دولة الامارات العربية المتحدة

مدرسة الفلاحية للتعليم الثانوي

مادة الكيمياء

الفصل الدراسي الثاني

الفصل السادس : سرعة التفاعل

M.A.S-2013

اعداد :

Mohammed Abdulla Salman

ALHAMMADI

- حرارة *التفاعل* :تمثل الطاقة الممتصة او المنطلقة كحرارة اثناء التفاعل الكيميائي تحت

آليات التفاعل : هي سلسلة خطوات التفاعل التي يحدث بموجبها التغير الكيميائي الكلي .
مثال : يتفاعل بخار اليود البنفسجي مع الهيدروجين لتكوين يوديد الهيدروجين

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2HI_{(g)}$$

وتتفكك جزيئات HI لتكوين الهيدروجين واليود في التفاعل العكسي

$$2HI_{(g)} \rightarrow I_{2(g)} + H_{2(g)}$$

في هذه التفاعلات لا يظهر إلا المتفاعلات والنواتج فقط . وقد أظهرت التجارب لاحقاً عدم حدوث تفاعل مباشر بين اليود والهيدروجين ، لذا فقد اقترح العلماء آليتين بديلتين لهذا التفاعل هما :

خطوة 1	$I_2 \leftrightarrows 2I$
خطوة 2	$2I + H_2 \leftrightarrows 2HI$
	$I_2 + H_2 \leftrightarrows 2HI$

الآلية الأولى المحتملة وتتم في خطوتين

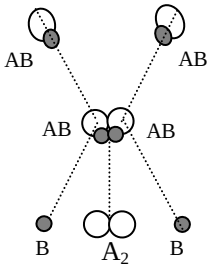
خطوة 1	$I_2 \leftrightarrows 2I$
خطوة 2	$I + H_2 \leftrightarrows H_2I$
خطوة 3	$H_2I + I \leftrightarrows 2HI$
	$I_2 + H_2 \leftrightarrows 2HI$

الآلية الثانية المحتملة وتتم في ثلاث خطوات

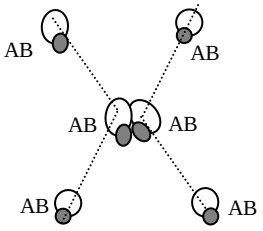
في هذه الآليات ظهر في بعض الخطوات أنواع لم تظهر في النتيجة النهائية ، وهذه تعرف بالأنواع الوسيطة .

الوسيط : نوع يتكون في خطوة من خطوات آلية التفاعل ، ولا يظهر في المعادلة النهائية .
في الآلية الأولى الوسيط هو I ، وفي الآلية الثانية الوسائط هي I , H_2I .
التفاعل السابق من التفاعلات المتجانسة: وهي التفاعلات التي تكون فيها المتفاعلات والنواتج في حالة فيزيائية واحدة.

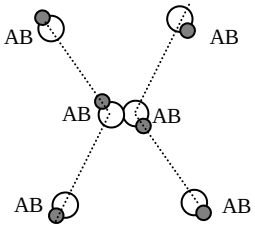
نظرية التصادم :
لحدوث تفاعل كيميائي بين المواد يجب أن تتصادم جسيماته (جزيئات أو ذرات أو أيونات) بعد أن تتغلب على أي قوى تنافر بينها . ونظرية التصادم تفسر نجاح أو فشل هذه التصادمات لتكوين نواتج .
1- الطاقة كافية في الجسيمات المتصادمة لدمج إلكترونات التكافؤ وكسر روابط الجزيئات .
2 - يكون وضع الجسيمات المتصادمة في اتجاه مناسب لحدوث التفاعل.
لنأخذ التفاعل المتجانس $AB + AB \leftrightarrows A_2 + 2B$
يحدث التفاعل إذا امتلكت جسيمات AB طاقة كافية ، وكان وضع الجسيمات المتصادمة مناسباً لحدوث التفاعل بحيث يكون أطراف الجزيئات المتفاعلة والتي سيتكون منها مركبات جديدة متوافقة وفي اتجاه واحد .



(أ) تصادم فعال
اتجاه وطاقة مناسبان



(ب) تصادم غير فعال
طاقة غير كافية



(جـ) تصادم غير فعال
اتجاه غير مناسب

M.A.S-2015

طاقة التنشيط :

في التفاعل $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$, $\Delta H = -483.6\ kJ$

حرارة التكوين مرتفعة جداً وسالبة $\Delta H^0_f = -285.8\ kJ/mo$ (كان من المفترض أن يكون التفاعل تلقائيا) ، والتغير في الطاقة الحرة $\Delta G^0 = -237.1 kJ/mol$ (قيمة سالبة) إلا أن هذا التفاعل لا يحدث تلقائياً عند درجة حرارة الغرفة ، فلماذا ؟

السبب: 1 ـ عند تقارب جزيئات H_2 , O_2 تتنافر السحب الإلكترونية مما يقلل احتمال التصادم .

