

توضح الصورتان الآتيتان احتراق كتلتين متساويتين من الصوف المعدني بالأكسجين:



احتراق الصوف المعدني بالأكسجين النقي، حيث نسبة الأكسجين 100%.

احتراق الصوف المعدني بالأكسجين الموجود في الهواء حيث نسبة الأكسجين 21%.

أي التفاعلين أسرع؟ فسر إجابتك؟

احتراق الصوف المعدني بالأكسجين النقي، لأن نسبة تركيز الأكسجين في الأكسجين النقي أكبر من نسبتها في الهواء.

نشاط (11):

يتفاعل حمض الكبريت الممدد مع قطعة حديد ،اقترح طريقتين لزيادة سرعة هذا التفاعل.

الحل

$$H_2SO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4$$

لزيادة سرعة التفاعل: **1.** إما نزيد تركيز H_2SO_4

2. أو بجعل قطعة الحديد قطع أصغر (برادة)

➤ قانون سرعة التفاعل اللحظية:

1. حساب السرعة اللحظية بيانيًا:

نشاط (12):

يتفاعل 1-كلورو البوتان مع الماء وفق المعادلة الآتية:

$$C_4H_9Cl(aq) + H_2O(l) \rightarrow C_4H_9OH(aq) + HCl(aq)$$

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

ارسم المنحنى البياني لتغير تركيز كلورو البوتان بدلالة تغير الزمن، واحسب ميل المماس عند كل من اللحظتين:

$$t = 0\ s\ ,\ t = 600\ s$$

الحل

عند بداية التفاعل $t = 0$:

ميل المماس:

$$= (0.060 - 0.100) / (200 - 0)$$

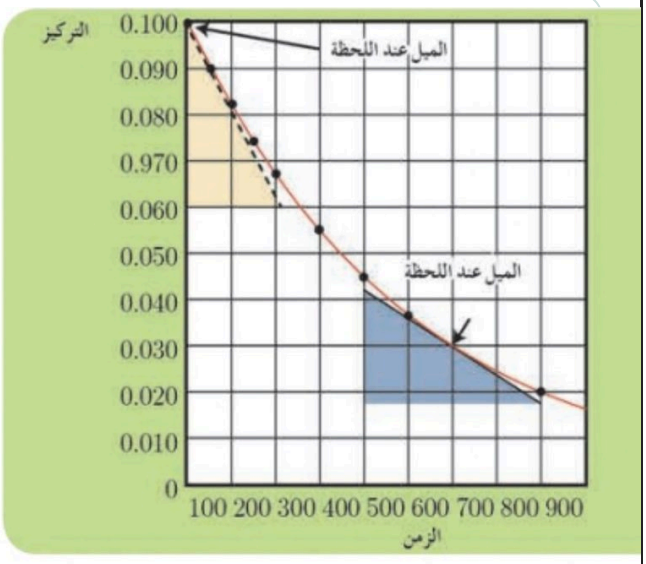
$$= -2 \times 10^{-4}\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$

في اللحظة $t = 600$:

ميل المماس:

$$= (0.017 - 0.042) / (800 - 400)$$

$$= -6.3 \times 10^{-5}\ mol.L^{-1}.s^{-1}$$



تكملة

ملاحظة:

• تمثل قيمة ميل المماس عند لحظة محددة قيمة السرعة اللحظية للتفاعل.

ملاحظة:

• لحساب السرعة اللحظية يقاس تغير التركيز خلال أزمنة صغيرة جدًا ليصبح قانون السرعة:

للمادة المتفاعلة:

$$v = -dC/dt$$

وللمواد الناتجة:

$$v = +dC/dt$$

2. حساب السرعة اللحظية رياضياً:

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

$$m\,A(g) + n\,B(g) \rightarrow \text{نواتج}$$

في التفاعل الأولي تتناسب سرعة التفاعل اللحظية طرداً مع جداء تراكيز المواد المتفاعلة، مرفوع كل منها إلى أس يساوي عدد الجزيئات المتفاعلة:

$$\mathbf{v = [A]^m \times [B]^n}$$

$$\mathbf{\Rightarrow v = k[A]^m \times [B]^n}$$

حيث:

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

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

k: ثابت سرعة التفاعل، وتتعلق قيمته بنوعية المواد المتفاعلة، ودرجة الحرارة ليس له واحدة.

➤ بماذا يتعلق ثابت سرعة التفاعل k ؟

يتعلق بـ: نوعية المواد المتفاعلة، ودرجة الحرارة.

➤ رتبة التفاعل:

نشاط (13):

يحدث التفاعل الآتي في شروط مناسبة:

$$A + B \rightarrow C$$

تكملة

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

رقم التجربة	[A]	[B]	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}

بفرض أن عبارة سرعة التفاعل:

$$v = k[A]^x[B]^y$$

1. استنتج قيمة كل من (x, y) واستنتج رتبته.
2. اكتب عبارة سرعة التفاعل اللحظية، واحسب رتبة التفاعل.
3. احسب ثابت سرعة التفاعل.

الحل

1. أفرض قيم التجربة الأولى:

(1)

$$v_1 = 4 \times 10^{-5} = k[0.1]^x[0.1]^y$$

أفرض قيم التجربة الثانية:

(2)

$$v_2 = 4 \times 10^{-5} = k[0.1]^x[0.2]^y$$

أفرض قيم التجربة الثالثة:

(3)

$$v_3 = 16 \times 10^{-5} = k[0.2]^x[0.1]^y$$

تكملة

نقسم (1) على (2):

$$v_1/v_2 = [k(0.1)^x(0.1)^y] / [k(0.1)^x(0.2)^y]$$

وبالاختصار:

$$1 = [0.1]^y / [0.2]^y$$

$$\Rightarrow y = 0$$

نقسم (3) على (1):

$$v_3/v_1 = [k(0.2)^x(0.1)^y] / [k(0.1)^x(0.1)^y]$$

$$\Rightarrow 4 = [0.2]^x / [0.1]^x$$

$$\Rightarrow 4 = 2^x$$

$$\Rightarrow x = 2$$

إذن:

$$x = 2 \text{ ، } y = 0$$

2. عبارة السرعة اللحظية:

$$v = k[A]^2[B]^0$$

$$\Rightarrow v = k[A]^2$$

ومنها نستنتج أن التفاعل من الرتبة الثانية.

3. حساب ثابت سرعة التفاعل من إحدى قيم التجارب:

$$4 \times 10^{-5} = k[0.1]^2$$

$$\Rightarrow k = (4 \times 10^{-5})/(10^{-2})$$

$$\Rightarrow k = 4 \times 10^{-3}$$

← **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، ويُعطى عبارة السرعة للمرحلة الأبطأ.

تكملة

← **رتبة التفاعل:** مجموع أسس تراكيز المواد المتفاعلة في عبارة سرعة التفاعل.

أمثلة:

اكتب عبارة سرعة التفاعل للتفاعلات الآتية:

(1

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$$

$$v = k[N_2]^1[H_2]^3$$

رتبة التفاعل = 3 + 1 = 4

(2

$$Fe(s) + 2HCl(aq) \rightarrow FeCl_2(aq) + H_2(g)$$

$$v = k[HCl]^2$$

رتبة التفاعل = 2

(3

$$C_2H_4(g) + H_2O(l) \rightarrow CH_3CH_2OH(aq)$$

$$v = k[C_2H_4]^1$$

رتبة التفاعل = 1

(4

$$C(s) + 2S(s) \rightarrow CS_2(s)$$

$$v = k$$

رتبة التفاعل=0