بسم الله الرحمن الرحيم

إسم الطالب ..... الشعبة..... رقم التسلسل.....

مذكرة مقرر كيمياء ٣ المشاركة + الواجب

الفصل الثالث

3-1 سرعة التفاعل الكيميائي

3-2 العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

3-3 قوانين سرعة التفاعل الكيميائي

نموذج لسرعة التفاعلات الكيميائية

الفكرة الرئيسة نظرية التصادم هي المفتاح لفهم الاختلاف في سرعة التفاعلات.

التعبير عن سرعة التفاعل Expressing Reaction Rates

تتحول المواد المتفاعلة مع مرور الزمن إلى مواد ناتجة ويمكن التعبير عن سرعة التفاعل الكيميائي بالتغير في عدد مولات المواد الناتجة أو المتفاعلة خلال فترة محددة (أنظر شكل 2-3)
سرعة التفاعل الكيميائي

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

يمكن حساب متوسط سرعة التفاعل الكيميائي بمعدل إستهلاك المواد المتفاعلة أو بمعدل تكون المواد الناتجة خلال فترة محددة

لنفترض أنك ترغب في التعبير عن متوسط سرعة التفاعل التالي خلال فترة زمنية بدأت عند t_1 وانتهت عند t_2.

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

متوسط سرعة التفاعل **[التركيز النهائي] - [التركيز الإبتدائي] ÷ الزمن النهائي- الزمن الإبتدائي**	
$-\Delta [CO] / \Delta t$ $-[CO]t_2 - [CO]t_1 / t_2 - t_1$ **تركيز المواد المتفاعلة مع الزمن يتناقص فعند حساب متوسط سرعة التفاعل بإستخدام مادة متفاعلة فإن سرعة التفاعل تكون سالبة ولتلافي ذلك يتم وضع إشارة سالبة في القانون**	$\Delta [CO_2] / \Delta t$ $[CO_2]t_2 - [CO_2]t_1 / t_2 - t_1$ **تركيز المواد الناتجة مع الزمن يزداد**

ولنفترض على سبيل المثال أن تركيز NO هو 0.000M عندما كان $t_1 = 0.0\ s$ وأصبح تركيزه 0.010M بعد ثانيتين من بداية التفاعل، فما متوسط سرعة التفاعل بوحدة عدد مولات NO الناتجة لكل لتر في الثانية؟

$$\text{متوسط سرعة التفاعل} = \frac{0.010M - 0.000M}{2.00\ s - 0.00\ s}$$

$$\frac{0.010\ M}{2.00\ s} = 0.0050\ mol/l{\cdot}s$$

حساب متوسط سرعة التفاعل إذا علمت أن تركيز كلوريد البيوتان C_4H_9Cl في بداية تفاعله مع الماء يساوي 0.22 M ثم أصبح 0.100 M بعد مرور 4.00 ثوانٍ على التفاعل. احسب متوسط سرعة التفاعل خلال هذه الفترة بوحدة mol /l.s.

$$\frac{[C_4H_9Cl]_{t_2} - [C_4H_9Cl]_{t_1}}{t_2 - t_1}$$

$$= -\frac{0.100\ M - 0.220\ M}{4.00\ s - 0.00\ s}$$

$$= -\frac{0.100\ mol/l - 0.220\ mol/l}{4.00\ s - 0.00\ s}$$

$$-\frac{-0.120\ mol/l}{4.00\ s} = 0.0300\ mol/l{\cdot}s$$

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 معبرًا عنه بعدد مولات H_2 المستهلكة لكل لتر في كل ثانية.

متوسط سرعة التفاعل = - [H2]t2 – [H2]t1 / t2 – t1
= - (0.02 -0.03) / 4 – 0.0
= 2.5x10-3m/l.s (0.0025)

2. احسب متوسط سرعة التفاعل معبرًا عنه بعدد مولات Cl_2 المستهلكة لكل لتر في كل ثانية.