2 ـ عدم توفر الطاقة اللازمة لكسر الروابط $H - H$, $O = O$.

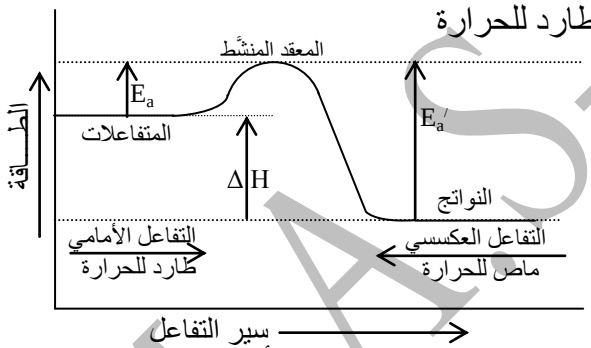
3 ـ عدم توفر الطاقة الحركية للجزيئات المتصادمة لمزج إلكترونات التكافؤ لتكوين الروابط في جزيئات الماء.

ولحدوث هذا التفاعل يلزمنا طاقة لكسر روابط المتفاعلات وتكوين روابط جديدة ، وهذه تسمى طاقة التنشيط .

طاقة التنشيط E_a : هي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لتحويل المتفاعلات إلى معقد منشَّط .

وهذه الطاقة تعمل على وضع التفاعلات الطاردة للحرارة على مسار التفاعل ، حيث أن الطاقة الناتجة عن التفاعل بعد ذلك تعمل على تنشيط الجزيئات الأخرى واستمرار التفاعل حتى النهاية .

والشكل المجاور يظهر مساراً عاماً أمامياً لتفاعل طارد للحرارة



*إذن طاقة التفاعل = الفرق بين طاقتي تنشيط التفاعلين الأمامي E_a والعكسي $E_{a'}$.

*تكون قيمة ΔH للتفاعل الطردي مساوية عددياً قيمة ΔH للتفاعل العكسي مع تغيير الإشارة .

المعقد المنشَّط : هو التركيب الانتقالي الناتج عن التصادم الفعال ، والذي يبقى أثناء تكسر الروابط الأصلية وتكون الروابط الجديدة . وهو يمثل أعلى نقطة في منحنى الطاقة .

ـ في التفاعل العكسي يمر التفاعل أيضاً بالمعقد المنشط ذاته، والرابطة التي انكسرت في المعقد المنشط في التفاعل الأمامي يعاد تكوينهـا في التفاعل العكسي .

ـ حسب النظرية الحركية للجزيئات فإن سرعة الجزيئات وطاقتها الحركية تزداد برفع درجة الحرارة .

ـ تزايد السرعة يسبب تصادمات أكثر مما يزيد من عدد التفاعلات . لكن الزيادة في معدل التفاعلات لا يعتمد فقط على الزيادة في عدد التصادمات ، لأنها ليست جميعها فعالة ، والتصادمات الفعالة هي التي تحوي طاقة كافية لتكوين معقد منشط .

ـ ورفع درجة الحرارة يعرض جزيئات أكثر إلى طاقة التنشيط مما يزيد من معدل التفاعل .

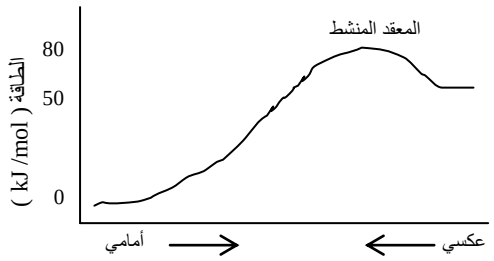
يكون للمعقد المنشط في مراحل تكونه القصيرة ترابط جزئي (حالة وسطى) وهو إما :

1 ـ أن يكون روابط جديدة ، وينفصل إلى جسيمات الناتج

2 ـ يعيد تكوين الروابط الأصلية فيعود وينفصل إلى جسيمات المتفاعلات .

وعمر المعقد المنشط قصير جداً تخضع خلاله الروابط لعملية تكسر وتكوين روابط جديدة في النواتج (الأمامي) ، أو إعادة تكوين الروابط الأصلية للمتفاعلات(العكسي).

