

شكراً لتحميلك هذا الملف من موقع المناهج العمانية



المحاضرة العاشرة الفصل الأول

موقع المناهج ← المناهج العمانية ← الصف الثاني عشر ← كيمياء ← الفصل الأول ← الملف

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر



روابط مواد الصف الثاني عشر على تلغرام

[الرياضيات](#)

[اللغة الانجليزية](#)

[اللغة العربية](#)

[التربية الاسلامية](#)

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر والمادة كيمياء في الفصل الأول

شرح العلاقة بين K_a و K_b و K_w	1
ملخص شرح درس ثابت تأين القواعد الضعيفة K_b وحساب K_b لقاعدة ضعيفة منهج جديد	2
ملخص شرح ثابت تأين الماء K_w وحساب الرقم الهيدروجيني pH نسخة جديدة	3
شرح الوحدة الأولى الاتزان في المحاليل المائية من كتاب المعين نسخة جديدة	4

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر والمادة كيمياء في الفصل الأول

[ملخص شرح نظرية برونستد لوري](#)

5

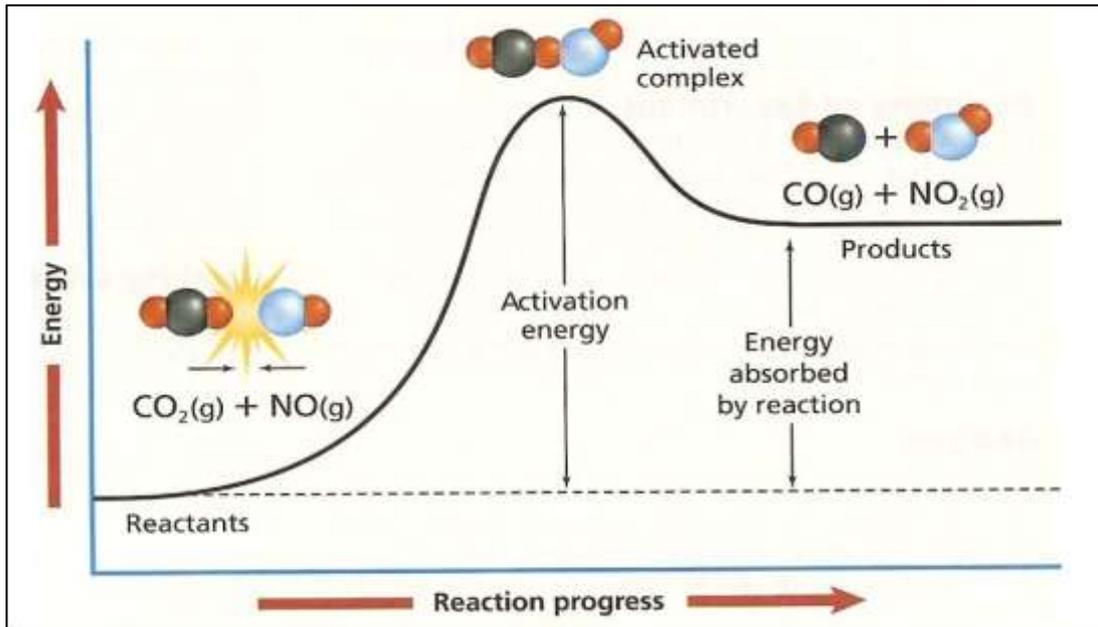
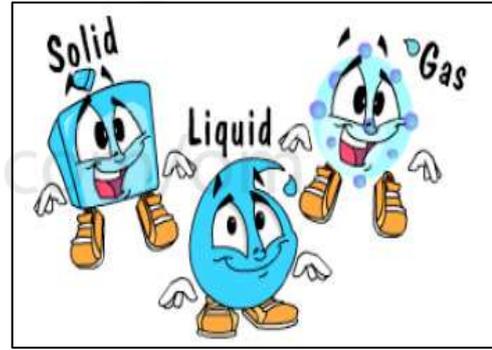
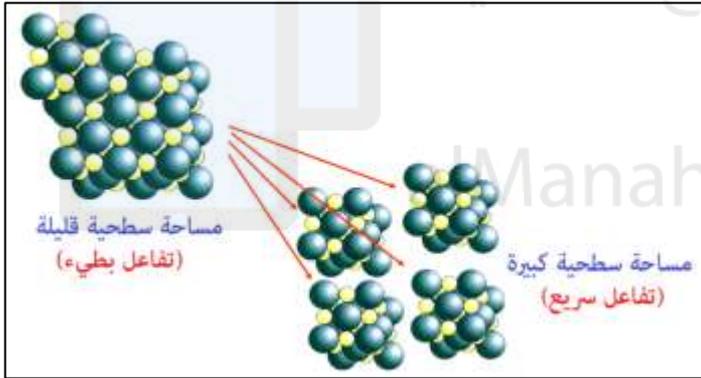


محاضرات مادة الكيمياء للصف الثاني عشر (الفصل الدراسي الأول)

للعام الدراسي ٢٠٢١ - ٢٠٢٢ م

المحاضرة : العاشرة

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي



اعداد / أ. أيوب العويسي

98555079

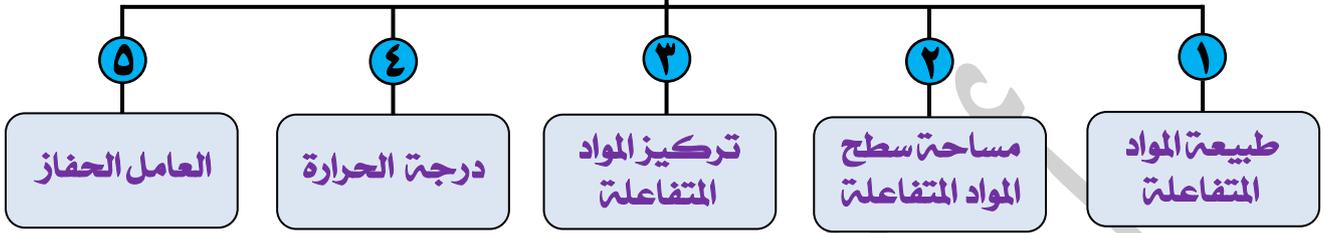


WhatsApp

Mr Ayuob Al Owaisi
Follow me on insta:
mr_ayuob4chem

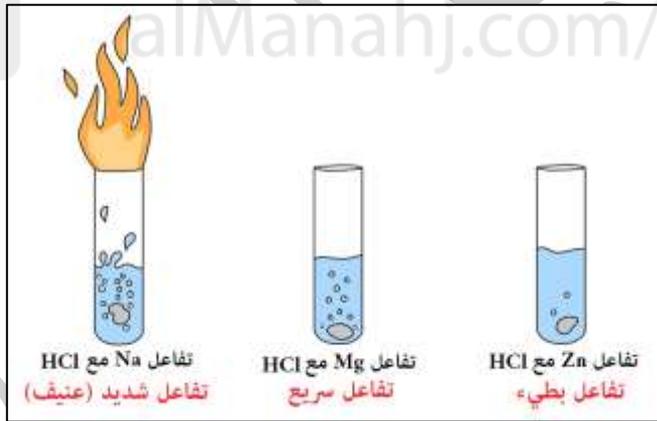
العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل الكيميائي

تعتمد سرعة التفاعل الكيميائي على العوامل التالية



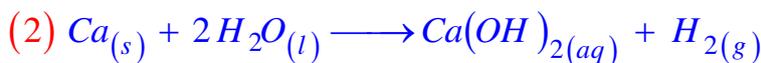
١- طبيعة المواد المتفاعلة

تتباين العناصر الكيميائية في نشاطها الكيميائي ، فالعناصر النشطة تتفاعل بسرعة كبيرة مقارنة بالعناصر ضعيفة النشاط . **حيث أن النشاط الكيميائي يعتبر مقياس لقابلية المادة للتفاعل مع مادة أخرى .** فمثلا يتفاعل الصوديوم (Na) بشدة مع محلول حمض الهيدروكلوريك المخفف (HCl) لدرجة أن الحرارة الناتجة تكفي لإشعال غاز الهيدروجين (H₂) المتصاعد ، في حين يتفاعل الماغنيسيوم (Mg) مع الحمض بسرعة أقل من الصوديوم (Na) ، أما الخارصين (Zn) فيكون تفاعله بطيء مع الحمض ، والرسم الآتي يوضح ذلك:



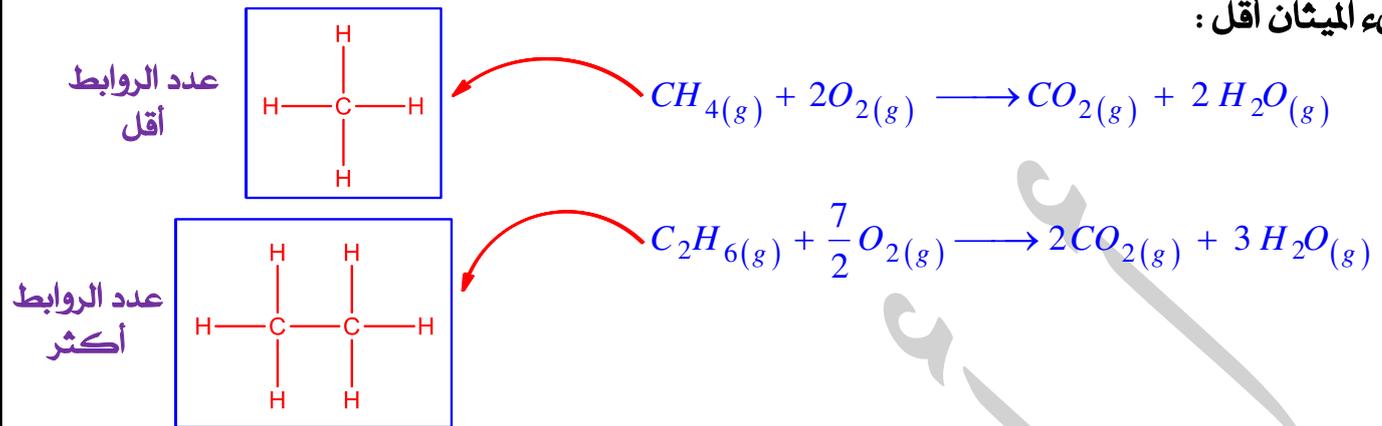
أما النحاس (Cu) والفضة (Ag) والذهب (Au) فلا تتفاعل مع الحمض (HCl) لأنها عناصر ضعيفة من حيث النشاط الكيميائي . ويمكن الاستفادة من جدول جهود الاختزال القياسية في صفحة (٥٨) من الكتاب المدرسي لمقارنة نشاط العناصر ، حيث يزيد نشاط العناصر كلما قلت قيمة جهد اختزالها ، أي أن العناصر في أسفل جدول جهود الاختزال القياسية أنشط كيميائياً من العناصر في أعلاه .

ف عند مقارنة سرعة التفاعلين التاليين :



نجد أن التفاعل رقم (1) أسرع من التفاعل رقم (2) ، حيث يتفاعل البوتاسيوم بشدة مع الماء لأنه أنشط كيميائياً من الكالسيوم . (أنظر جدول جهود الاختزال القياسية لمعرفة التدرج في النشاط الكيميائي)

ويمكن مقارنة سرعة التفاعلات الكيميائية اعتمادا على عدد روابط المتفاعلات ، فمثلا يحترق غاز الميثان (CH_4) بسرعة أكبر من احتراق غاز الإيثان (C_2H_6) تحت نفس الظروف ، لأن عدد الروابط في جزيء الميثان أقل :



وعند دراسة علاقة سرعة التفاعل الكيميائي بالحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة فإن المواد التي تكون في هيئة محاليل يكون تفاعلها أسرع مما لو كانت صلبة أو بلورية ، وذلك لأن الدقائق المتفاعلة والتي تكون مشحونة بشحنات سالبة أو موجبة تكون منفصلة عن بعضها البعض في المحلول ، وهو ما يهيء لها الفرصة للاتحاد بمواد أخرى بسهولة أكبر مما لو كانت في الحالة البلورية .