3. تحدٍ إذا علمت أن متوسط سرعة التفاعل لحمض الهيدروكلوريك HCl الناتج هو 0.050 mol /l.s، فما تركيز HCl الذي يتكون بعد مرور 4.00 s؟	

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

الإجابة :	**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.

الإجابة:	**30.** ماذا يحدث لتراكيز المواد المتفاعلة والناتجة في أثناء حدوث التفاعل؟

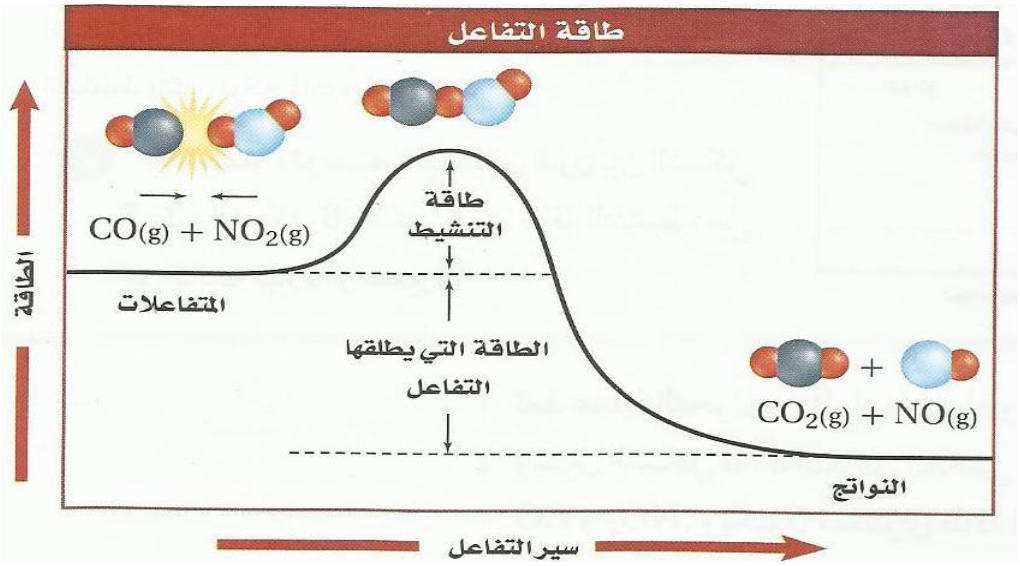
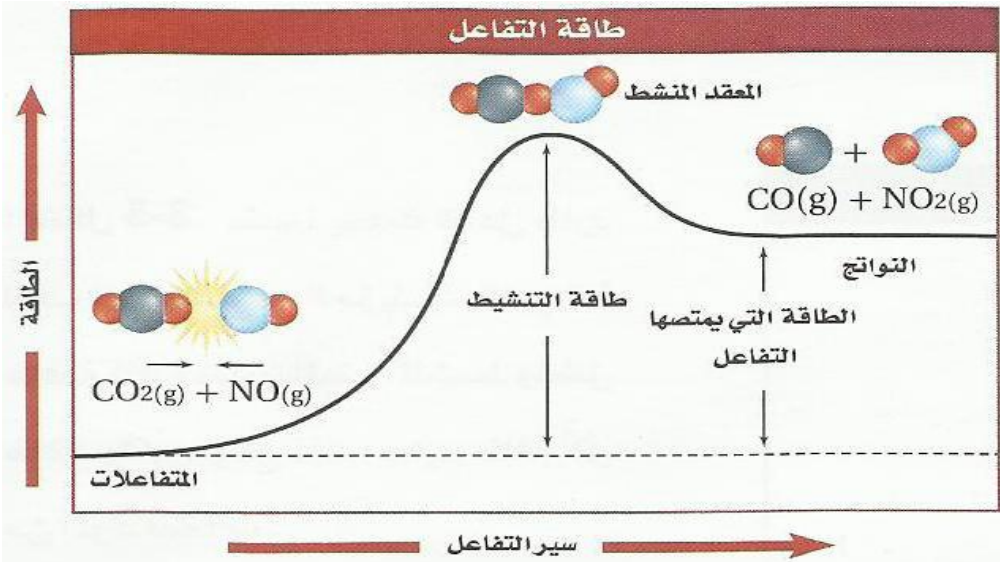
الإجابة:	**53.** إذا زاد تركيز إحدى المواد الناتجة من 0.0882 mol /l إلى 0.1446 mol /l خلال 12.0 min، فما متوسط سرعة التفاعل خلال تلك الفترة؟

