سرعة التفاعلات الكيميائية

اعداد
ظافر شعلان الطويراني

الحمد لله رب العالمين و الصلاة و السلام على سيدنا محمد وعلى اله و صحبه أجمعين وبعد ...

السلام عليك أخي القارئ هذا الكتيب هو مختصر للفصل الأول من مادة الكيمياء للصف السادس العلمي وفق المنهج العراقي ، وهو لا يغني عن مادة الكيمياء للصف السادس فهي مهمة جداً و لم يتم تأليفها عبثاً بل اعتمد مؤلفيها الأكفاء على مصادر عديد فهذا الكتيب هو مرجع ثاني يأتي بعد المنهج الدراسي المقرر ففيه الأمثلة السهلة و الصعبة و شرحتها بصورة مجزئة حيث لا تتم خطوة في حل احد الأمثلة إلا و تم شرحها و تبسيطها بالصور و المخططات راجياً أن ينال رضاكم .

إذا لوحظ أي شيء خاطئ أو شبه خاطئ في هذا الكتيب الرجاء مراسلتي على بريدي الالكتروني t.shalan@yahoo.com ليتم تصحيحه و ليعم الخير وشكراً .....

إعداد
ظافر شعلان الطويراني

سرعة التفاعلات الكيميائية

التركيز المولاري : وهو عدد مولات المذاب في (١٠٠٠سم٣) من المحلول

المولارية = عدد مولات المذاب \ حجم المحلول باللتر

وبالرموز

$$M = \frac{ن}{ح}$$

وتقاس المولارية بالوحدات

مول\لتر ، مول . لتر-١ ، مولاري ، M

وبالتعويض عن ن ليصبح القانون بهذا الشكل

$$M = \frac{ن}{ح \times ج}$$

المولارية = الوزن \ الحجم × الوزن الجزيئي

حيث إن

$$ن = \frac{و}{ج}$$

ويجب أن يكون الوزن بوحدة غم

ج = الوزن الذري للعنصر × عدد ذراته

و للمركب ج = وذ للعنصر ١ × عدد ذرات العنصر ١ + وذ للعنصر٢ × عدد ذرات ٢ + ← إذا كان حجم المحلول بوحدة مل فنقوم بتقسيمه على ١٠٠٠ لتحويله إلى وحدة لتر

مثال

ما مولارية محلول حجمه ٦٠٠ مل يحتوي ٢.٤٥ غم حامض الكبريتيك

الأوزان الذرية : O = 16 , S = 32 , H = 1

الحل

بموجب العلاقة

$$M = \frac{ن}{ح \times ج}$$

الحجم بوحدة مل نقوم بقسمته على ١٠٠٠ لتحويله إلى لتر

$$ح = \frac{600}{1000} = 0.6 \text{ لتر}$$

نحتاج إلى الوزن الجزيئي للمركب

ج = ٤ × ١٦ + ٣٢ + ٢ × ١ = ٩٨ غم / مول

$$M = \frac{2.45}{0.6 \times 98} = 0.04 M$$

سرعة التفاعل : هو مقدار تغير تراكيز المواد المتفاعلة أو الناتجة بالنسبة للزمن ويرمز لها بالحرف س

وتتم عملية قياس سرعة التفاعل بالقوانين الآتية

س المادة المتفاعلة = مستهلك هذه المادة \ الزمن
س المادة الناتجة = متكون هذه المادة \ الزمن
طبعا يكون المتكون و المستهلك بوحدة مولاري

و بتعبير آخر للقوانين

$$\text{س الماده الناتجه} = \frac{\text{ت2} - \text{ت1}}{\text{ز}}$$

$$\text{س الماده المتفاعله} = \frac{-\text{ت2} + \text{ت1}}{\text{ز}}$$

حيث أن ت هو تركيز المادة، ز هو الزمن الذي حدث فيه هذا التغير.