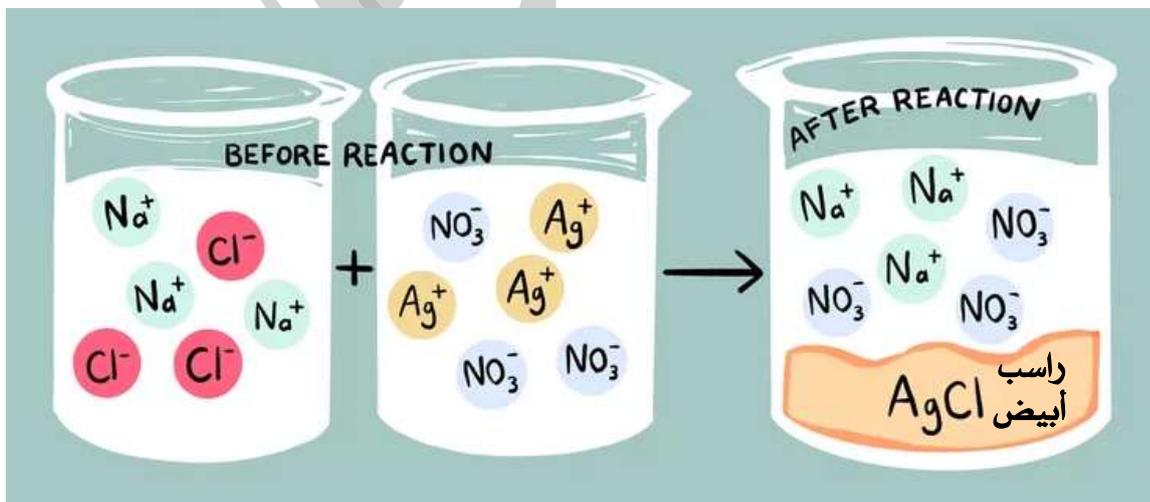
وبصورة عامة يمكن التوصل للآتي :

سرعة تفاعل الجزيئات > سرعة تفاعل الذرات > سرعة تفاعل الأيونات

وبالتالي يمكن القول أن تفاعلات محاليل المركبات الأيونية أسرع من تفاعل محاليل المركبات التساهمية ، فمثلا يكون التفاعل لحظيا بين محلول كلوريد الصوديوم ($NaCl$) ومحلول نترات الفضة ($AgNO_3$) :



حيث نلاحظ ظهور الراسب الأبيض بمجرد إضافة المحلولين إلى بعضهما البعض ، ويتم التفاعل في أجزاء من الثانية .



Mr Ayuob Al Owaisi
Follow me on insta:
mr_ayuob4chem

سؤال توضيحي (١) / أجب عن السؤالين الآتيين :



أ) عمليا نلاحظ ظهور الراسب الأصفر في تفاعل يوديد الصوديوم (NaI) مع نترات الفضة ($AgNO_3$) أسرع عندما تكون المواد المتفاعلة على شكل محاليل من كونها في حالة بلورية . فسر ذلك .

ب) عند تفاعل محلول بيرمنجنات البوتاسيوم ($KMnO_4$) المحمض مع كل من محلول كلوريد الحديد الثنائي ($FeCl_2$) ومحلول سكر الجلوكوز ($C_6H_{12}O_6$) كل على حدة ، فإن اللون البنفسجي لمحلول البيرمنجنات يختفي بسرعة أكبر في حالة محلول كلوريد الحديد الثنائي عنه في حالة محلول السكر . وضح السبب .

الحل

أ) لأن كل من يوديد الصوديوم (NaI) ونترات الفضة ($AgNO_3$) تتفكك إلى أيونات موجبة وسالبة في حالة المحاليل وبالتالي تكون هذه الأيونات منتشرة في المحلول ولها حرية الحركة ، مما يهيئ لها الفرصة للاتحاد مباشرة وتبادل الأيونات بصورة أسرع ، أما في الحالة الصلبة تكون الأيونات مقيدة الحركة ومرتبطة مع بعضها بروابط قوية وبالتالي يلزمها وقت أطول وطاقة لفصل الأيونات عن بعضها ، ولذلك تكون سرعة تفاعلها أقل .

ب) لأن كلوريد الحديد الثنائي ($FeCl_2$) مركب أيوني وبالتالي يتفكك إلى أيونات موجبة وسالبة ، بينما محلول السكر ($C_6H_{12}O_6$) مركب تساهمي فيتفكك إلى جزيئات أبسط منه ، وكما هو معلوم أن تفاعل المركبات الأيونية أسرع من تفاعل المركبات التساهمية .



أسئلة إضافية

سـ (١) / في أي الحالات التالية يكون التفاعل أسرع ، ولماذا ؟

أ) تفاعل الكالسيوم مع الماء أم الألومنيوم مع الماء ؟

ب) إضافة بلورات (Na_2SO_4) إلى محلول ($CaCl_2$) أم إضافة محلول (Na_2SO_4) إلى محلول ($CaCl_2$) ؟

سـ (٢) / علل : عند تفاعل محلول دايكرومات البوتاسيوم ($K_2Cr_2O_7$) المحمض مع كل من

كبريتات الحديد ($FeSO_4$) ومحلول السكروز ($C_{12}H_{22}O_{11}$) كل على حدة ، فإن اللون

البرتقالي لمحلول الدايكرومات يختفي بسرعة أكبر في حالة كبريتات الحديد عنه في

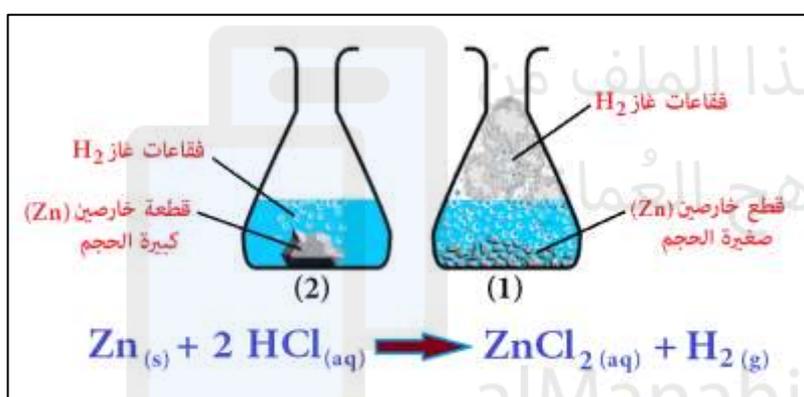
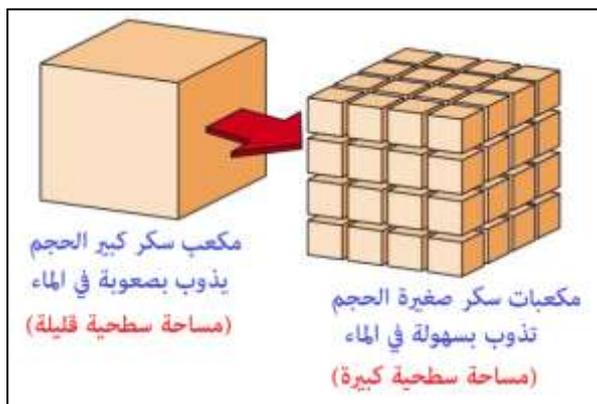
حالة السكروز.

سـ (٣) / علل : ما التفاعل الأسرع من بين التفاعلين الآتيين ، ولماذا ؟



٢- مساحة سطح المواد المتفاعلة

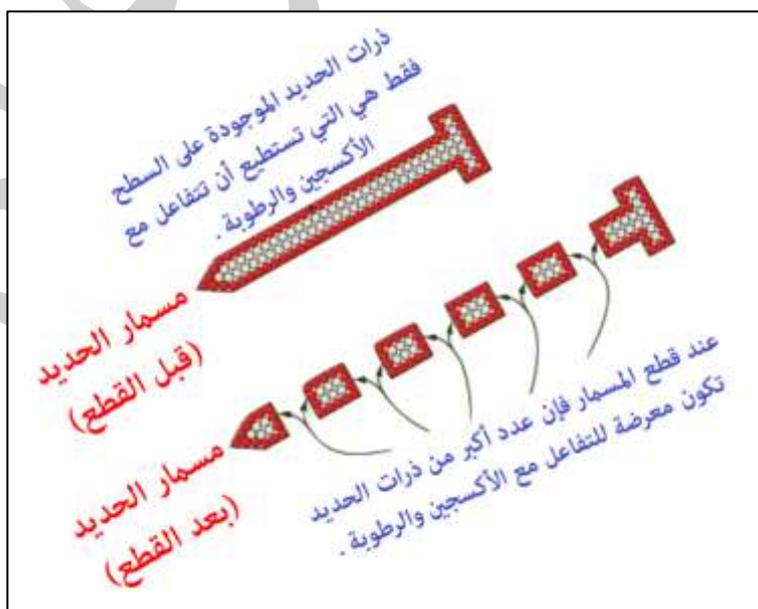
إن حجم المادة الصلبة (مساحة السطح المعرض) مهم جدا في تحديد سرعة التفاعل ، حيث لوحظ أن المواد الصلبة الموجودة على هيئة كتل كبيرة تتفاعل ببطء مما لو كانت موجودة على صورة كتل صغيرة أو مسحوق. فمثلا نلاحظ أن ذوبان مكعب السكر في الماء يكون بطيء ، أما في حالة تجزئة المكعب إلى مكعبات أصغر أو تحويله لمسحوق فإن ذوبانه يكون أسرع بسبب زيادة المساحة السطحية التي تزيد من زيادة تلامس دقائق المادة (السكر) مع جزيئات الماء المحيطة.



وينطبق ذلك على الفلزات أيضا ، حيث أنها تتفاعل بسرعة أكبر مع الأحماض عندما تكون على هيئة قطع صغيرة أو مسحوق وذلك بسبب زيادة مساحتها السطحية ، وبالتالي يزداد الجزء الذي يشترك في حدوث التفاعل الكيميائي، مما يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل الكيميائي. حيث نلاحظ في الشكل المقابل أن سرعة

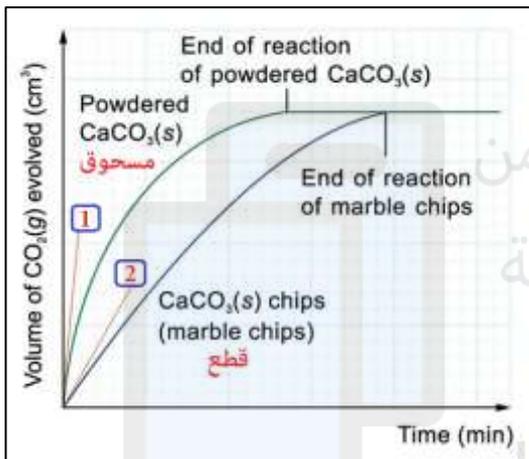
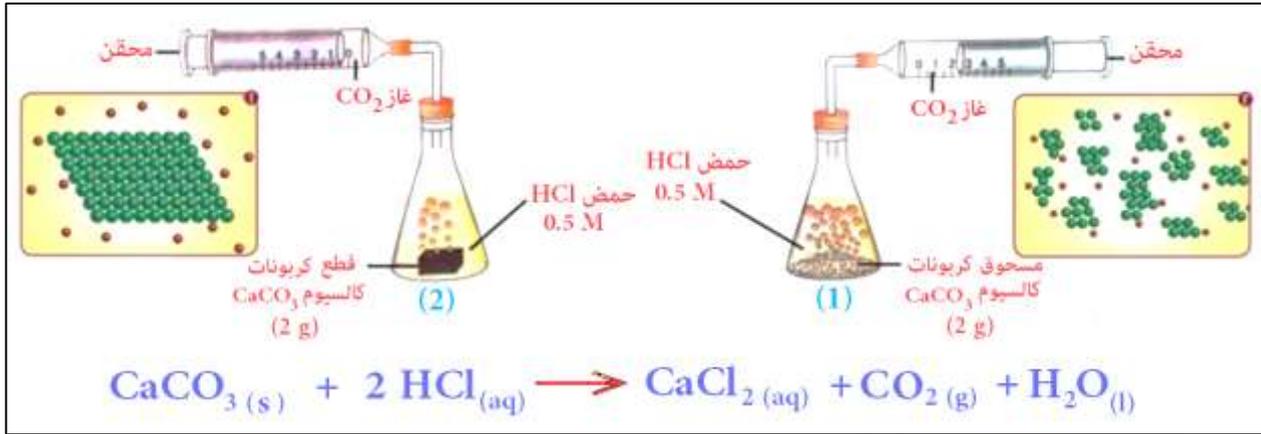
تصاعد غاز الهيدروجين (H_2) أكبر في الدورق (1) بسبب زيادة المساحة السطحية لقطع الخارصين الصغيرة عنها في حالة الدورق (2) .