نظرية التصادم Collision Theory

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

فروض نظرية التصادم

١- التصادم بين الجزيئات شرط لحدوث التفاعل **أنظر الشكل 3-3 ص 93**	**٢- أن تتخذ الجزيئات المتصادمة أوضاع مناسبة** **انظر الشكل 4-3 ص 94**
٣- يجب أن تتوفرفي الجزيئات المتصادمة طاقة (طاقة التنشيط) لكي تحول المتفاعلات إلى المركب المنشط ومن ثم النواتج **انظر الشكل 5-3 ص 95**	

طاقة التنشيط(المنشطة) Ea	**الحد الأدنى من الطاقة التي يجب أن تتوفر في الجزيئات المتصادمة لكي تعطي المركب المنشط ومن ثم تكون النواتج**
علاقة طاقة التنشيط بسرعة التفاعل	**كلما كانت طاقة التنشيط عالية قلت سرعة التفاعل (علاقة عكسية)**
الرسم البياني يبن **١- التفاعل طارد للحرارة (مستوى النواتج أقل من المتفاعلات)** **٢- المعقد المنشط (حالة وسطية بين المتفاعلات والنواتج قد يؤدي إلى تكوين النواتج أو يتفكك ويعطي المتفاعلات)** **٣- ΔH**	
الرسم البياني يبن **١- التفاعل ماص للحرارة (مستوى النواتج أعلى من المتفاعلات)** **٢- التفاعل الماص يحتاج طاقة تنشيط أعلى من التفاعل الطارد للحرارة**	

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل

الفكرة الرئيسة تؤثر عوامل كثيرة في سرعة التفاعلات الكيميائية، منها: طبيعة المواد المتفاعلة، والتركيز، ودرجة الحرارة، ومساحة السطح، والمحفزات.

١- طبيعة المواد المتفاعلة :

تفاعل فلز النحاس Cu(s) مع محلول نترات الفضة Ag NO3(aq) تركيز 0.05 M حيث تترسب الفضة Ag(s) ويتكون محلول نترات النحاس .

تفاعل فلز الخارصين Zn(s) مع محلول نترات الفضة Ag NO3(aq) تركيز 0.05 M حيث تترسب الفضة Ag(s) ويتكون محلول نترات الخارصين .

وجد بالتجربة أن كمية الفضة المترسبة في التفاعل الثاني أكثر من التفاعل الأول وأن التفاعل الثاني أسرع من الأول ويرجع ذلك إلى أن النحاس يختلف الخارصين وأن الخارصين أنشط من النحاس

٢- التركيز :

أ- في التفاعلات المتجانسة (سائل مع سائل أو غاز مع غاز) تزداد عموما سرعة التفاعل بزيادة التركيز لأن التركيز يزيد من عدد التصادمات بين الجزيئات وبالتالي سرعة التفاعل

ب- في التفاعلات غير المتجانسة : (غاز مع صلب) وفيها تزداد سرعة التفاعل بزيادة مساحة السطح (منطقة التلامس بين الغاز والسطح)

س: أي التفاعلين أسرع مع تفسير ذلك :

أ- إحتراق قطعة من الخشب وأخرى مماثلة ولكن في صورة نشارة .

.....