تناسب السرع

تتناسب سرع المواد المتفاعلة مع درجاتها المولية
حيث إن سرعة المادة الأولى على عدد مولاتها تساوي سرعة المادة الثانية على عدد مولاتها وهكذا .....
و بالتعبير بالرموز :

$$\frac{\text{س1}}{\text{ن1}} = \frac{\text{س2}}{\text{ن2}} = \frac{\text{س3}}{\text{ن3}}$$

السرعة العامة

و هي النسبة بين سرعة أي مادة ودرجتها المولية وهي مقدار ثابت بثبوت ظروف التفاعل

$$\text{س عامة} = \frac{\text{س المادة}}{\text{ن}}$$

ربط القوانين

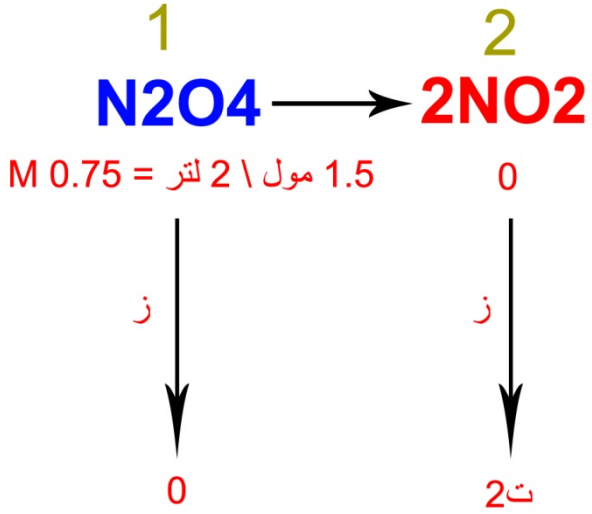
أسلوب مشتق من القوانين السابقة وضعه الأساتذة و المدرسون لاختصار طرق الحل وهو جامع لكل القوانين فهو يربط بين معلومات مادتين لاستخراج المجهول (كما في الشكل التالي)

$$\frac{\Delta ت}{ز} = \frac{\Delta ت}{\frac{ز}{ن}}$$

مثال ١ التفاعل $2NO_2 \rightarrow N_2O_4$ فيه عدد مولات N_2O_4 = ١.٥ مول عند بدءه وحجم إناء التفاعل ٢ لتر فمتى يتوقف التفاعل وكم سيكون تركيز NO_2 عند التوقف حيث إن سرعة التفاعل هي ٠.٣M ثا-١ بدلالة NO_2 ؟

الحل

أ – نقوم برسم مخطط التفاعل وهو كالتالي



رسم المخطط ليس ضروري للحصول على الإجابة الصحيحة (أي يمكنك أن تجيب على السؤال دون رسم مخطط للتفاعل) ولكن للمخطط فائدة كبيرة وهي تجنب الوقوع في الخطأ فهو يوزع معطيات السؤال على المعادلة.

طريقة رسم المخطط :

١ – كتابة المعادلة و كتابة فوق كل مركب أو عنصر درجته المولية.

٢ – كتابة التركيز الأول للمادة المتفاعلة أو الناتجة تحتها إذا كان معلوم أما إذا كان مجهول فيكتب بدلا عنه (ت١) حيث إن التركيز الأول للمواد الناتجة ثابت وهو صفر.

٣ – رسم سهم متجها نحو الأسفل يمثل الزمن تحت كل مادة إذا كان الزمن معلوم فيكتب بجانب السهم أما إذا كان مجهول فيكتب الحرف (ز) بدل منه .

٤ – عن نهايات الأسهم تكتب التراكيز الثانية للمواد إذا كانت معلومة فتكتب أسفله أما إذا كانت مجهولة فتكتب بدلاً منها (ت٢) وان التركيز الثاني للمواد المتفاعلة ثابت وهو صفر .

ب – نحدد مطالب السؤال وهي:

١- زمن توقف التفاعل

٢ – تركيز NO_2 عند التوقف

ج – نقوم بتحقيق المطالب حسب التسلسل

زمن توقف التفاعل

يتوقف التفاعل باستهلاك احد المواد المتفاعلة أو كلها و بما انه لدينا مادة متفاعلة واحدة (N_2O_4) فيتوقف التفاعل عندما تستهلك هذه المادة بالكامل أي عندما يكون تركيزها الثاني (ت٢) يساوي صفر ، وللحصول على زمن توقف أي مادة يجب أن تتوفر لينا سرعتها ، لدينا سرعة ولكنها ليست سرعة هذه المادة بل هي سرعة NO_2 فنقوم بتحويلها إلى سرعة N_2O_4 حسب قانون
تناسب السرع .