ومن الأمثلة الأخرى على تأثير مساحة سطح المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل ، نلاحظ أن سرعة تكون الصدأ تزيد عندما يتم قطع مسمار الحديد إلى قطع صغيرة أو تحويله لبرادة حديد ، حيث يزيد تلامس ذرات الحديد مع الأكسجين والرطوبة فتزيد بذلك سرعة تفاعل هذه الذرات وبالتالي يتكون الصدأ في زمن أقل .



Mr Ayuob Al Owaisi
Follow me on insta:
mr_ayuob4chem

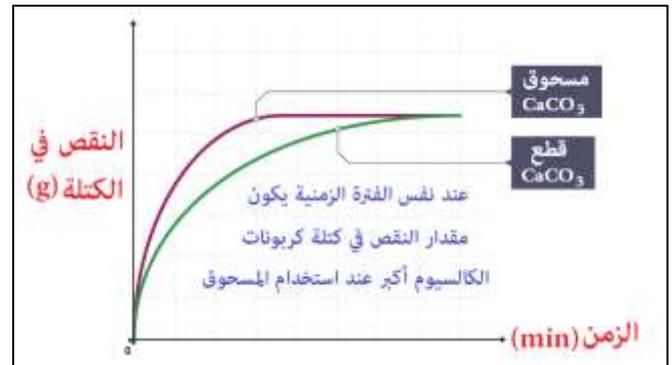
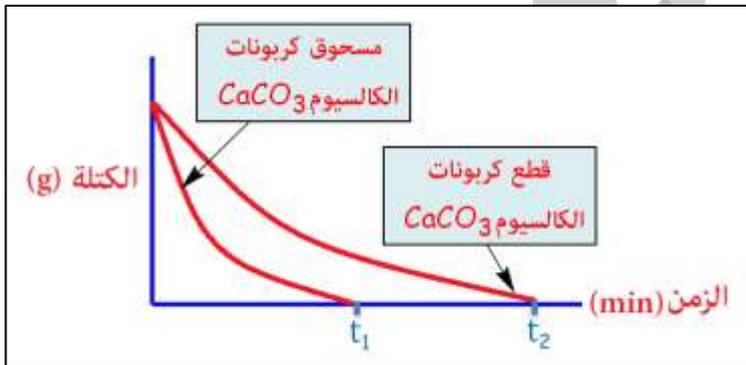
وللتعرف على أثر مساحة سطح المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل ، سنقوم بإجراء التجربة الآتية:



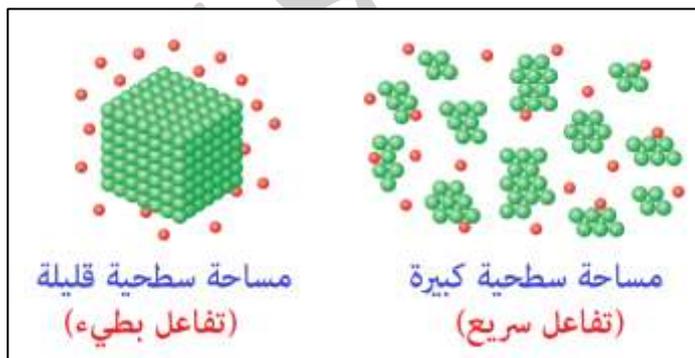
نلاحظ من التجربة أن سرعة تصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون في الدورق الأول أسرع من الدورق الثاني ، لماذا ؟

في بداية التفاعل تتحرر كمية أكبر من غاز (CO_2) في زمن أقل مقارنة بالدورق الثاني ، ولكن مع انتهاء التفاعل في الدورقين سنحصل على نفس الحجم من غاز (CO_2) لأن كتلة كربونات الكالمسيوم ($CaCO_3$) المستخدمة في الدورقين متساوية (أو عدد مولات كربونات الكالمسيوم المستخدمة متساوية).

والأشكال البيانية التالية توضح العلاقة بين كتلة كربونات الكالمسيوم ومقدار النقص فيها بمرور الزمن :



∴ مما سبق يمكن التوصل إلى أن العلاقة طردية بين سرعة التفاعل الكيميائي ومساحة سطح المواد المتفاعلة حيث أنه عند تجزئة المادة إلى قطع صغيرة تزيد مساحة السطح المعرض للتفاعل فيزيد التلامس بين دقائق المواد المتفاعلة مع بعضها البعض .

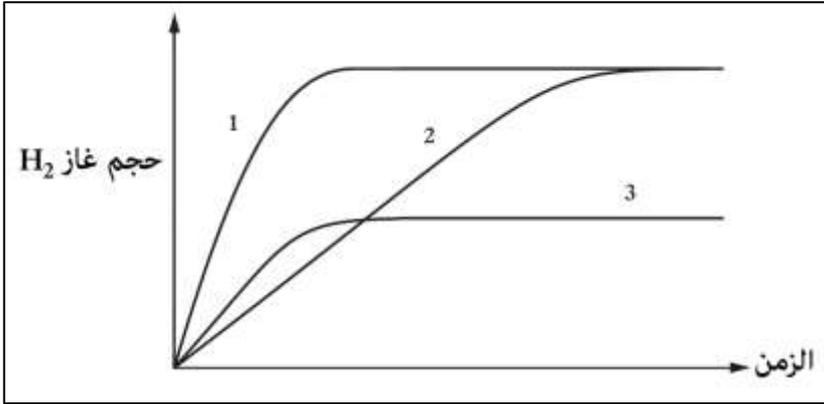


Mr Ayuob Al Owaisi
Follow me on insta:
mr_ayuob4chem



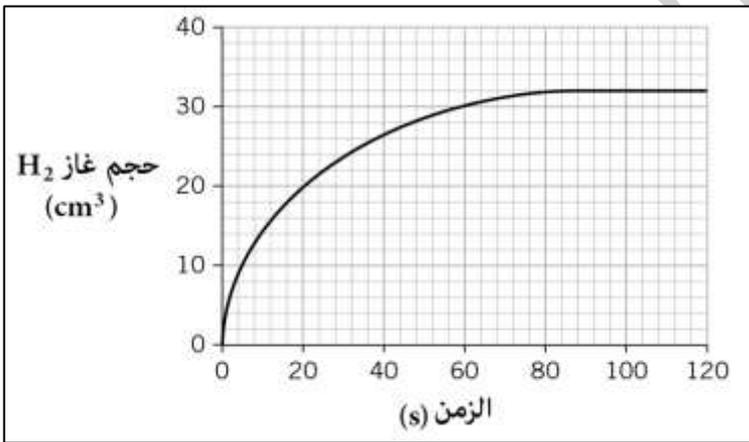
أسئلة إضافية

سـ (١) / قام أحد الطلبة بإجراء ثلاث تجارب عملية لتفاعل الخارصين (Zn) مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزه ($1.0 M$) عند درجة حرارة ($25^\circ C$) بهدف جمع غاز الهيدروجين (H_2) المتصاعد ، وحصل على الشكل البياني المقابل ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التالية:



- أ) ما رقم التجربة التي ينتهي فيها التفاعل في زمن أطول ؟ جـ / 2
- ب) ما رقم التجريبتين التي تم فيهما استخدام نفس الكتلة من الخارصين ؟ جـ / 2, 1
- ج) ما رقم التجربة التي تم فيها استخدام كتلة قليلة من الخارصين ؟ جـ / 3
- د) أي من التجريبتين (2, 1) تم فيها استخدام مسحوق الخارصين ؟ جـ / 1
- هـ) كيف يمكن للطالب الحصول على نفس الحجم من غاز (H_2) للتجارب (3, 2, 1) ؟

سـ (٢) / يوضح الشكل البياني المقابل حجم غاز (H_2) بمرور الزمن عند تفاعل كتلة معينة من شريط الماغنيسيوم مع حمض الهيدروكلوريك المخفف ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الأسئلة الآتية:



أ) ما حجم غاز الهيدروجين (H_2) المتصاعد بنهاية التفاعل ؟ جـ / 32 cm^3

ب) ما الفترة الزمنية التي يكون عندها معدل إنتاج غاز الهيدروجين أقل ما يمكن؟

- 20 - 0 ثانية 40 - 20 ثانية 60 - 40 ثانية 80 - 60 ثانية

ج) إذا تم إعادة التفاعل السابق باستخدام نفس الكتلة من الماغنيسيوم ولكن في هيئة قطع صغيرة ، فماذا تتوقع أن يحدث لكل من الآتي :

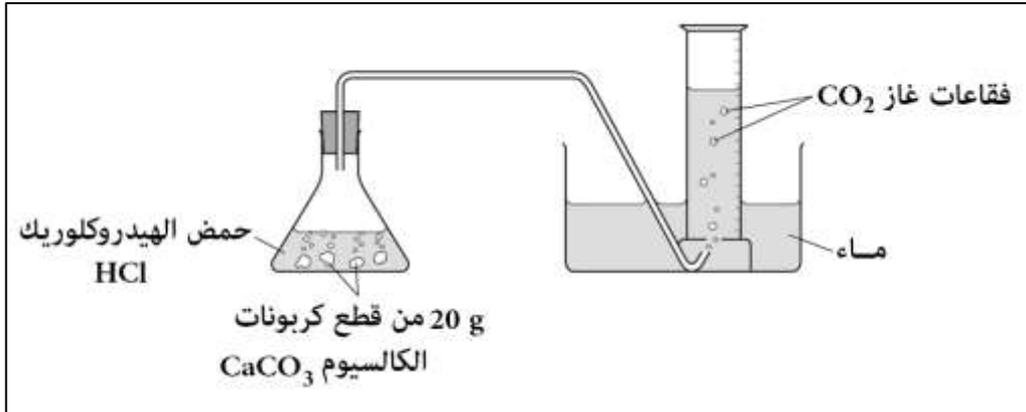
- سرعة التفاعل : تقل تزيد تبقى ثابتة (ظل الإجابة الصحيحة)
- حجم غاز (H_2) : يقل يزيد يبقى ثابت (ظل الإجابة الصحيحة)
- زمن إنتهاء التفاعل : يقل يزيد يبقى ثابت (ظل الإجابة الصحيحة)

Mr Ayuob Al Owaisi

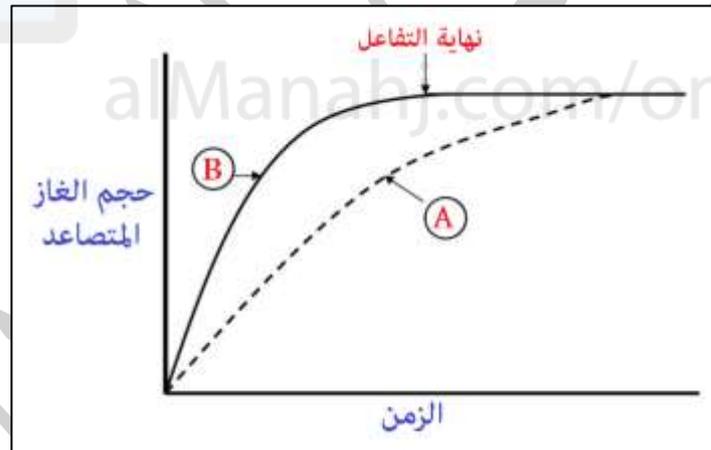
Follow me on insta:

mr_ayuob4chem

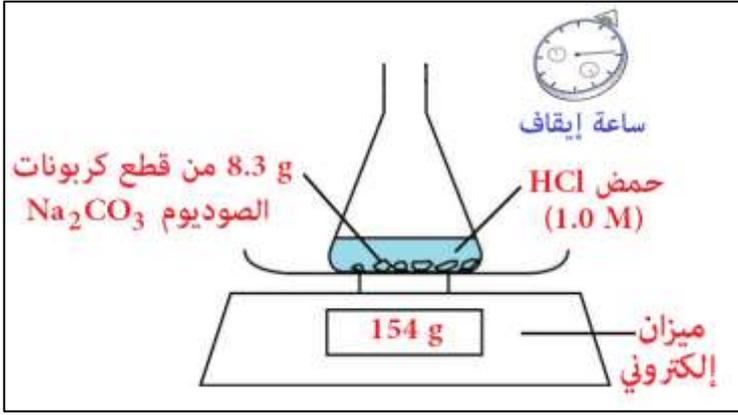
سـ (٣) / قامت مجموعة من طلاب الصف الثاني عشر بإجراء تجربة تفاعل (20 g) من قطع كربونات الكالسيوم ($CaCO_3$) مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزه (1.0 M) عند درجة حرارة ($25^\circ C$) كما هو موضح في الرسم الآتي :