M.A.S-2013



مسألة نموذجية 6 - 1: تأمل الشكل البياني للطاقة المبين في الرسم التالي ،

وضع علامات للمتفاعلات ، والنواتج ، ΔH و ΔE_a و $\Delta E_{a'}$ ، ثم احسب قيم كل من ΔH أمامي ، عكسي ΔH و ΔE_a و $\Delta E_{a'}$ ،

الحل : يقع مستوى طاقة المتفاعلات دائماً في الطرف الأيسر من المنحنى
تقع مستوى طاقة النواتـــج دئما في الطرف الأيمن من المنحنى
والتغير في المحتـوى الحراري ΔH هو الفرق بين المستويين
وتختلف طاقة التنشيـــط بين اتجاهي التفاعلين الأمامي والعكسي
وهي أدنى طاقة لازمـــة لتحقيق
تفاعل فعال في كلا الاتجاهين
E_a فهو الفرق بين مستوى طاقــة المتفاعلات وطاقة المعقد المنشط
$E_{a'}$ هو الفرق بين مستوى طـــاقة النواتج وطاقة المعقد المنشط

ΔH أمامي = طاقة النواتج − طاقة المتفاعلات
ΔH أمامي $= 50\ kJ/mol - 0\ kJ/mol = +50\ kJ/mol$
ΔH عكسي = طاقةالمتفاعلات − طاقة النواتج
ΔH عكسي $= 0\ kJ/mol - 50\ kJ/mol = -50\ kJ/mol$
E_a = طاقة المعقد المنشط − طاقة المتفاعلات
$E_a = 80\ kJ\ mol - 0\ kJ/mol = 80\ kJ/mol$
$E_{a'}$ = طاقة المعقد المنشط − طاقة النواتج
$E_{a'} = 80\ kJ/mol - 50\ kJ/mol = 30\ kJ/\ mol$

ΔHامامي	= النتواتج - المتفاعلات
ΔHخلفي	= المتفاعلات - النواتج
E_a	= طاقة المعقد المنشط - المتفاعلات
$E_{a'}$	= طاقة المعقد المنشط - النواتج

E_a : قيمة التفاعل الامامي
E_a: قيمة التفاعل العكسي (الخلفي)
- ΔHامامي : التغير في المحتوى الحراري للتفاعل الامامي
- ΔHعكسي : الغير في المحتوى الحراري للتفاعل العكسي
- المتفاعلات : مستوى طاقة المتفاعلات (يقع دائما في القسم الايسر من المنحنى)
- النتواتج : مستوى طاقة النواتج (يقع دائما في القسم الايمن من المنحنى)
- طاقة المعقد المنشط : هي اعلى نقطة في المنحنى
* ادنى قمية لازمة لتحقيق تفاعل امامي هي (ΔHامامي)
* ادنى قمية لازمة لتحقيق تفاعل خلفي هي (ΔHخلفي)

M.A.S-2013

سرعة التفاعل الكيميائي : هو سرعة الغير في تكيز المتفاعلات خلال وحده الزمن عند حدوث التفاعل الكيميائي .
الكيمياء الحركية : فرع الكيمياء الذي يعني بسرعة التفاعل وآلياته .
أ) في اتجاه مناسب ب) وبطاقة تنشيط كافية .

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي :

1 ـ طبيعة المتفاعلات :

تختلف المواد في ميلها للتفاعل ، فبعضها نشط مع مادة ، وأقل نشاطاً مع مادة أخرى .

- الهيدروجين يتفاعل بشدة مع الكلور ، وببطء مع النيتروجين .
- الصوديوم يتحد بشدة مع الأكسجين ، بينما يتحد الحديد ببطء مع الأكسجين .

2 ـ المساحة السطحية للمتفاعل الصلب:

* في المخاليط الغازية والجسيمات الذائبة في المحاليل تختلط الجسيمات وتتصادم بحرية ، فتحدث تفاعلاتها بسرعة.

* في التفاعلات غير المتجانسة (المواد في حالات فيزيائية مختلفة) يحدث التفاعل عند تلامس الحالتين ، وهنا نجد أن المساحة السطحية للصلب عامل مهم في تحديد سرعة التفاعل .

مثال : أ) يتفاعل مسحوق الخارصين مع حمض الهيدروكلوريك لإنتاج الهيدروجين بسرعة أكبر آلاف المرات من تفاعل مكعب من الخارصين مع نفس الحمض . (علل)

ب) قطعة الفحم الحجري تشتعل ببطء في الهواء ، لكن مسحوق الفحم الحجري يشتعل بانفجار (كما يحدث في المناجم) . (علل)

3 ـ درجة الحرارة :

* رفع درجة الحرارة يزيد الطاقة الحركية للجسيمات مما يؤدي لحدوث عدد أكبر من التصادمات الفعالة ، وبالتالي يزيد من سرعة التفاعل .

* طاقة التصادم المؤثرة هي تلك الطاقة التي تساوي قيمتها طاقة التنشيط ، أو أكبر منها ، والحرارة المرتفعة تكسب عدداً أكبر من الجسيمات طاقة كافية لتكوين معقدات منشطة ، مما يزيد من طاقة التصادمات وعددها ، وبالتالي زيادة سرعة التفاعل . ورفع درجة الحرارة (10^0C) يضاعف سرعة التفاعل غالباً .