$$\frac{\text{س}NO_2}{\text{ن}NO_2} = \frac{\text{س}N_2O_4}{\text{ن}N_2O_4}$$

$$\frac{\text{س}N_2O_4}{1} = \frac{0.3}{2}$$

$$\text{س}N_2O_4 = \frac{0.3}{2}$$

$$\text{س}N_2O_4 = 0.15\ M \text{ ثا}^{-1}$$

لدينا ألان سرعة التفاعل بدلالة N_2O_4
فنستخدم قانون سرعة المادة لأنه يربط بين التراكيز و الزمن

$$\text{س المادة المتفاعلة} = \frac{-\text{ت}2 + \text{ت}1}{\text{ز}}$$

المعلومات :
- ت٢ = ٠ لأنها مادة متفاعلة
ز = الزمن المطلوب
س المادة = ٠.١٥ M ثا-١
ت١ = يجب إيجاده لاكتمال القانون لإيجاد ز

وحسب القانون :

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$\text{ت}1 = \frac{1.5}{2} = 0.75\ M$$

بمعرفة ت١ اكتمل القانون فنقوم بإدخال المعلومات إليه ليصبح بهذا الشكل

$$0.15 = \frac{0.75 + 0-}{\text{ز}}$$

و للحصول على ز نستبدلها بسرعة المادة

$$\text{ز} = \frac{0.75 + 0-}{0.15} = 5 \text{ ثا}$$

الزمن اللازم للتوقف هو ٥ ثا (اكتمل المطلب الأول)

تركيز NO2 عند التوقف

بـ قانون سرعة المادة

$$\text{س NO2} = \frac{\text{ت2} - 0}{\text{ز}}$$

$$0.3 = \frac{\text{ت2} - 0}{5}$$

$$\text{ت2} = 0.3 \times 5 = 1.5 \text{ M}$$

(تحقق المطلب الثاني و اكتمل الحل)

مثال ٢ بدون مخطط

إذا كانت سرعة التفاعل = ٠.٠٣ m ثا-١ $A + 3B \rightarrow 3C$

فما هي سرعة التفاعل بدلالة كل من C,B,A و متى يستهلك B

بصورة تامة إن كان تركيزه ٠.٦ m عند بدء التفاعل

الحل

إذا وجدت سرعة التفاعل بالسؤال دون تحديد بدلالة أي مادة (فتعتبر سرعة عامة)

$$\text{س عامة} = \frac{\text{س المادة}}{\text{ن}}$$

$$\text{س عامة} = 0.03$$

$$0.03 = \frac{\text{سA}}{1}$$

$$\text{سA} = 0.03 \times 1 = 0.03 \text{ M ثا}^{-1}$$

$$\text{سB} = 0.03 \times 3 = 0.09 \text{ M ثا}^{-1}$$

$$\text{سC} = 0.03 \times 3 = 0.09 \text{ M ثا}^{-1}$$

متى يستهلك B بصورة تامة ، أي زمن استهلاك B

نستخدم قانون سرعة المادة المتفاعلة لأنه يربط بين المستهلك و الزمن

$$\text{سB} = \frac{\text{مستهلكB}}{\text{ز}}$$

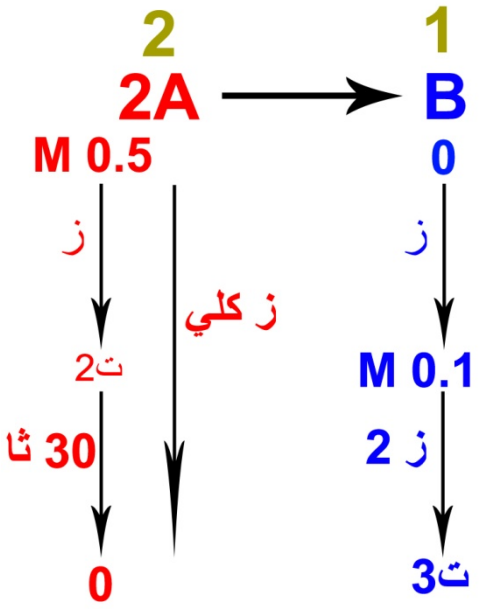
$$\frac{0.6}{\text{ز}} = 0.09$$

$$\text{ز} = \frac{0.6}{0.09} = 6.7 \text{ ثا}$$

مثال ٣

التفاعل الغازي $2A \rightarrow B$ تم وضع ١ مول من A في إناء سعته ٢ لتر وبعد مرور فترة من الزمن على بدء التفاعل وجد إن [B] المتكون = ٠.١M وبعد مرور ٣٠ ثانية اخرى توقف التفاعل ، احسب الفترة الزمنية الكلية بفرض عدم حصول تغير في السرعة .