- أ) اكتب معادلة التفاعل الحادثة في هذه التجربة .
 ب) اكتب العلاقة الرياضية التي تعبر عن معدل سرعة إنتاج غاز (CO_2) ؟
 ج) متى يتوقف إنتاج غاز (CO_2) في هذه التجربة ؟
 د) إذا علمت أن المجموعة أجرت التجربة مرة أخرى باستخدام مسحوق كربونات الكالسيوم ، وحصلت على الشكل البياني الآتي ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :



- ١- ما رمز المنحنى الذي يشير إلى استخدام مسحوق كربونات الكالسيوم ؟ جـ / **B**
 ٢- ما رمز المنحنى الذي يشير إلى استخدام قطع كربونات الكالسيوم ؟ جـ / **A**
 ٣- ماذا تتوقع لسرعة التفاعل في التجربة الثانية ؟
 أقل من التجربة الأولى أكبر من التجربة الأولى مساوية للتجربة الأولى (ظلل الإجابة الصحيحة)
 ٤- ماذا تتوقع لكتلة مسحوق كربونات الكالسيوم المستخدمة في التجربة الثانية؟
 أقل من التجربة الأولى أكبر من التجربة الأولى مساوية للتجربة الأولى (ظلل الإجابة الصحيحة)
 ٥- ماذا تتوقع لمقدار النقص في كتلة كربونات الكالسيوم المستخدمة في التجربة الثانية عند نفس الفترة الزمنية ؟
 أقل من التجربة الأولى أكبر من التجربة الأولى مساوي للتجربة الأولى (ظلل الإجابة الصحيحة)



س(٤) / / يوضح الرسم المقابل تجربة قام بها أحد الطلبة لتفاعل قطع كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) مع حمض الهيدروكلوريك (HCl) عند درجة حرارة ($25^\circ C$) حيث تم استخدام ميزان إلكتروني لتسجيل كتلة الدورق ومحتوياته قبل وبعد التفاعل ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التالية :

أ) اكتب معادلة التفاعل العادثة في هذه التجربة .

ب) ما نوع العلاقة (طرديّة أم عكسيّة) بين كتلة كربونات الصوديوم والزمن ؟

ج) ما نوع العلاقة (طرديّة أم عكسيّة) بين النقص في كتلة كربونات الصوديوم والزمن ؟

د) إذا قام الطالب برصد التغير الحادث في كتلة الدورق ومحتوياته وحصل على الرسم البياني الآتي ، ادرسه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :

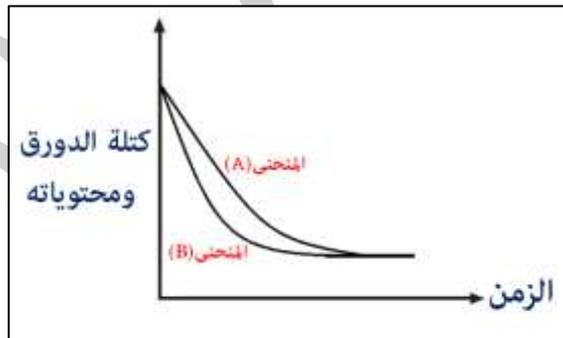


١- ما معدل سرعة التفاعل بدلالة كتلة كربونات الصوديوم المستهلكة لكل ثانية ؟

ج / 0.0474 g/s

٢- ما كتلة غاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) المتصاعد بنهاية التفاعل ؟ ج / 3.5 g

هـ) إذا قام الطالب بإجراء التجربة مرة أخرى باستخدام نفس الكتلة من مسحوق كربونات الصوديوم وحصل على الشكل البياني الآتي :

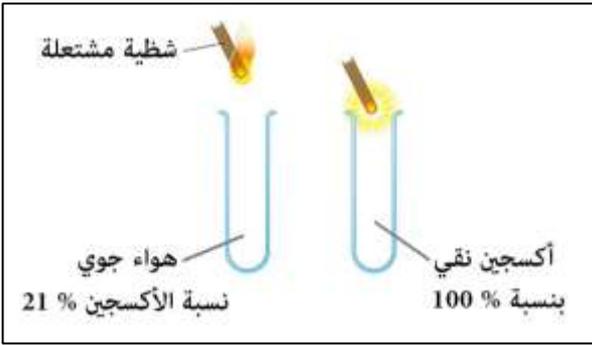


١- ما رمز المنحنى الذي يمثل التجربة التي تم فيها استخدام مسحوق كربونات الكالسيوم ؟ ج / B

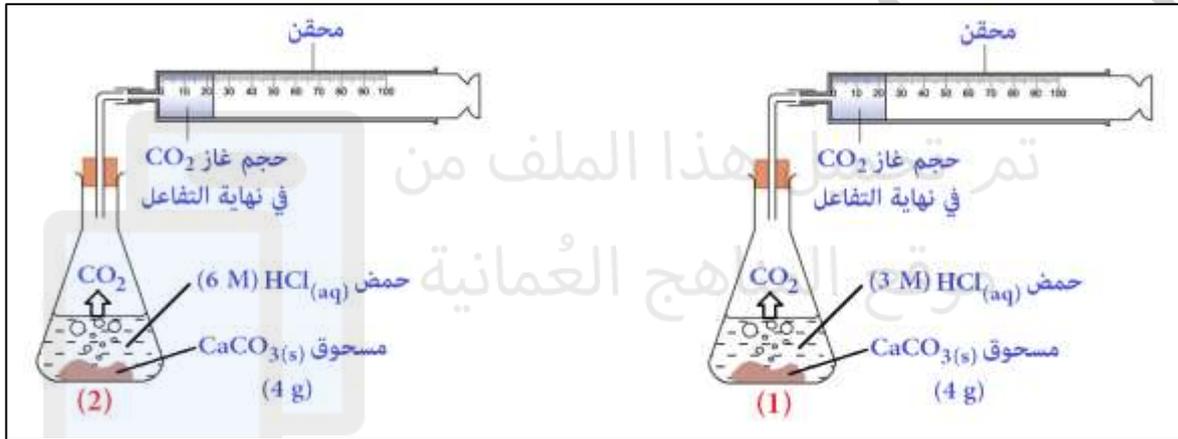
٢- ما رمز المنحنى الذي يمثل التجربة التي يتحرر فيها غاز ثاني أكسيد الكربون في زمن أطول ؟ ج / A

٣- تركيز المواد المتفاعلة

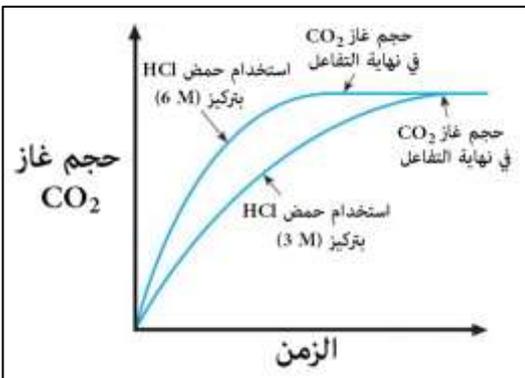
تأمل الشكل المقابل الذي يقارن بين توهج شظية مشتعلة عند وضعها في أكسجين الهواء الجوي والأكسجين النقي ، حيث يكون التوهج أكبر عند وضع الشظية المشتعلة في الأنبوبة التي تحتوي على (100 %) أكسجين تقريبا ، وهذا يمثل خمسة أضعاف غاز الأكسجين الموجود في الهواء الجوي .



وللتعرف على تأثير تغير تركيز المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل ، تمعن في التجربة الآتية :

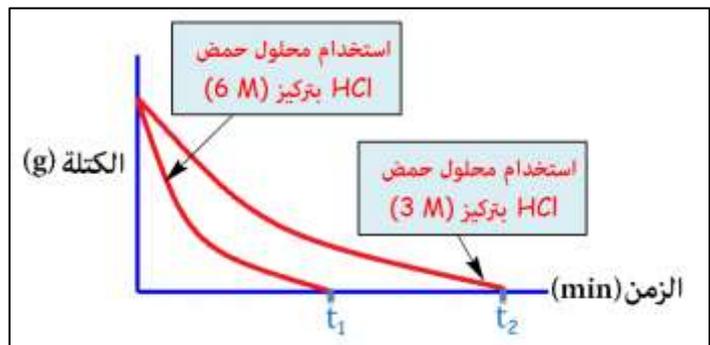
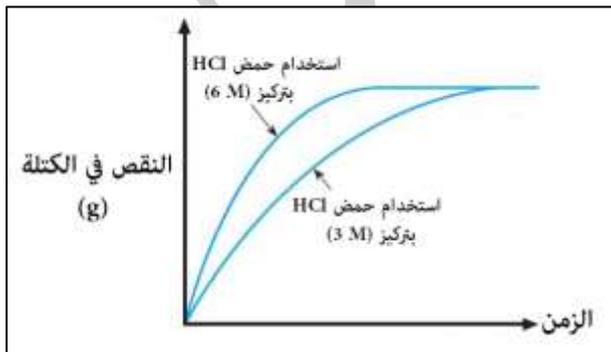


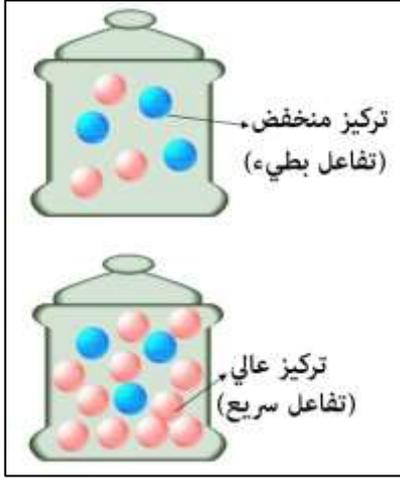
حيث نلاحظ من التجربة أن سرعة تصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون في الدورق الثاني أكبر من الدورق الأول ، لماذا ؟



في بداية التفاعل تتحرر كمية أكبر من غاز (CO_2) في زمن أقل مقارنة بالدورق الثاني ، ولكن مع انتهاء التفاعل في الدورقين سنحصل على نفس الحجم من غاز (CO_2) لأن كتلة كربونات الكالسيوم ($CaCO_3$) المستخدمة في الدورقين متساوية (أو عدد مولات كربونات الكالسيوم المستخدمة متساوية) .

والأشكال البيانية التالية توضح العلاقة بين كتلة كربونات الكالسيوم ومقدار النقص فيها بمرور الزمن :





∴ مما سبق يمكن التوصل إلى أن العلاقة طردية بين سرعة التفاعل الكيميائي وتركيز المواد المتفاعلة ، فكلما زاد التركيز يزيد عدد الدقائق المتفاعلة فتزيد بذلك سرعة التفاعل .

(سوف تقوم لاحقا بتفسير زيادة سرعة التفاعل بزيادة تركيز المواد المتفاعلة باستخدام نظرية التصادم)

قانون سرعة التفاعل

تناسب سرعة التفاعل الكيميائي تناسباً طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة المرفوع لأس معين يختلف من تفاعل إلى آخر يسمى رتبة التفاعل .

$$R \propto [\text{Reactants}]^x$$

$$R = k [\text{Reactants}]^x$$

رتبة التفاعل

وهي مجموع الأسس المرفوعة إليها تراكيز المواد المتفاعلة.