* خفض درجة الحرارة يقلل الطاقة الحركية للجسيمات ، مما يقلل عدد التصادمات الفعالة فتقل سرعة التفاعل .

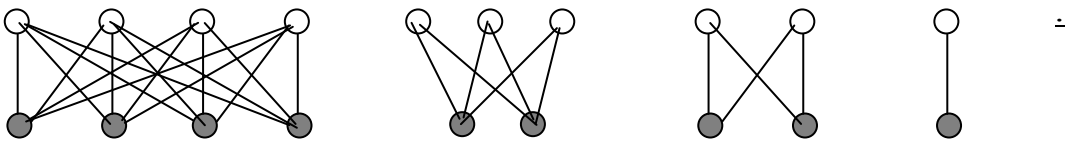
4 ـ التركيز :

تزداد سرعة التفاعلات بزيادة تركيز المادة المتفاعلة :

1) في التفاعلات غير المتجانسة ، مثل احتراق الفحم في الأكسجين (تفاعل غير متجانس) ، نجد أن الضوء المنبعث من عملية الاحتراق في الأكسجين النقي (تركيز الأكسجين فيه يزيد عن تركيزه في الهواء الجوي 5 مرات) أكبر من الضوء المنبعث من عملية احتراق الفحم في الهواء (سرعة احتراق الفحم في الاكسجين النقي أكبر لزيادة التركيز) .

في هذا التفاعل غير المتجانس لا تعتمد سرعة التفاعل على مساحة السطح الصلب فقط بل أيضاً على التركيز .

2) في التفاعلات المتجانسة ، زيادة تركيز أحد المتفاعلات يزيد احتمالية عدد الصدمات الفعالة ، مما يزيد من سرعة التفاعل . إذا تعتمد سرعة التفاعل على تركيز واحد أو أكثر من المتفاعلات



يؤثر عدد جزيئات الأنواع المتفاعلة في عدد التصادمات المحتملة ، وبالتالي في سرعة التفاعل .

5 - وجود الحفازات :

الحفاز : هو مادة تغير من سرعة التفاعل الكيميائي (إما بزيادة السرعة أو بإبطائها) دون أن تستهلك .

الحفاز المتجانس : هو حفاز يكون في الحالة الفيزيائية ذاتها للمواد المتفاعلة .

الحفاز غير المتجانس : هو حفاز تكون حالته الفيزيائية مختلفة عن حالة المواد المتفاعلة .

- وتستخدم المعادن على نطاق واسع كحفازات غير متجانسة ، وذلك من خلال امتزازها للمتفاعلات على سطح المعدن مما يزيد من تركيز المتفاعلات ، وبالتالي تزداد سرعة التفاعل .

ويسخدم ثاني أكسيد المنجنيز MnO_2 كحفاز لزيادة سرعة تفكك فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 . (راجع شكل 6 - 9 ص 163 لتوضيح أثر الحفازات المختلفة على تفكك H_2O_2)

ميكانيكية عمل الحفاز :

- يكوِّن الحفاز مساراً بديلاً للطاقة .
- يكوِّن الحفاز معقداً منشطاً بديلاً يتطلب طاقة تنشيط أقل فيسرِّع التفاعل .
- لا يظهر الحفاز بين النواتج (في المعادلة) النهائية للمعادلة التي يسرِّعها .
- قد يشارك الحفاز في خطوة واحدة من مسار التفاعل ، ولكن يتم استعادته في خطوة لاحقة .

قوانين سرعة التفاعل : عند دراسة تأثير التركيز على سرعة تفاعل ـ تثبت درجة الحرارة ، كما تثبت مختلف تراكيز المتفاعلات الأخرى عدا تلك المادة التي يدرس تأثير تغير تركيزها على سرعة التفاعل . ويتم ذلك غالبا بتجارب عملية

مثلاً : يتفاعل غاز الهيدروجين مع أول أكسيد النيتروجين عند ثبات الحجم ودرجة حرارة مرتفعة وثابتة كالتالي :

$$2H_{2(g)} + 2NO_{(g)} \rightarrow N_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$$

1 – سرعة التفاعل R تتناسب طردياً مع تركيز الهيدروجين . $R \propto [H_2]$

2 – سرعة التفاعل R تتناسب طردياً مع مربع تركيز NO . $R \propto [NO]^2$

$R \propto [H_2].[NO]^2$, $R = k[H_2].[NO]^2$, $R = k[A]^n.[B]^m$

حيث k ثابت السرعة النوعية ، n , m رتبة المتفاعلات . والرتبة الكلية للتفاعل = n+m للمتفاعلات فقط .