الحل



$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}}$$

$$M\ 0.5 = \frac{1}{2}$$

باستخدام طريقة الربط

$$\frac{\Delta\text{ت}}{\text{ز}} \quad \frac{\Delta\text{ت}}{\text{ز}} = \frac{\text{ز}}{\text{ن}}$$

نربط A مع B لنفس الزمن

$$\frac{0 - 0.1}{1} = \frac{0.5 + 2\text{ت}-}{2}$$

ثم تحذف المتشابهات (الزمن)
ليصبح الربط بهذا الشكل

$$\frac{0 - 0.1}{1} = \frac{0.5 + 2\text{ت}-}{2}$$

$$M\ 0.3 = 2\text{ت}$$

بحصولنا على التركيز الثاني ل A نقوم بربطه مع نفسه ولكن الأول بالزمن الكلي و الثاني بالزمن الثاني

$$\frac{0.5 + 0-}{\text{ز كلي}} \quad \frac{0.3 + 0-}{30}$$

و بعد حذف المتشابهات نقوم بتطبيق القانون الرياضي (حاصل ضرب الوسطين يساوي حاصل ضرب الطرفين) كما ترى

30 × 0.5 = ز كلي × 0.3

ز كلي × 0.3 = 15

ز كلي = 15 ÷ 0.3 = 50ثا

الزمن الكلي ٥٠ ثانية بفرض عدم حصول تغير في السرعة.

ملاحظة : لاتتعب نفسك بكتابة القوانين الأصلية قبل الحل بل باشر بالحل دون كتابتها

مثال ٤ يتفاعل ٠.٠٣ غم من H2 مع كمية وافرة من Cl2 في إناء حجمه ربع لتر فإذا علمت انه يتبقى ٠.٠١ غم من H2 في الإناء بعد مرور ١ دقيقة على بدء التفاعل ، جد السرعة العامة للتفاعل و وزن HCl المتكون بعد تلك الفترة الزمنية علماً إن الأوزان الذرية

H = 1

Cl = 35.5

الحل

H2 = ٢×١ = ٢ غم/مول

$$M = \frac{\text{و}}{\text{وج}} = \frac{1000}{\text{مل}}$$

$$M\ 0.06 = \frac{1000}{250} \times \frac{0.03}{2} = {}_1[H2]$$

$$M\ 0.02 = \frac{1000}{250} \times \frac{0.01}{2} = {}_2[H2]$$

$$\text{س}H2 = \frac{0.06 - 0.02}{1} = M\ 0.04 \text{ ثا}^{-1}$$

و حسب قانون تناسب السرع

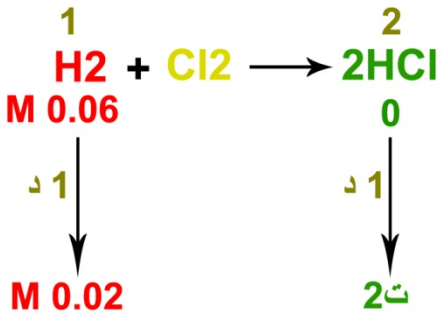
$$\frac{\text{س}H2}{1} = \frac{\text{س}HCl}{2}$$

$$\frac{0.04}{1} = \frac{\text{س}HCl}{2}$$

$$\text{س}HCl = 0.04 \times 2 = M\ 0.08 \text{ ثا}^{-1}$$

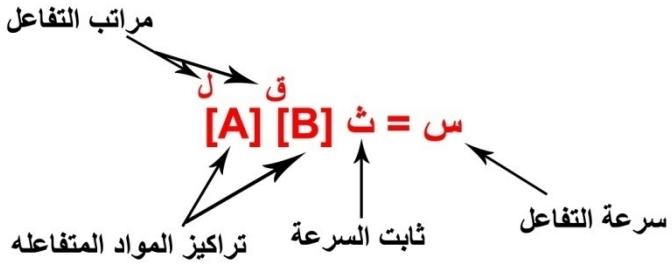
ج HCl = 35.5 + 1 = 36.5 غم/مول

و HCl = 0.08 × 0.25 × 36.5 = 0.73 غم



قانون سرعة التفاعل (ق س ت)