(يتم تحديدها عملياً ولا تعتمد على عدد مولات المواد المتفاعلة في المعادلة الموزونة ، وعادة تكون عدد صحيح)

سرعة التفاعل (mol / L . s)

ثابت سرعة التفاعل ، ووحده تعتمد على رتبة التفاعل

(لكل تفاعل قيمة معينة من k وتتغير قيمة الثابت فقط بتغير درجة الحرارة أو بوجود عامل حفان)

تركيز المواد المتفاعلة (mol / L)



فمثلاً في التفاعل الافتراضي :

يمكن كتابة قانون السرعة لهذا التفاعل كالآتي :

$$R = k [A]^x$$

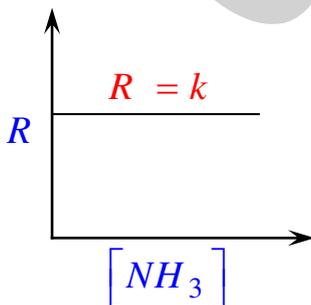
فإن قيمة x يمكن أن تأخذ عدة احتمالات منها :

* الأول : عندما $x = 0$ يكون التفاعل من الرتبة الصفرية

$$R = k [A]^0 \Rightarrow R = k$$

وتكون وحدة ثابت السرعة (k) هي نفسها وحدة سرعة التفاعل (R) : mol / L . s

هنا سرعة التفاعل (R) لا تعتمد على تركيز المواد المتفاعلة ، كما في تحلل الأمونيا (NH_3) على سطح البلاطين (Pt) ، فسرعة التفاعل لا تتأثر بالتغير في تركيز الأمونيا :



***الثاني**: عندما $x = 1$ يكون التفاعل من الرتبة الأولى $\leftarrow R = k [A]$

ويمكن استنتاج وحدة ثابت السرعة (k) كالآتي:

$$k = \frac{R}{[A]} = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}} \cdot \text{s}} \times \frac{\cancel{\text{L}}}{\text{mol}} = \frac{1}{\text{s}} = \boxed{\text{s}^{-1}}$$

فعند مضاعفة تركيز (A) مع ثبات قيمة (k) فإن سرعة التفاعل (R) تتضاعف بنفس المقدار ، وعندما يقل تركيز (A) إلى النصف مع ثبات قيمة (k) فإن سرعة التفاعل (R) تقل إلى النصف أيضا ، وهكذا... ولكن عند مضاعفة (A) و (k) معا فإن سرعة التفاعل (R) تتضاعف إلى (4) مرات .

***الثالث**: عندما $x = 2$ يكون التفاعل من الرتبة الثانية $\leftarrow R = k [A]^2$

ويمكن استنتاج وحدة ثابت السرعة (k) كالآتي:

$$k = \frac{R}{[A]^2} = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2} = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}} = \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}} \cdot \text{s}} \times \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2} = \boxed{\text{L}^2 / \text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

فعند مضاعفة تركيز (A) مع ثبات قيمة (k) فإن سرعة التفاعل (R) تتضاعف (4) مرات ، وعندما يقل تركيز (A) إلى النصف مع ثبات قيمة (k) فإن سرعة التفاعل (R) تقل إلى الربع ، وهكذا... ولكن عند مضاعفة (A) و (k) معا فإن سرعة التفاعل (R) تتضاعف إلى (8) مرات .

***الرابع**: عندما $x = 3$ يكون التفاعل من الرتبة الثالثة $\leftarrow R = k [A]^3$

ويمكن استنتاج وحدة ثابت السرعة (k) كالآتي:

$$k = \frac{R}{[A]^3} = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^3} = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}} = \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}} \cdot \text{s}} \times \frac{\text{L}^3}{\text{mol}^3} = \boxed{\text{L}^3 / \text{mol}^3 \cdot \text{s}}$$

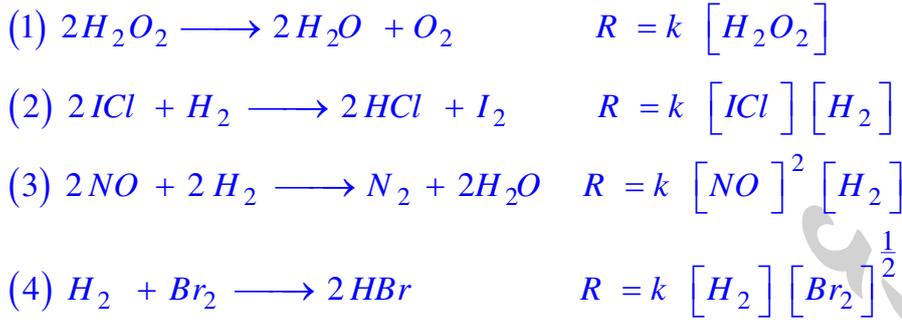
فعند مضاعفة تركيز (A) مع ثبات قيمة (k) فإن سرعة التفاعل (R) تتضاعف (8) مرات ، وعندما يقل تركيز (A) إلى النصف مع ثبات قيمة (k) فإن سرعة التفاعل (R) تقل إلى الثمن ، وهكذا... ولكن عند مضاعفة (A) و (k) معا فإن سرعة التفاعل (R) تتضاعف إلى (16) مرة .

وإذا كان لديك التفاعل الافتراضي: $A + B \longrightarrow C$

يمكن كتابة قانون السرعة لهذا التفاعل كالآتي: $R = k [A]^x [B]^y$

حيث أن: (x) هي رتبة المادة (A) و (y) هي رتبة المادة (B) و ($x + y$) تمثل رتبة التفاعل .

سؤال توضيحي (١) / ما رتبة التفاعلات التالية :



الحل

(1) الرتبة الأولى ، (2) الرتبة الثانية ، (3) الرتبة الثالثة ، (4) الرتبة $\left(\frac{3}{2}\right)$

سؤال توضيحي (٢) / في التفاعل الافتراضي : $A_{(aq)} + B_{(aq)} \longrightarrow C_{(aq)} + D_{(aq)}$ عند مضاعفة تركيز المادة (A) يتضاعف معدل سرعة التفاعل ، بينما عند مضاعفة تركيز المادة (B) يتضاعف معدل سرعة التفاعل إلى (4) مرات . فإذا علمت أن قانون السرعة لهذا التفاعل هو : $R = k [A]^X [B]^Y$ ، فحدد قيمة

كل من (X) و (Y) ؟

الحل

$R = k [A]^X [B]^Y$

↑

$(4) = (2)^Y$

$(2)^2 = (2)^Y$

∴ $Y = 2$

الحالة الثانية:

$R = k [A]^X [B]^Y$

↑

$(2) = (2)^X$

∴ $X = 1$

سؤال توضيحي (٣) / في التفاعل الافتراضي : $A_{(aq)} + B_{(aq)} \longrightarrow C_{(aq)} + D_{(aq)}$ عند خفض تركيز المادة (A) إلى النصف ينخفض معدل سرعة التفاعل إلى الثمن ، بينما عند خفض تركيز المادة (B) إلى النصف فإن معدل سرعة التفاعل لا يتأثر . فإذا علمت أن قانون السرعة لهذا التفاعل هو : $R = k [A]^X [B]^Y$ ، فحدد قيمة كل من (X) و (Y) ؟

$R = k [A]^X [B]^Y$

↑

$1 = \left(\frac{1}{2}\right)^Y$

$Y = \frac{\log(1)}{\log\left(\frac{1}{2}\right)} \Rightarrow Y = \text{Zero}$

الحل

$R = k [A]^X [B]^Y$

↑

$\left(\frac{1}{8}\right) = \left(\frac{1}{2}\right)^X$

$\left(\frac{1}{2}\right)^3 = \left(\frac{1}{2}\right)^X$

∴ $X = 3$

أو $X = \frac{\log\left(\frac{1}{8}\right)}{\log\left(\frac{1}{2}\right)}$

∴ $X = 3$

سؤال توضيحي (٤) / في التفاعل الافتراضي : $A_2(g) + 2 B(aq) \longrightarrow 2 AB(aq)$ عند تقليص حجم وعاء التفاعل إلى النصف يتضاعف معدل سرعة التفاعل إلى (8) مرات ، بينما عند مضاعفة تركيز المادتين (A_2) و (B) معا يتضاعف معدل سرعة التفاعل إلى (32) مرة . فإذا علمت أن قانون السرعة لهذا التفاعل

هو : $R = k [A_2]^X [B]^Y$ ، فحدد قيمة كل من (X) و (Y) ؟

الحل

الحالة الثانية:

$$R = k [A_2]^X [B]^Y$$

$$(32) = (2)^3 (2)^Y$$

$$(32) = (8) (2)^Y$$

$$(2)^Y = \frac{32}{8} = 4$$

$$(2)^Y = (2)^2$$

$$\therefore \boxed{Y = 2}$$

الحالة الأولى:

يتأثر فقط تركيز المادة الغازية وهي (A_2) وحسب العلاقة $\left(M = \frac{n}{V}\right)$ فإن الحجم (V) يتناسب عكسيا مع التركيز (M) . لذلك عند تقليص حجم الوعاء إلى النصف يتضاعف تركيز المادة (A_2) .

$$R = k [A_2]^X [B]^Y$$

$$(8) = (2)^X$$

$$(2)^3 = (2)^X$$

$$\therefore \boxed{X = 3}$$

سؤال توضيحي (٥) / في التفاعل الآتي : $2 NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2 NO_2(g)$ إذا كانت سرعة التفاعل تساوي $(4 \times 10^{-4} \text{ mol/L.s})$ عندما كان تركيز كل من (NO) و (O_2) يساوي (0.06 mol/L) ، فكم تكون سرعة التفاعل عندما يصبح تركيز (NO) يساوي (0.02 mol/L) وتركيز (O_2) يساوي (0.08 mol/L)

علما بأن قانون السرعة لهذا التفاعل هو : $R = k [NO]^2 [O_2]$

الحل

ثانياً: نحسب قيمة السرعة

$$R = k [NO]^2 [O_2]$$

$$R = 1.852 (0.02)^2 (0.08)$$

$$R = 6 \times 10^{-5} \text{ mol/L.s}$$

أولاً: نحسب قيمة ثابت السرعة (k)

$$k = \frac{R}{[NO]^2 [O_2]} = \frac{(4 \times 10^{-4})}{(0.06)^2 (0.06)}$$

$$k = 1.852 \text{ L}^2 / \text{mol}^2 . \text{s}$$

سؤال توضيحي (٦) / الجدول المقابل يوضح نتائج تجربة للتفاعل الافتراضي التالي:



رقم التجربة	[A] mol/L	(R) mol/L.s
1	0.2	1.6×10^{-9}
2	0.4	6.4×10^{-9}
3	0.6	1.44×10^{-8}



وقد اجريت التجربة في ظروف مناسبة، ادرس الجدول جيدا ثم اجب عن الآتي:

(أ) أوجد رتبة التفاعل؟ (ب) ما قيمة ثابت السرعة (k)؟

الحل

(ب) لحساب قيمة (k) نعوض في أي تجربة ولتكن التجربة رقم (3):

$$k = \frac{R_3}{[A]^2} = \frac{(1.44 \times 10^{-8})}{(0.6)^2}$$

$$k = 4.0 \times 10^{-8} \text{ L/mol.s}$$

(أ) نكتب قانون افتراضي: $R = k [A]^X$

نأخذ تجربتين من الجدول مثلا (1) و (2):

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{k [A]^X}{k [A]^X} \Rightarrow \frac{1.6 \times 10^{-9}}{6.4 \times 10^{-9}} = \frac{k' (0.2)^X}{k' (0.4)^X}$$

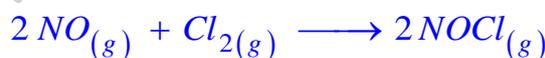
$$\left(\frac{1}{4}\right) = \left(\frac{1}{2}\right)^X \Rightarrow \left(\frac{1}{2}\right)^2 = \left(\frac{1}{2}\right)^X \Rightarrow \boxed{X=2}$$

∴ قانون سرعة التفاعل هو: $R = k [A]^2$

سؤال توضيحي (٧) / الجدول المقابل يوضح نتائج تجربة للتفاعل التالي:



رقم التجربة	[NO] mol/L	[Cl ₂] mol/L	(R) mol/L.s
1	0.5	0.5	1.9×10^{-2}
2	1.0	0.5	7.6×10^{-2}
3	1.0	1.0	15.2×10^{-2}