المعادلة التي تبين العلاقة بين تركيز أحد المتفاعلات وسرعة التفاعل على الصورة التالية :

$R = k\,[A]^n[B]^m$ (قانون السرعة مهم)

حيث R تمثل سرعة التفاعل ، k ثابت السرعة النوعية للتفاعل ، [A] , [B] تراكيز المتفاعلات ، m ,n تمثلان الأسس التي ترفع إليها التراكيز (أو الرتبة) وهذه تكون عدداً صحيحاً صغيراً أو صفر.

ورتبة 1 للمتفاعل تعني أن سرعة التفاعل تتناسب طرديا مع تركيز ذلك المتفاعل . ورتبة 2 تعني ان سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع مربع تركيز ذلك المتفاعل. أما رتبة صفر فذلك يعني أن السرعة لا تعتمد على تركيز هذا المتفاعل.

ورتبة التفاعل أو الرتبة الكلية : هي مجموع رتب المتفاعلات . وهي هنا تساوي $n + m$.

ورتبة المتفاعل لا تؤخذ من المعادلة النهائية بل تكتب خطوات حدوث التفاعل ، والخطوة الأبطأ هي التي يؤخذ منها رتبة المتفاعل . لأنها تعطي أقل رتبة . وبالتالي فإنك تجد أن رتبة متفاعل كثيراً لا تتفق مع وضعه في المعادلة النهائية. أمثلة على تفاعلات ورتبها!

M.A.S-2013

1- $3NO_{(g)} \rightarrow N_2O_{(g)}+NO_{2(g)}$
$R=k[NO]^2$ رتبة ثانية في NO ، ورتبة كلية ثانية

2- $NO_{2(g0}+CO_{(g)}\rightarrow NO_{(g)}+CO_{2(g)}$
$R=k[NO_2]^2$ رتبة ثانية في NO_2 ،رتبة صفرفي CO ورتبة كلية ثانية

3- $2NO_{2(g)} \rightarrow 2NO_{(g)} + O_{2(g)}$
$R=k[NO_2]^2$ رتبة ثانية في NO_2 ، ورتبة كلية ثانية

ثابت السرعة النوعية k : هو ثابت التناسب الذي يربط سرعة التفاعل بتركيز المتفاعلات .
من المهم تذكر ما يلي عند حديثنا عن قيم k :

- عند معرفة رتب التفاعل يجب تحديد قيمة k من بيانات التجربة العملية .
- قيمة k خاصة بتفاعل معين ، وتختلف قيمتها في تفاعلات أخرى حتى وإن أجريت تحت الشروط ذاتها .
- تعتمد وحدة k على الرتبة الكلية للتفاعل .
- لا تتغير قيمة k بتغير تراكيز المتفاعلات أو النواتج ، وتبقى ثابتة أثناء التفاعل ولا تتغير مع الوقت .
- قيمة k تتحدد عند درجة حرارة معينة وتزداد قيمتها بارتفاع درجة الحرارة .
- وجود الحفاز يزيد من قيمة k .

مسألة نموذجية : 6 - 2 : لقياس السرعة الابتدائية للتفاعل $2HI_{(g)} \rightarrow H_{2(g)} + I_{2(g)}$ ، أجريت ثلاث تجارب مختبرية تحت شروط متماثلة ، وكانت النتائج في الجدول التالي :

التجربة	[HI][M]	السرعة (M/s) تعني مول / ثانية
1	0.015	1.1×10^{-3}
2	0.030	4.4×10^{-3}
3	0.045	9.9×10^{-3}

☜ اكتب قانون سرعة التفاعل . جد قيمة ثابت السرعة النوعية ووحداته .
الحل : صيغة قانون السرعة العام لهذا التفاعل هي $R = k\,[HI]^n$

$$k = \frac{R}{[HI]^n}$$

ولهذا لابد من معرفة قيمة الأس n .
ومن التجربتين 1 ،2 يمكننا إيجاد نسبة التركيز ونسبة السرعة :

نسبة التركيز : $\frac{[HI]_2}{[HI]_1} = \frac{0.030M}{0.015M} = 2.0$ نسبة السرعة : $\frac{R_2}{R_1} = \frac{4.4\times10^{-3}\ M/s}{1.1\times10^{-3}\ M/s} = 4.0$

إذن الرتبة = 2 لأن السرعة تتناسب مع مربع التركيز .
ونجد أنه عندما يتضاعف التركيز (يضرب في المعامل 2) تزداد السرعة إلى 4 أمثال (يضرب المعامل في 4 أو 2^2 .) قيمة n = 2
فيصبح القانون هو $R = k\,[HI]^2$ ولإيجاد قيمة k نعوض في القانون السابق لأي تجربة ، فنجد أن $k = 4.9\ M^{-1}s^{-1}$.

* ملاحظة : عند التعويض عن تركيز $[HI]^2$ نعوض بالتركيز الابتدائي $(0.015)^2$ في جميع التمارين المتعلقة بهذه المسألة .