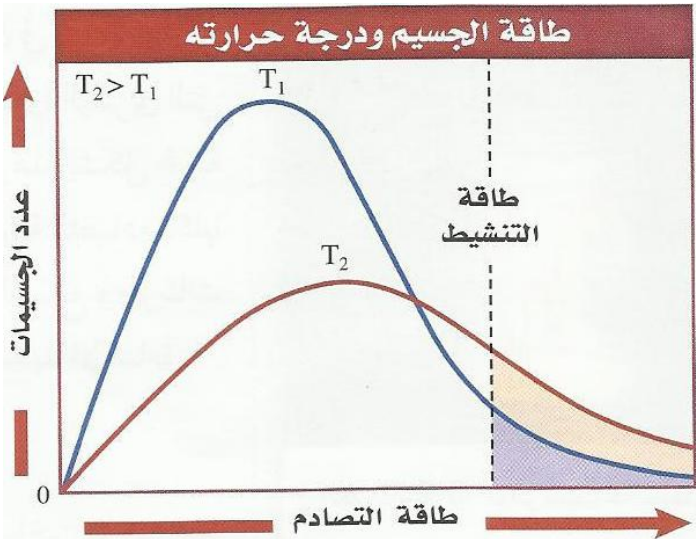
ب- صدأ قطعة من الحديد وأخرى مماثلة ولكن في صورة برادة حديد .

.....

٣- درجة الحرارة :

عموما تزداد سرعة التفاعل بزيادة درجة الحرارة

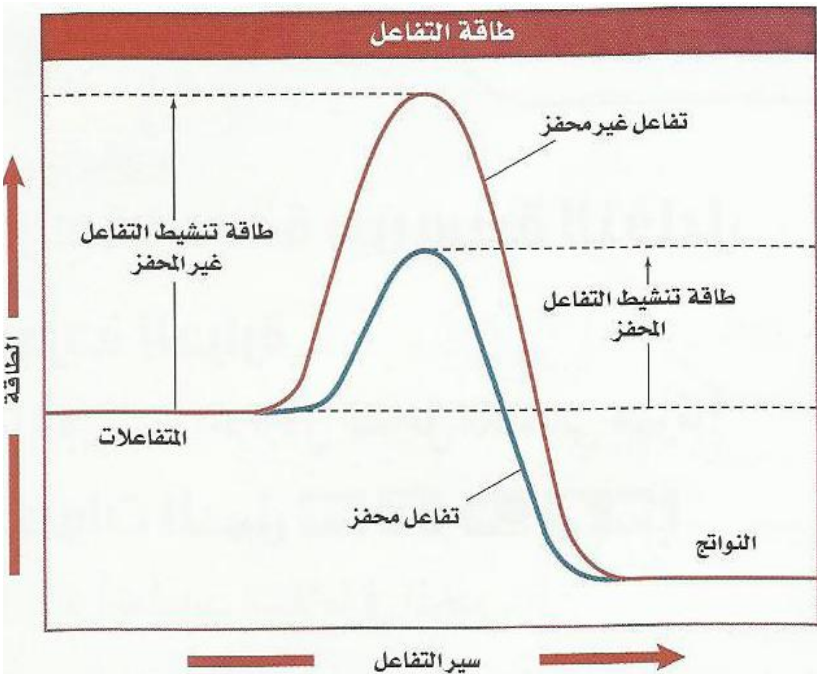
(لأن زيادة درجة الحرارة تزيد من الطاقة الحركية للجزيئات وبالتالي زيادة عدد الجزيئات التي تملك الطاقة المنشطة اللازمة لحدوث التفاعل)



٤- المحفزات والمثبطات :

أ- المحفزات : (وجودها يزيد من سرعة التفاعل الكيميائي لإنها تقلل من الطاقة المنشطة التي يحتاجها التفاعل)
منها الأنزيمات التي تعمل على زيادة سرعة التفاعل دون أن تستهلك فيه.