وقد اجريت التجربة في ظروف مناسبة، ادرس الجدول جيدا ثم أوجد قانون سرعة التفاعل؟

للحصول على قيمة (Y) نأخذ التجريبتين (2) و (3):

$$\frac{R_2}{R_3} = \frac{k [NO]^X [Cl_2]^Y}{k [NO]^X [Cl_2]^Y}$$

$$\frac{7.6 \times 10^{-2}}{15.2 \times 10^{-2}} = \frac{k' (1.0)^X (0.5)^Y}{k' (1.0)^X (1.0)^Y}$$

$$\left(\frac{1}{2}\right) = \left(\frac{1}{2}\right)^Y \Rightarrow \therefore \boxed{Y=1}$$

للحصول على قيمة (X) نأخذ التجريبتين (2) و (1):

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{k [NO]^X [Cl_2]^Y}{k [NO]^X [Cl_2]^Y}$$

$$\frac{1.9 \times 10^{-2}}{7.6 \times 10^{-2}} = \frac{k' (0.5)^X (0.5)^Y}{k' (1.0)^X (0.5)^Y}$$

$$\left(\frac{1}{4}\right) = \left(\frac{1}{2}\right)^X \Rightarrow \left(\frac{1}{2}\right)^2 = \left(\frac{1}{2}\right)^X \Rightarrow \therefore \boxed{X=2}$$

∴ قانون سرعة التفاعل هو: $R = k [NO]^2 [Cl_2]$



أسئلة إضافية

س (١) / ظلل الإجابة الصحيحة من بين البدائل المعطاة :



(١) يوضح الجدول المقابل نتائج تجربة للتفاعل الآتي:



ما رتبة المادتين (NO_2) و (F_2) ؟

رقم التجربة	$[NO_2]$ mol/L	$[F_2]$ mol/L	(R) mol/L.s
1	0.1	0.2	0.1
2	0.2	0.2	0.4
3	0.1	0.4	0.2

F_2	NO_2	
الأولى	الأولى	<input type="checkbox"/>
الثانية	الأولى	<input type="checkbox"/>
الأولى	الثانية	<input checked="" type="checkbox"/>
الثانية	الثانية	<input type="checkbox"/>

(٢) يوضح الجدول المقابل نتائج تجربة للتفاعل الآتي:



ما قانون السرعة لهذا التفاعل؟

رقم التجربة	[A] mol/L	[B] mol/L	(R) mol/L.s
1	0.200	0.100	6×10^{-2}
2	0.100	0.100	1.50×10^{-2}
3	0.200	0.200	1.2×10^{-1}
4	0.300	0.200	2.70×10^{-1}

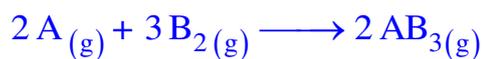
$R = k [A] [B]$	<input type="checkbox"/>
$R = k [A]^2 [B]$	<input checked="" type="checkbox"/>
$R = k [A] [B]^2$	<input type="checkbox"/>
$R = k [A]^2 [B]^2$	<input type="checkbox"/>

(٣) إذا كانت قيمة ثابت السرعة لتفاعل ما تساوي (4.65 L/mol.s) ، فإن رتبة التفاعل الكلية هي :

الصفريّة	<input type="checkbox"/>
الأولى	<input type="checkbox"/>
الثانية	<input checked="" type="checkbox"/>
الثالثة	<input type="checkbox"/>

(٤) يوضح الجدول المقابل نتائج تجربة للتفاعل الآتي:

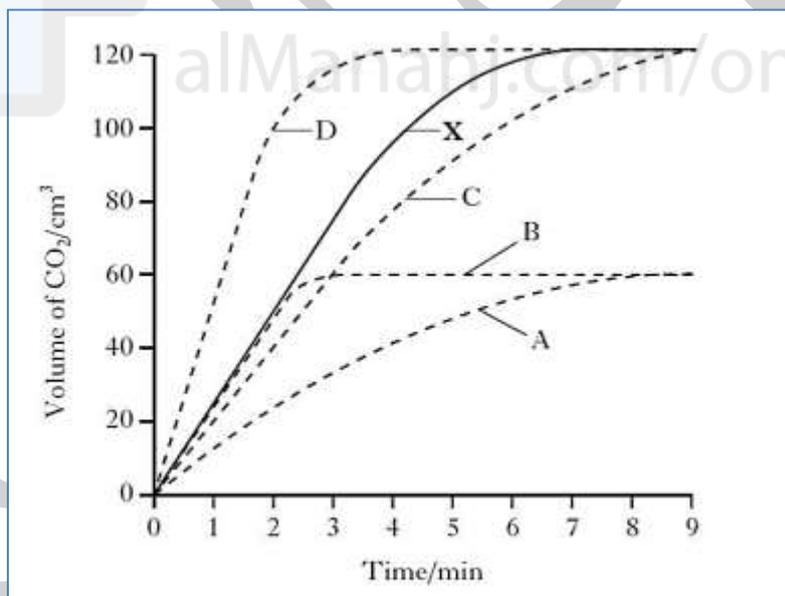
(R) mol/L.s	[B] mol/L	[A] mol/L	رقم التجربة
7.25	0.200	0.125	1
21.75	0.200	0.375	2
14.50	0.400	0.250	3
21.75	0.400	0.375	4



ما قانون السرعة لهذا التفاعل؟

$R = k [A] [B]$	<input type="checkbox"/>
$R = k [A]^2 [B]$	<input type="checkbox"/>
$R = k [A] [B]^2$	<input type="checkbox"/>
$R = k [A]$	<input checked="" type="checkbox"/>

س٢) / قام أحد الطلبة بإجراء تجربة عملية لتفاعل (4 g) من مسحوق كربونات الماغنيسيوم ($MgCO_3$) مع محلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزه (1.0 M) عند درجة حرارة ($25^\circ C$) وحصل على المنحنى (X) كما هو موضح في الشكل البياني الآتي ، وعندما أعاد الطالب التجربة أربع مرات حصل على المنحنيات (A , B , C , D) ، ادرس الشكل جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :



أ) ما رمز المنحنى الذي يشير إلى تفاعل (4 g) من قطع ($MgCO_3$) مع (HCl) تركيزه (1.0 M) ؟ جـ / **C**
 ب) ما رمز المنحنى الذي يشير إلى تفاعل (4 g) من مسحوق ($MgCO_3$) مع (HCl) تركيزه (2.0 M) ؟ جـ / **D**
 ج) إذا علمت أن المنحنيين (A , B) تم فيهما استخدام نفس الكتلة من مسحوق كربونات الماغنيسيوم عند نفس درجة الحرارة ، فأجب عن الآتي :

- ١- ما رمز المنحنى الذي يشير إلى استخدام حمض (HCl) بتركيز (0.5 M) ؟ جـ / **A**
- ٢- ما رمز المنحنى الذي تستهلك فيه كتلة كربونات الماغنيسيوم في زمن أقل ؟ جـ / **B**

٤ درجة الحرارة

تزيد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة درجة الحرارة وتقل بانخفاضها . فنحن نستخدم الثلجة (درجة حرارة منخفضة) لحفظ الأغذية من التلف ، حيث أن انخفاض درجة الحرارة يبطئ التفاعلات الحيوية الناتجة عن البكتيريا.

ونلاحظ أن الشركات المصنعة للأدوية تحرص على كتابة درجة حرارة تخزين هذه الأدوية على العبوة وذلك لكي لا تتأثر التركيبة الكيميائية للدواء فيصبح مادة ضارة .

وقد دلت التجارب العملية أن رفع درجة حرارة التفاعل بمقدار $(10^{\circ}C)$ يؤدي إلى تضاعف سرعة التفاعل. فمثلا في التفاعل الافتراضي الآتي يحدث عند درجة حرارة $(20^{\circ}C)$ وله سرعة مقدارها (R) :



عند رفع درجة الحرارة إلى $(30^{\circ}C)$ تصبح سرعة التفاعل $(2R)$ ، وعند رفع درجة الحرارة إلى $(40^{\circ}C)$ تصبح سرعة التفاعل $(4R)$ وهكذا.... ويمكن تطبيق العلاقة التالية لتسهيل العمليات الحسابية:

$$R_2 = (2)^n R_1$$

سرعة التفاعل النهائية
سرعة التفاعل الابتدائية
عدد العشرات ويتم حسابه بقسمة
التغير في درجة الحرارة على $(10) \left(\frac{\Delta T}{10} \right)$

فعند رفع درجة حرارة التفاعل السابق إلى $(60^{\circ}C)$ فإنه يمكن حساب سرعة التفاعل (R_2) كالآتي:

$$n = \frac{\Delta T}{10} = \frac{60 - 20}{10} = 4$$

$$R_2 = (2)^4 R_1$$

$$R_2 = 16 R_1$$

أي أن سرعة التفاعل تتضاعف (16) مرة

نظرية التصادم

تفسر نظرية التصادم الكيفية التي تتم بها التفاعلات الكيميائية ، ومن خلالها نستطيع تفسير أثر كل من درجة الحرارة والتركيز على سرعة التفاعل . وتتكون هذه النظرية من فرضين أساسيين هما:

- (١) يجب أن تتصادم دقائق المواد المتفاعلة (ذرات ، أيونات ، جزيئات) لكي يتم التفاعل الكيميائي .
- (٢) ليس بالضرورة أن يؤدي كل تصادم إلى حدوث تفاعل كيميائي ، أي أن :

التصادم

ينقسم إلى

غير فعال

لا يؤدي إلى حدوث تفاعل
(لا تتكون نواتج)

سرعة التفاعل تتناسب طرديا
مع عدد التصادمات الفعالة

فعال

يؤدي إلى حدوث تفاعل
(تتكون نواتج)

* شروط حدوث التصادمات الفعالة:

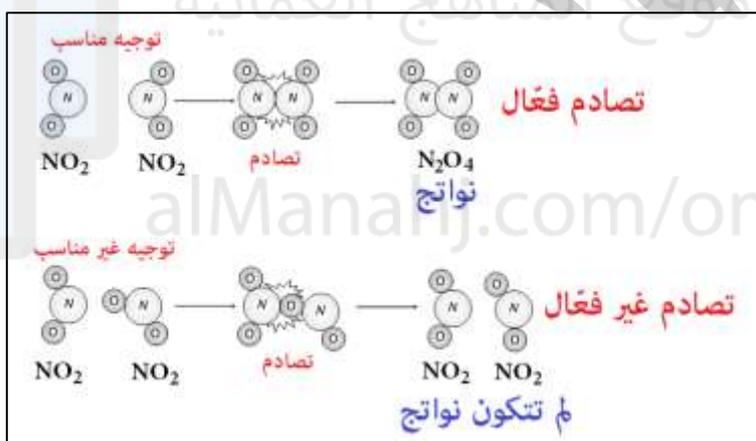
(١) توجيه الجزيئات للدقائق المتفاعلة في أثناء تصادمها مع بعضها البعض .

فمثلا إذا كان لدينا عدد من جزيئات (A_2) وجزيئات (B_2) تتحرك في حيز محدود ، فإن جزيء (A_2) يصطدم بجزيء (B_2) عدد معين من المرات في الثانية ، فإذا اصطدمت هذه الجزيئات في اتجاه مناسب لتفكيك الروابط ($A-A$) و ($B-B$) وتكوين روابط جديدة ($A-B$) فإن التفاعل يحدث بينهما



وتتكون النواتج ، وهنا نقول أن التصادم فعال ، أما إذا كان التوجيه الجزيئي للجزيئات في أثناء التصادم غير مناسباً فإن التصادم لن يؤدي إلى تفكيك الروابط وبالتالي لن تتكون نواتج جديدة، وهنا نقول أن التصادم غير فعال .

ومثال ذلك تكوين غاز (N_2O_4) :

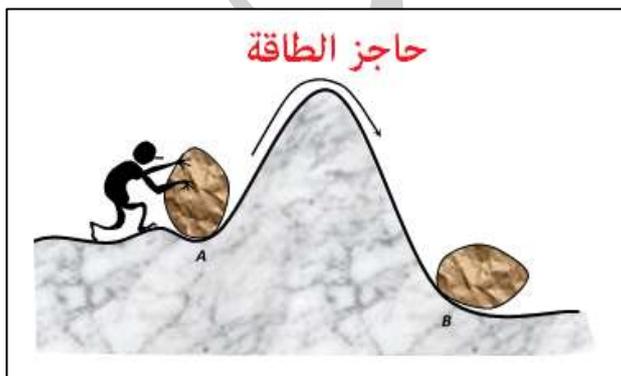


(٢) وجود طاقة حركية كافية لدى دقائق المواد المتفاعلة تجعلها تصطدم بقوة تكفي لكسر الروابط في المواد المتفاعلة وتكوين روابط جديدة في المواد الناتجة وهي ما تعرف بطاقة التنشيط (E_a) .