M.A.S-2013

قوانين السرعة ومسار التفاعل :

بالنسبة للتفاعلات التي تحدث في خطوة واحدة مثل $A + B \leftrightarrows 2C$ تتناسب سرعة التفاعل مع ناتج ضرب تراكيز المتفاعلات مرفوعة إلى أس يساوي معامل المتفاعل في المعادلة الموزونة

للتفاعل الأمامي يكون $R = k\,[A]\times[B]$

للتفاعل العكسي يكون $R' = k'\,[C]^2$

أما بالنسبة للتفاعلات التي تحدث في عدة خطوات مثل التفاعل

$$NO_{2(g)} + CO_{(g)} \rightarrow NO_{(g)} + CO_{2(g)}$$

والذي يعتقد بأنه عملية ذات خطوتين

الخطوة الأولى $NO_2 + NO_2 \rightarrow NO_3 + NO$ بطيء

الخطوة الثانية $NO_3 + CO \rightarrow NO_2 + CO_2$ سريع

وحيث أن الخطوة الأولى بطيئة ، فإنها تكون هي الخطوة المحددة للسرعة ، لأن الخطوة الثانية السريعة لا تتم إلا بعد تمام الخطوة الأولى .

ويكتب قانون السرعة من هذه المعادلة والتي تحوي جزيئين من NO_2 ويكون

$$R = k\,[NO_2]^2$$

ولا يشمل هذا القانون $[CO]$ لأن CO يتفاعل في الخطوة الثانية والتي لا تحدد سرعة التفاعل .

مسألة نموذجية : يحدد تفاعل بين المتفاعلين X , Y بآلية الخطوة الواحدة :

$X + 2Y \rightarrow XY_2$ اكتب قانون سرعة هذا التفاعل ثم حدد تأثير كل مما يلي في سرعة التفاعل :

أ ـ مضاعفة تركيز X . ب ـ مضاعفة تركيز Y . جـ ـ استخدام ثلث تركيز Y .

الحل : بما أن المعادلة تمثل آلية الخطوة الواحدة ، فإنه يمكن كتابة قانون السرعة من المعادلة مباشرة .

قانون سرعة التفاعل هو $R = k\,[X][Y]^2$

أ ـ مضاعفة تركيز X تضاعف السرعة $R = k\,[2X][Y]^2$

ب ـ مضاعفة تركيز Y تزيد السرعة إلى أربعة أمثالها $R = k\,[X][2Y]^2$

جـ ـ استخدام ثلث تركيز Y يقلل السرعة إلى تُسع قيمتها الابتدائية $R = k\,[X][⅓Y]^2$.

**ملاحظات :

1 – التعويض عن التركيز يكون بالتركيز الابتدائي .

2 – لتعيين نسبة السرعة ، نقسم السرعة الكبيرة في تجربة على السرعة الصغيرة في تجربة أخرى .

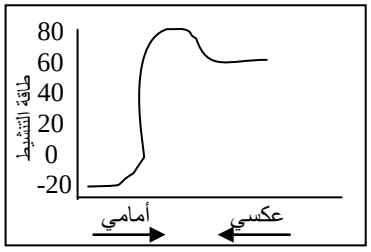
3 – إذا كان التفاعل من عدة خطوات ، نستخدم الخطوة الأبطأ ونهمل باقي الخطوات .

M.A.S.2013

ورد في امتحانات الثانوية العامة :

أولاً : اختر الإجابة أو التكملة الصحيحة :

1 – قيمة طاقة التنشيط (kJ / mol) للتفاعل العكسي الممثل بالشكل المجاور :



✍ +20 ✍ +100
✍ − 20 ✍ − 80

2 – إذا علمت أن أحد التفاعلات يتم بالخطوتين التاليتين :

$$H_2O_2 + I^- \rightarrow H_2O + IO^-$$
$$H_2O_2 + IO^- \rightarrow H_2O + I^- + O_2$$

أي من المواد التالية يمثل عاملاً حفازاً :

✍ IO^- ✍ ✓ I^- ✍ H_2O ✍ H_2O_2

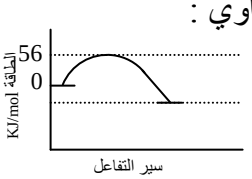
3 – أي من التالية ضروري لحدوث تصادم فعال بين جزيئات المتفاعلات ؟

✍ 1 و 2 فقط
✍ ✓ 2 و 3 فقط
✍ 3 و 4 فقط
✍ 1 و 3 فقط

1	تركيز عالي
2	طاقة كافية
3	اتجاه مناسب
4	وجود حفاز

4 – في التفاعل $2NH_2H_4 + N_2O_4 \rightarrow 3N_2 + 4H_2O \ , \Delta H = -33\ kJ$

قيمة طاقة التنشيط (kJ/mol) للتفاعل العكسي الممثل في الشكل المجاور تساوي :



✍ 23 ✍ 89
✍ 56 ✍ 33

5 – ما الصورة التي يجب أن يكون عليها الماغنيسيوم لدى تفاعل كميات متساوية منه مع كميات محددة من محلول حمض HCl (0.1 M) ليكون التفاعل أسرع .