تتناسب سرعة التفاعلات مع تراكيز المواد المتفاعلة كما في القانون



س = سرعة التفاعل
ث = ثابت السرعة
ق = مرتبة التفاعل بدلالة B
ل = مرتبة التفاعل بدلالة A
[A] = تركيز المادة A
[B] = تركيز المادة B

المراتب (الاسس)

يمكن أن تكون المراتب أعداد صحيحة موجبة أو سالبة أو كسور أو صفراً و يتم استخراجها من التجارب العملية لقياس سرعة التفاعل و ليس من معادلة التفاعل الموزونة و إن مجموع رتب المواد يدعى بالمرتبة العامة للتفاعل ويرمز لها بالحرف ع

ثابت سرعة التفاعل

وهو مقدار ثابت بثبوت درجة الحرارة ولا يعتمد على تراكيز المواد المتفاعلة

وحدات الثابت = (لتر مول$^{-1}$)$^{1-ع}$ × ثا$^{-1}$او د$^{-1}$

حيث أن المرتبة العامة تدل على وحدة الثابت و العكس صحيح

ع	ث
5	لتر^{4} مول$^{-4}$ ثا$^{-1}$
4	لتر^{3} مول$^{-3}$ ثا$^{-1}$
3	لتر^{2} مول$^{-2}$ ثا$^{-1}$
2	لتر^{1} مول$^{-1}$ ثا$^{-1}$
1	ثا$^{-1}$

وفي حالة وجود تراكيز و سرع متغيرة هناك علاقة تربط بين الاثنين وهي للمادة الواحدة :

$$\frac{\text{سَ}}{\text{س}} = \left(\frac{\text{تَ}}{\text{ت}}\right)^{\text{ق}}$$

و لأكثر من مادة :

$$\frac{\text{سَ}}{\text{س}} = \left(\frac{\text{تَ}}{\text{ت}}\right)^{\text{ق}} \left(\frac{\text{تَ}}{\text{ت}}\right)^{\text{ل}}$$

لابد من حل بعض الأمثلة لاكتمال الفكرة حول هذا القانون

مثال ١

التفاعل الغازي $F2 + 2ClO2 \rightarrow 2FClO2$

في ٢٥٠ م° تم الحصول على النتائج التجريبية المجاورة جد قانون سرعة التفاعل و ثابت السرعة

ت	[F2]	[Clo2]	سرعة التفاعل Mثا-١ × ١٠ -٣
١	٠.١	٠.٠١	١.٢
٢	٠.١	٠.٠٤	٤.٨
٣	٠.٢	٠.٠١	٢.٤

في الجدول المجاور الحقل الأول ت يمثل رقم التجربة ، الحقل الثاني يحتوي على تراكيزالـ [F2] ، الحقل الثالث يحتوي على تراكيز الـ[ClO2] ، الحقل الرابع يحتوي على سرعة التفاعل وبما إنها بدون دلالة أي مادة فهي عامة

الحل

في البداية نعوض المواد المتفاعلة في قانون سرعة التفاعل كل مادة بين قوسي التركيز و وضع الرتب مجهول التي هي (ق ، ل) فوق المواد

$$\text{س} = \text{ث} [ClO2]^{\text{ق}} [F2]^{\text{ل}}$$

نقوم بالنظر إلى تراكيز التجربة الأولى و الثانية من الجدول فنلاحظ ثبات تركيز F2 في التجربتين فلا تنفعنا التركيز المتشابه في الحل بل تنفعنا التراكيز المختلفة التي هي تراكيز ClO2 فنقوم بتعويض السرع و التراكيز في علاقة التغير بين السرع و التراكيز