وتعتمد طاقة التنشيط على طبيعة المواد المتفاعلة ، فبعض التفاعلات طاقة تنشيطها عالية وبعضها طاقة تنشيطها منخفضة .

طاقة التنشيط (E_a)

إذا أردت أن تدحرج صخرة من أسفل جبل إلى قمته فإن ذلك يعتمد على طاقة الحركة التي اكتسبتها الصخرة عند دفعها من يديك ، فإذا كانت طاقة الحركة كافية لتخطي حاجز ارتفاع الجبل فإن الصخرة سوف تتدحرج إلى الجهة الأخرى من الجبل ، وإذا كانت طاقة الحركة غير كافية لتخطي حاجز ارتفاع الجبل فإن الصخرة سترجع إلى أسفله .

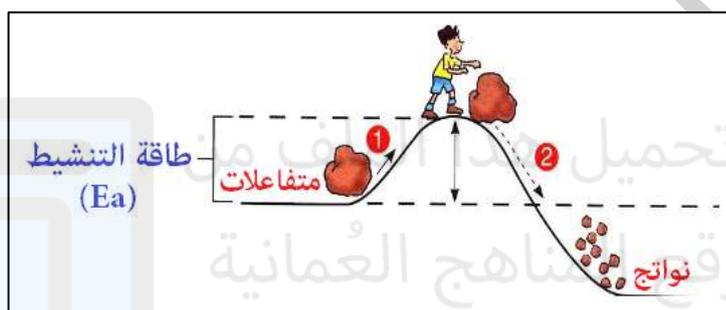


وينطبق هذا المفهوم على دقائق المواد المتفاعلة ، حيث يجب أن تمتلك طاقة كافية للتغلب على حاجز الطاقة لحدوث التفاعل الكيميائي .

فكثيرا من التفاعلات الكيميائية لا يحدث في درجة حرارة الغرفة بصورة قابلة للقياس ، كتفاعل جزيئات الهيدروجين مع جزيئات الأكسجين لتكوين الماء ، مع العلم أن ملايين التصادمات تحدث بين جزيئاتها في الثانية الواحدة لكن التفاعل لا يتم إلا في درجة حرارة

عالية ، ويرجع ذلك إلى أن اصطدام الجزيئات مع بعضها البعض في درجة الحرارة العادية لا يكسبها طاقة كافية لتخطي حاجز الطاقة .

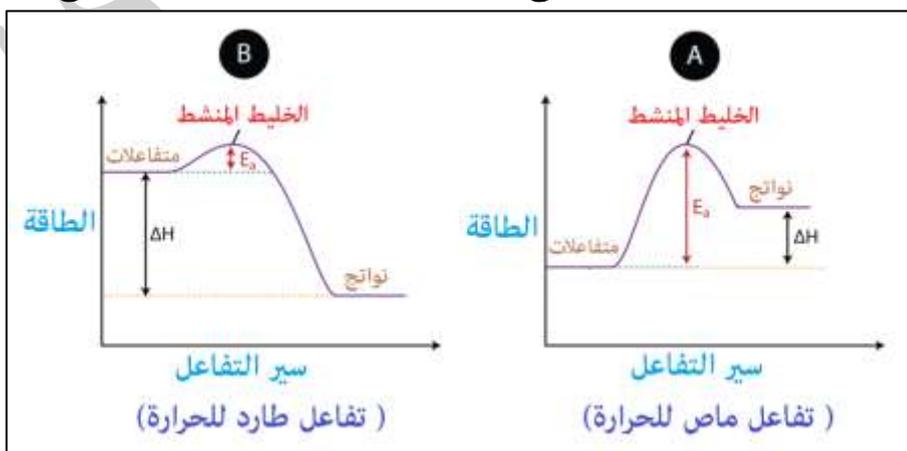
Mr Ayuob Al Owaisi
Follow me on insta:
mr_ayuob4chem



إذن مما سبق يمكن التوصل للآتي:

- * طاقة التنشيط (E_a) : الحد الأدنى من الطاقة اللازم للجزيئات حتى تتفاعل إذا ما تيسر لها التصادم .
- * التصادم الفعال : التصادم الذي يحدث بين دقائق المواد المتفاعلة والتي تمتلك طاقة حركة أكبر من أو تساوي طاقة التنشيط .
- * التصادم غير الفعال : التصادم الذي يحدث بين دقائق المواد المتفاعلة والتي تمتلك طاقة حركة أقل من طاقة التنشيط .

عندما تتوفر للجزيئات المتفاعلة طاقة التنشيط اللازمة فإن هذه الجزيئات تقترب من بعضها البعض وتتداخل فيما بينها ويتبع ذلك ضعف الروابط أو كسرها وتكوين روابط جديدة في حالة انتقالية يتكون فيها خليط غير مستقر يسمى **الخليط المنشط (المعقد النشط)** . وهذا التركيب يمتلك أعلى طاقة (يكون في أعلى قمة حاجز الطاقة) ثم تبدأ بعد ذلك الطاقة الحركية التي تمتلكها الدقائق في الخليط المنشط بالتحول تدريجيا إلى طاقة وضع ، لينتج مركب ذو طاقة وضع مختلفة عن المواد المتفاعلة .



من المنحنيات السابقة يمكن التوصل للآتي:

* في المنحنى (A) : تحتاج الجزيئات إلى طاقة تنشيط كبيرة ، حيث تكون المتفاعلات أكثر استقرارا من النواتج لذلك يجب أن تمتص مقدارا معيناً من الطاقة حتى تتفاعل .

* في المنحنى (B) : تحتاج الجزيئات إلى طاقة تنشيط قليلة ، حيث تكون المتفاعلات أقل استقرارا من النواتج لذلك يجب أن تفقد مقدارا معيناً من الطاقة حتى تتفاعل .

* طاقة التنشيط (E_a) = طاقة الخليط المنشط - المحتوى الحراري للمتفاعلات (طاقة المتفاعلات)

* طاقة التنشيط (E_a) = طاقة الخليط المنشط - المحتوى الحراري للنواتج (طاقة النواتج)
(للتفاعل العكسي)

* التغير في المحتوى الحراري (ΔH) = المحتوى الحراري للنواتج - المحتوى الحراري للمتفاعلات
(حرارة التفاعل)

$$\Delta H = H_P - H_R$$

ويمكن حساب قيمة (ΔH) بالعلاقة التالية :

$$\Delta H = \text{طاقة التنشيط للعكسي} - \text{طاقة التنشيط}$$

سؤال توضيحي (١) / فسر ما يلي :

(١) يوجد كل من غاز الأكسجين (O_2) والنيروجين (N_2) في الهواء الجوي بنسبة كافية إلا أنه لا يحدث تفاعل بينهما دائماً .

(٢) يشتعل غاز الطبخ عند تقريب عود ثقاب مشتعل منه ، ولا يتوقف الغاز عن الاشتعال بعد إبعاد عود الثقاب عنه .

الحل

(١) لأن التفاعل ماص للحرارة وطاقة التنشيط له عالية .

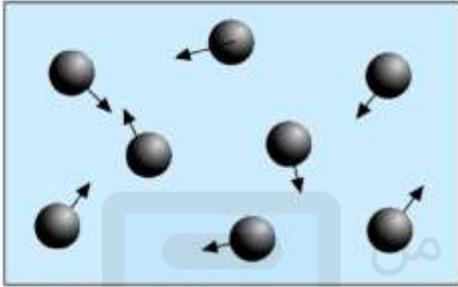
(٢) لأن الحرارة الناتجة من عود الثقاب تكسب الجزيئات المتفاعلة (غاز الطبخ والأكسجين) طاقة التنشيط اللازمة للتفاعل وبالتالي يشتعل غاز الطبخ ، وعند إبعاد عود الثقاب عنه لا يتوقف الغاز عن الاشتعال لأن الطاقة المتحررة من عملية الاحتراق توفر طاقة تنشيط كافية لبقية الجزيئات من أجل التفاعل .



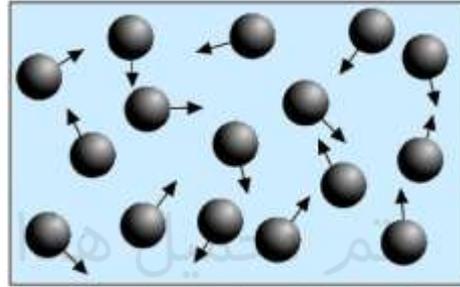
سؤال توضيحي (٢) / في ضوء نظرية التصادم فسر ما يلي :
(١) تزيد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة تركيز إحدى المواد المتفاعلة أو جميعها.
(٢) تزيد سرعة التفاعل الكيميائي بزيادة درجة الحرارة .

الحل

(١) لأنه عند زيادة تركيز إحدى المواد المتفاعلة يزداد عدد الجزيئات المتفاعلة مما يزيد من عدد التصادمات الفعالة فتزداد سرعة التفاعل الكيميائي .



تركيز منخفض (عدد التصادمات أقل)

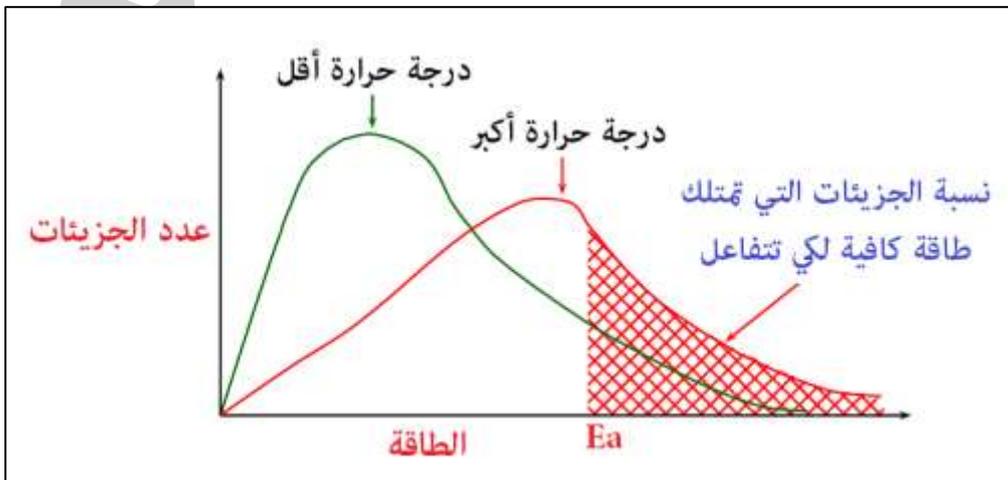


تركيز عالي (عدد التصادمات أكبر)

لاحظ عدد التصادمات عند تفاعل شريط مغنيسيوم (Mg) مع حمض الهيدروكلوريك (HCl):



(٢) لأنه عند زيادة درجة الحرارة يزداد متوسط الطاقة الحركية للجزيئات المتفاعلة فيزيد عدد الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية أكبر من طاقة التنشيط مما يؤدي إلى زيادة عدد التصادمات الفعالة فتزيد سرعة التفاعل الكيميائي. (ليس هناك تأثير لدرجة الحرارة على طاقة التنشيط)