✍ قطع كبيرة ✍ قطع صغيرة ✍ مسحوق ✍ صفائح

6 – يلزم لحدوث التصادم الفعَّال توفر :

✍ الاتجاه المناسب ✍ آلية تفاعل من خطوة واحد
✍ الطاقة الكافية والاتجاه المناسب ✍ طاقة كافية

7 – تغير درجة الحرارة يؤثر في سرعة التفاعل لأنه يؤثر في :

✍ طاقة المعقد المنشط ✍ عدد التصادملت الفعالة
✍ حرارة التفاعل ✍ مساحة السطح المعرض

8 – التصادم الذي ينتج مواداً جديدة يكون :

✍ ضعيفاً في اتجاه مناسب ✍ قوياً في اتجاه مناسب
✍ ضعيفاً في اتجاه غير مناسب ✍ قوياً في اتجاه مناسب

9 – ما المادة التي تغير سرعة التفاعل دون أن تستهلك أو تتغير ؟

✍ المعقد النشط ✍ الحفاز
✍ المركب السيط ✍ المتفاعل

M.A.S-2015

ثانياً : اكتب بين القوسين الاسم أو المصطلح العلمي :

1- (المعقد المنشط) التركيب الانتقالي الناتج عن التصادم الفعال والذي يبقى أثناء تكسير الروابط الأصلية وتكوين الروابط الجديدة .

2- (الخطوة المحددة لسرعة التفاعل) الخطوة الأبطأ والتي تحدد قانون سرعة التفاعل للتفاعلات التي تحدث في عدة خطوات .

3- (حفاز متجانس) مادة تغير يرعة التفاعل بتوفير مسار بديل للطاقة وتكون في نفس الحالة الفيزيائية للمتفاعلات .

4- (آلية التفاعل) سلسلة خطوات التفاعل التي يحدث بموجبها التغير الكيميائي الكلي .

ثالثاً : 1 - في التفاعل: $2NO_{2(g)} + F_{2(g)} \xrightarrow{(Pt_{(s)})} 2NO_2F_{(g)}$ أعطت ثلاث تجارب عملية النتائج المرفقة، وظفها للإجابة على الأسئلة التالية :

رقم التجربة	$[F_2]$ M	$[NO_2]$ M	السرعة M /s
1	4×10^{-5}	1×10^{-5}	$1.1\times^{-2}$
2	8×10^{-5}	1×10^{-5}	$4.4\times^{-2}$
3	8×10^{-5}	2×10^{-5}	$8.8\times^{-2}$

☜ اكتب قانون سرعة التفاعل :...

نقارن نتائج التجربتين 1 ، 2 لأن تركيز NO_2 فيهما ثابت

$$\text{نسبة التركيز} = \frac{[F_2]_2}{[F_2]_1} = \frac{8\times10^{-5}\ M}{4\times10^{-5}\ M} = 2$$

$$\text{نسبة السرعة} = \frac{R_2}{R_1} = \frac{4.4\times10^{-2}\ M/s}{1.1\times10^{-2}\ M/s} = 4$$

لذلك عندما يتغير تركيز F_2 بمعامل 2 تتغير السرعة بمعامل 4 إذا رتبة F_2 هي الثانية .

نقارن نتائج التجربتين 3 ، 4 لأن تركيز F_2 فيهما ثابت

$$\text{نسبة التركيز} = \frac{[NO_2]_3}{[NO_2]_1} = \frac{2\times10^{-5}\ M}{1\times10^{-5}\ M} = 2 \qquad \text{نسبة السرعة} = \frac{R_3}{R_2} = \frac{8.8\times10^{-2}\ M/s}{4.4\times10^{-2}\ M/s} = 2$$

لذلك عندما يتغير تركيز NO_2 بمعامل 2 ، تتغير السرعة بمعامل 2 ، إذا رتبة NO_2 هي الأولى

∴ القانون هو $R = k[F_2]^2\,[NO_2]^1$

☜ احسب قيمة ثابت السرعة النوعية للتفاعل

$$k = \frac{R}{[F_2]^2[NO_2]} = \frac{1.1\times10^{-2}\ M/s}{(4\times10^{-5}\ M)^2(1\times10^{-5}\ M)^1} = 6.9\times10^{11} M^{-2}s^{-1}$$

☜ احسب سرعة التفاعل عندما $(0.5\ M) = [F_2] = [\ NO_2]$

$$R = k[F_2]^2\,[NO_2]^1 = 6.9\times10^{11}(0.5)(0.5)^2 = 8.6\times10^{10}\ M/s$$

☜ هل يحدث التفاعل في خطوة واحدة ؟ ... فسر إجابتك . ...