ب- المثبطات:وهي تعمل عكس عمل المحفز حيث تقلل من سرعة التفاعل الكيميائي (لأنها تزيد من الطاقة المنشطة التي يحتاجها التفاعل)
تستخدم المثبطات في صناعة الأغذية تحت مسمى المواد الحافظة أو المواد المضادة للأكسدة ومنها ماهو آمن . حيث تطيل فترة الصلاحية للغذاء



علل يحترق السكر في جسم الإنسان عند ٣٧درجة مئوية بينما يحتاج إلى درجة حرارة عالية خارج ذلك

أنظر الشكل 11-3 ومن خلاله بين العلاقة بين وجود المحفز وطاقة التنشيط

فسر سبب تفاعل فلز الماغنيسيوم مع حمض الكلور أسرع من فلز الحديد

15- صف تأثير طحن إحدى المواد المتفاعلة على شكل مسحوق بدلا من وضعها قطعة واحدة في سرعة التفاعل

13- كيف تفسر نظرية التصادم تاثير التركيز في سرعة التفاعل

37- ما دور نشاط المواد المتفاعلة في تحديد سرعة التفاعل الكيميائي

41- طبق نظرية التصادم لتفسير فساد الطعام ببطء عند وضعه في الثلاجة بالمقارنة مع بقائه خارجها عند درجة حرارة الغرفة

43- يتحلل فوق أكسيد الهيدروجين إلى ماء وغاز الأكسجين بسرعة أكبر عند إضافة ثاني أكسيد المنجنيز. إشرح دور ثاني أكسيد المنجنيز في هذا التفاعل إذا علمت أنه لا يستهلك في التفاعل

قوانين سرعة التفاعل

الفكرة الرئيسة قانـون سرعة التفاعل عبارة عن علاقة رياضية - يمكن تحديدها بالتجربة- تربط بين سرعة التفاعل وتركيز المادة المتفاعلة.

كتابة قوانين سرعة التفاعلات Writing Reaction Rate Laws

قانون سرعة التفاعل يعبر

عن العلاقة بين سرعة التفاعل الكيميائي وتركيز المواد المتفاعلة. فعلى سبيل المثال، يعدّ التفاعل A→B تفاعلًا من خطوة واحدة، ويعبَّر عن قانون سرعة تفاعله على النحو

التالي :

$R = k[A]$ R يمثل سرعة التفاعل، [A] تركيز المادة المتفاعلة، بينما K هو ثابت سرعة التفاعل

يعبر عن سرعة التفاعل بخطوة واحدة بحاصل ضرب كمية ثابتة في تركيز المادة المتفاعلة.

يبين قانون السرعة أن سرعة التفاعل تتناسب طرديًّا مع التركيز المولاري للمركب A. كما أن ثابت سرعة التفاعل k لا يتغير مع التركيز، ولكنه يتغير مع تغير درجة الحرارة. وتعني القيمة الكبيرة لـ k أن A يتفاعل بسرعة لتكوين B.

القانون العام لسرعة التفاعل

$R = k[A]^m[B]^n$ حيث [A] و [B] تمثل تراكيز المواد المتفاعلة، m و n يمثلان رتب التفاعل.

سرعة التفاعل تساوي حاصل ضرب ثابت سرعة التفاعل في تراكيز المواد المتفاعلة كل منها مرفوع للأس (الرتبة) التي يتم تحديدها تجريبيًّا.

وتحدده الخطوة البطيئة

أ)	**مثال (١)إذا كان تفاعل ما يمر بالخطوات التالية :** **$H_2 + 2NO \longrightarrow N_2O + H_2O$ خطوة بطيئة** **$H_2 + N_2O \longrightarrow N_2 + H_2O$ خطوة سريعة** **أ) أكتب قانون سرعة التفاعل لهذا التفاعل .** **ب) حدد رتبة التفاعل بالنسبة لـ NO وبالنسبة لـ H_2 .** **ج) حدد الرتبة الكلية للتفاعل .**
ب)	
ج)	

أ)	**مثال (٢)** **إذا كان التفاعل التالي يمر بالخطوات التالية** **$O_3 \longrightarrow O_2 + O$ خطوة بطيئة** **$NO + O \longrightarrow NO_2$ خطوة سريعة** **ا) أكتب قانون سرعة التفاعل** **ب) حدد رتبة التفاعل .**
ب)	

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

25. اشرح متى يمكن أن يصبح ثابت سرعة التفاعل k ليس ثابتًا؟ وعلام تدل قيمة k في قانون سرعة التفاعل؟

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