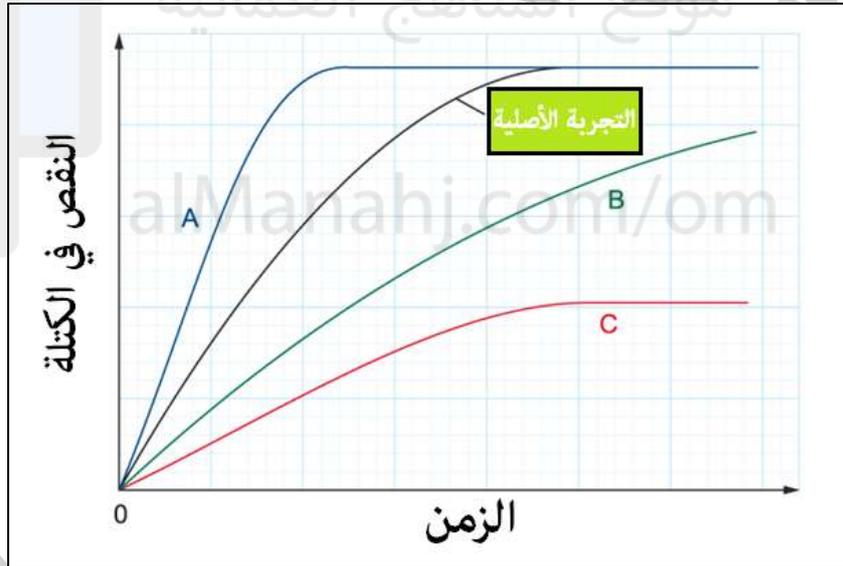
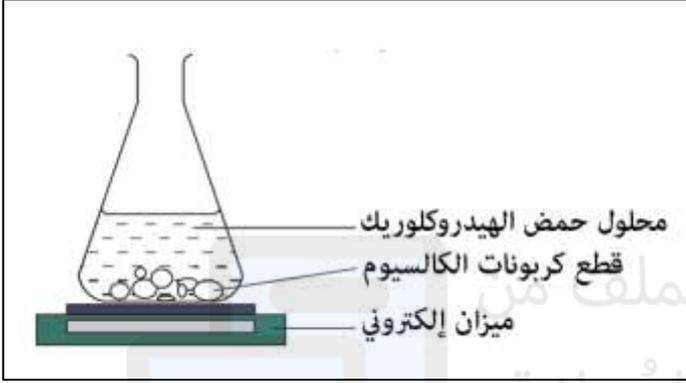


أسئلة إضافية

س / تم إضافة (5.0 g) من قطع كربونات الكالسيوم ($CaCO_3$) إلى دورق يحتوي على محلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزه (2.0 M) عند درجة حرارة ($25^\circ C$) وحدث بينهما التفاعل الآتي :



حيث سمح لغاز ثاني أكسيد الكربون (CO_2) بالخروج من الدورق لتسجيل مقدار النقص في كتلة المخلوط من بداية التجربة وحتى انتهاء التفاعل ، وعند إعادة التجربة ثلاث مرات تم الحصول على المنحنيات (A, B, C) الموضحة في الشكل البياني الآتي :



أ) ما رمز المنحنى الذي يشير إلى تفاعل (5 g) من قطع ($CaCO_3$) مع (HCl) تركيزه (2.0 M) عند درجة حرارة ($35^\circ C$) ؟ ج/ **A**

ب) بماذا تفسر اختلاف النقص في كتلة كربونات الكالسيوم في المنحنى (C) عن التجربة الأصلية علما بأن التجريبتين قد أجريتا عند نفس درجة الحرارة ؟

ج) إذا علمت أن المنحنى (B) يمثل تجربة تفاعل (5 g) من قطع ($CaCO_3$) مع (HCl) تركيزه (2.0 M) ، فأجب عن الآتي :

١- تكون درجة الحرارة للمنحنى (B) :

أقل من التجربة الأصلية أكبر من التجربة الأصلية مساوية للتجربة الأصلية (ظل الإجابة الصحيحة)

٢- يكون حجم غاز ثاني أكسيد الكربون الناتج للمنحنى (B) في نهاية التفاعل :

أقل من التجربة الأصلية أكبر من التجربة الأصلية مساوي للتجربة الأصلية (ظل الإجابة الصحيحة)

٥. العامل الحفاز

وهو عبارة عن مادة كيميائية تعمل على زيادة سرعة التفاعل دون أن تستهلك .
فمثلا يتفكك فوق أكسيد الهيدروجين (H_2O_2) ببطء شديد عند درجة حرارة الغرفة :



حيث لا نكاد نلاحظ خروج فقاعات غاز الأكسجين (O_2) .

ولكن إضافة ثاني أكسيد المنجنيز (MnO_2) إلى التفاعل تزيد من سرعة تفكك (H_2O_2) ، حيث نلاحظ زيادة سرعة خروج فقاعات غاز الأكسجين (O_2) الذي يمكن الكشف عنه بتقريب شظية مشتعلة حيث يزيد اشتعالها . والملاحظ أن كمية ثاني أكسيد المنجنيز (MnO_2) المضافة للتفاعل لا تتغير ، حيث أن كتلته تظل ثابتة قبل وبعد التفاعل (أي أنه لم يستهلك في التفاعل) وعليه لا يظهر في المعادلة الكيميائية مع المواد المتفاعلة ولا مع المواد الناتجة وإنما يكتب على السهم كآتي :



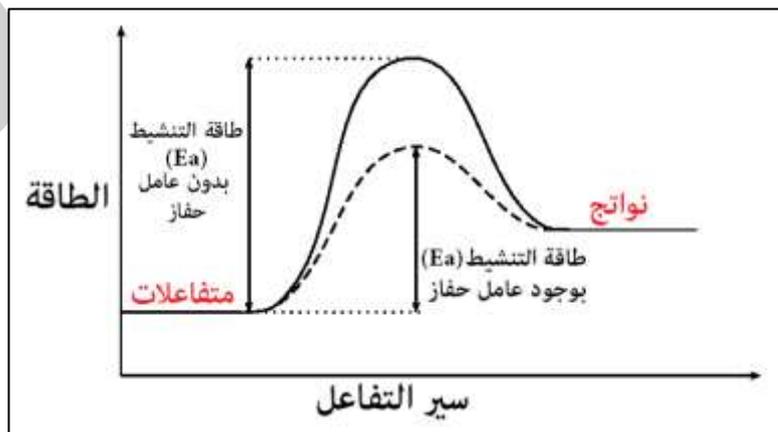
لذلك يعتبر (MnO_2) عامل حفاز (مساعد) قام بزيادة السرعة دون أن يستهلك .

خواص العامل الحفاز

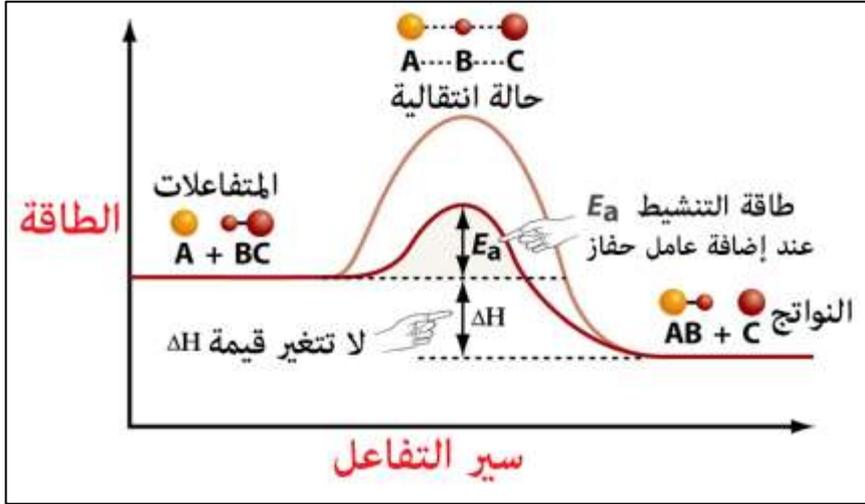
- (١) لا يتغير كيميائياً في نهاية التفاعل ، ولكنه يتحول في مرحلة من مراحل التفاعل ثم يعود إلى تركيبته الأصلية .
- (٢) كمية العامل الحفاز المستخدمة في أغلب التفاعلات الكيميائية تكون قليلة ... لماذا؟
- (٣) العامل الحفاز يعمل على زيادة سرعة التفاعل وفي بعض الحالات يعمل على بدء التفاعل .
- (٤) لكل عامل حفاز تأثيره الخاص به ، ودرجة حرارة معينة يكون العامل الحفاز عندها أكبر قدرة على الحفز .

كيف يعمل العامل الحفاز

يعمل العامل الحفاز على تقليل طاقة التنشيط اللازمة لحدوث التفاعل ، وذلك بتوفير مسار مختلف له (مسار ذو طاقة تنشيط أقل) حيث يسهل على الدقائق المتفاعلة ملامسة بعضها البعض بأن يشارك في خطوة من خطوات التفاعل ثم ينفصل عند نهاية التفاعل بحيث لا يظهر في المواد الناتجة .



لاحظ أن من الشكل الآتي:



- (١) العامل الحفاز لا يؤثر على المحتوى الحراري للمواد المتفاعلة (H_R).
- (٢) العامل الحفاز لا يؤثر على المحتوى الحراري للمواد الناتجة (H_P).
- (٣) العامل الحفاز لا يؤثر على قيمة التغير في المحتوى الحراري (ΔH).

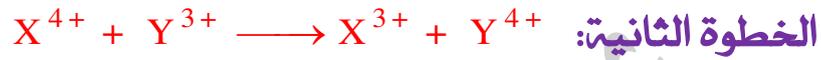
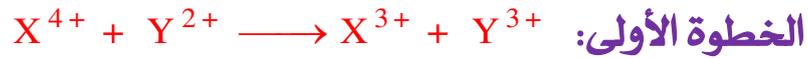
www.alManahj.com/om

Mr Ayuob Al Owaisi
Follow me on insta:
mr_ayuob4chem



أسئلة إضافية

س (١) / إذا علمت أن التفاعل بين (X^{4+}) و (Z^+) يحدث في ثلاث خطوات :



ما صيغة العامل الحفاز المستخدم في هذا التفاعل؟

X^{3+}

Z^+

Y^{2+}

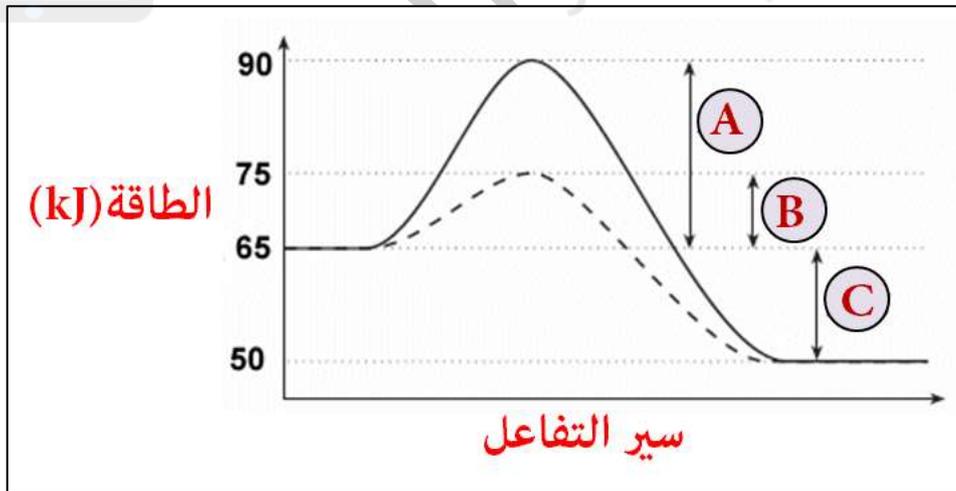
Y^{4+}

س (٢) / يتفكك (H_2O_2) بوجود عامل حفاز في خطوتين كالآتي:



اكتب معادلة تفكك (H_2O_2) ، ثم اكتب صيغة العامل الحفاز المستخدم؟

س (٣) / يوضح الشكل الآتي منحني الطاقة لتفاعل كيميائي تم إجراؤه بدون عامل حفاز ثم إعادته بوجود عامل حفاز تحت الظروف نفسها، ادرسه جيدا ثم أجب عن الأسئلة التي تليه :



Mr Ayuob Al Owaisi
Follow me on insta:
mr_ayuob4chem

- أ) هل التفاعل (ماص أم طارد) للحرارة؟
 ب) أيهما أكثر استقرارا : المواد المتفاعلة أم المواد الناتجة؟
 ج) ما قيمة طاقة الخليط المنشط للتفاعل قبل استخدام العامل الحفاز؟
 د) ما قيمة طاقة الخليط المنشط للتفاعل بعد استخدام العامل الحفاز؟
 هـ) ماذا تمثل الرموز (A, B, C)؟

للاطلاع على شروحات إضافية، تمارين محلولة، أسئلة إضافية، جميع أسئلة الامتحانات السابقة مرتبة حسب الفصول مع نماذج الإجابة "اقتني سلسلة أوزون O_3 "