لا ، لأن الأس الذي يرفع إليه التركيز المولاري لكل متفاعل في قانون السرعة لا يساوي معامل التفاعل في المعادلة الكيميائية الموزونة .

☜ ما نوع الحفاز المستخدم في التفاعل السابق؟ .

حفاز غير متجانس . (ترد في الامتحانات أسئلة لهذا النوع وبنفس الفكرة فاكتفينا بهذا السؤال كنموذج)

M.A.S-2013

2 – إذا كانت آلية التفاعل الآتي $2NO + 2H_2 \rightarrow N_2 + 2H_2O$ تتم في خطوتين :

الأولى بطيئة وهي $2NO + H_2 \rightarrow N_2O + H_2O$

☜ اكتب المعادلة التي تمثل الخطوة الثانية السريعة .

$N_2O + H_2 \rightarrow N_2 + H_2O$

☜ ما المادة الوسيطة في هذا التفاعل ؟ ... N_2O

3 – تمثل المعادلات في الجدول المجاور آلية تفاعل . تأمل هذه المعادلات ثم أجب عما يلي :

الأولى	$H_2 + NO \rightarrow H_2O + N$	سريعة
الثانية	$N + NO \rightarrow N_2 + O$	بطيئة
الثالثة	$O + H_2 \rightarrow H_2O$	سريعة

☜ ما المواد الوسيطة ؟ O , N

☜ اكتب التفاعل الكلي

$2H_2 + 2NO \rightarrow N_2 + 2H_2O$

☜ ما هي الخطوة المحددة للتفاعل ؟

الخطوة الثانية .

رابعاً : فسر علمياً :

1 – تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة درجة الحرارة .

بزيادة درجة الحرارة تزيد الطاقة الحركية لجسيمات المادة ما يؤدي إلى حدوث عدد أكبر من التصادمات الفعالة. وكلما زاد عدد التصادمات الفعالة ، تزداد سرعة التفاعل . كذلك عند درجات الحرارة العالية ، يكتسب عدد أكبر من الجسيمات طاقة كافية لتكوين معقدات منشطة ، أي تزداد طاقة التصادمات وعددها بزيادة درجة الحرارة .

2 – تزداد سرعة تفكك بيروكسيد الهيدروجين عند إضافة ثاني أكسيد المنجنيز .

لأنه يعمل على تكوين معقد منشط يحتاج إلى طاقة تنشيط أقل من خلال إيجاد مسار بديل للطاقة .

3 – إضافة حفاز للنظام المتزن لا يؤثر على قيمة ثابت الاتزان .

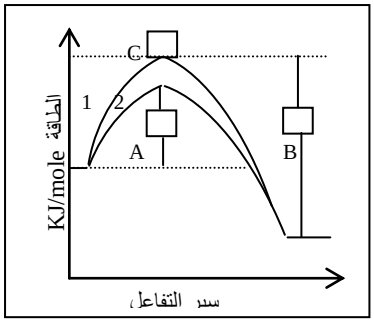
لأن إضافة حفاز يزيد من سرعة التفاعل الأمامي والعكسي بنفس المقدار ، ولذلك لا يؤثر على الكميات النسبية للمتفاعلات والنواتج عند الاتزان .

4 – تفاعل الكربون مع أكسجين نقي أسرع من تفاعله مع أكسجين الهواء الجوي .

لأن تركيز الأكسجين في الحالة الأولى أعلى منه في الحالة الثانية مما يجعل عدد التصادمات الفعالة في الحالة الأولى أكبر والتفاعل أسرع .

خامساً :

1 – الرسم البياني يمثل سير التفاعل لتفكك فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ادرس الشكل ثم أجب عن الأسئلة التالية :



☜ على ماذا تدل الرموز C , B , A ؟

A : تدل على طاقة التنشيط للتفاعل الأمامي

B : تدل على طاقة التنشيط للتفاعل غير المحفز العكسي .

C : تدل على المعقد المنشط للتفاعل غير المحفز

☜ هل التفاعل في المسار 1 ماص أم طارد للحرارة ؟

التفاعل طارد للحرارة .

☜ أي المسارين 1 أم 2 يكون فيه التفاعل أسرع ؟ ولماذا ؟

المسار 2 يكون فيه التفاعل أسرع ، وذلك بسبب وجود حفاز يوفر مساراً بديلاً للطاقة .

M.A.S-2015

سادساً : اختر البديل غير المنسجم علمياً مع التبرير .

☜ العشوائية ، الحفاز ، التركيز ، درجة الحرارة .

التبرير : لأنها ليست من العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل ، والأخري من العوامل المؤثرة فيها .

M.A.S-2013