$$\left(\frac{0.04}{0.01}\right)^{\text{ق}} = \frac{4.8}{1.2}$$

قمنا بوضع سرعة و تركيز التجربة الثانية على سرعة و تركيز التجربة الأولى لتسهيل عملية القسمة ، نقوم بقسمة الأعداد للحصول على أعداد صحيحة

$$4 = 4^{\text{ق}} \leftarrow \text{ق} = 1$$

حصلنا ألان على رتبة الـ ClO2 و لكن بقيت رتبة F2 مجهولة نستخرجها بنفس الطريقة من التجربة الثانية و الثالثة فيهما تركيز المادتين مختلفتين فنقوم باستعمال العلاقة لأكثر من مادة مع استبدال ق المجهولة ل ClO2 برتبته التي استنتجناها سابقا

$$\left(\frac{0.1}{0.2}\right)^{\text{ل}} \left(\frac{0.04}{0.01}\right)^{1} = \frac{4.8}{2.4}$$

نقوم بقسمة الأعداد

$$2 = 4 \times \left(\frac{1}{2}\right)^{ل}$$

بما إن العملية ضرب فان ناتج قسمة حاصل الضرب على احد الحدين المضروبين يساوي الحد الأخر

$$\left(\frac{1}{2}\right)^{ل} = \frac{2}{4}$$

وبالاختصار

$$\left(\frac{1}{2}\right)^{ل} = \frac{\cancel{2}^{1}}{\cancel{4}_{2}}$$ تكون بهذه الصورة $$\left(\frac{1}{2}\right)^{ل} = \frac{1}{2}$$ بالقانون إذا تساوت الأساسات تساوت الاسس فان ل = ١مرتبة F2 و المرتبة العامة تساوي مجموع المراتب لذا فهي ٢

ألان كل الرتب معلومة فيكتب قانون سرعة التفاعل كالتالي

س = ث [ClO2] [F2] اكتمل المطلب الأول

المطلب الثاني هو ثابت السرعة وبما إن القانون قد اكتمل نعوض إحدى التجارب فيه للحصول على الثابت (سوف نختار التجربة الأولى من الجدول)

$$\underbrace{1.2 \times 10^{-3}}_{\text{السرعة}} = ث \underbrace{(0.01)}_{\text{تركيز ClO2}} \underbrace{(0.1)}_{\text{تركيز F2}}$$

الثابت يساوي السرعة على مضروب التراكيز

$$ث = \frac{1.2 \times 10^{-3}}{(0.1)(0.01)}$$

نجد حاصل ضرب المقام

$$ث = \frac{1.2 \times 10^{-3}}{0.001}$$

ثم نقوم بقسمة ١.٢ على ٠.٠٠١

$$ث = \frac{1.2^{1200} \times 10^{-3}}{\cancel{0.001}_{1}}$$

بعد حصولنا على ناتج القسمة نقوم بضربه في الحد الثاني المتبقي من السرعة

$$ث = 1200 \times 10^{-3}$$
$$= 1.2$$

لقد حصلنا ألان على الثابت ١.٢ ولكنه بدون وحدة نستنتج وحدته من الرتبة العامة التي تساوي ٢

حسب الجدول السابق فيكون الثابت 1.2 لتر^{1} مول$^{-1}$ ثا$^{-1}$.

مثال ٢

للتفاعل $PCl5 \rightarrow PCl3 + Cl2$

تم الحصول على النتائج التجريبية في الجدول المجاور استعن بهذا الجدول في استخراج قيمة الثابت

ت	[Cl2]	[PCl3]	سرعة التفاعل بدلالة M Cl2 دقيقة
١	٠.٠١	٠.٠١	٠.٠٠٥
٢	٠.٠١	٠.٠٤	٠.٠٢
٣	٠.٠٣	٠.٠٢	٠.٠٣

الحل

كما قلنا في السابق قانون سرعة التفاعل موجود لكن تنقصه الرتب ق و ل

$$\text{س} = \text{ث} [PCl3]^{\text{ق}} [Cl2]^{\text{ل}}$$

نقوم بالنظر إلى تراكيز المواد في الجدول ضمن التجربة الأولى و الثانية فنلاحظ ثبوت تركيز Cl2 في التجربتين معناه إن هذه المادة لانستطيع الحصول على رتبتها باستخدام التجربتين (تهمل) ، تراكيز PCl3 متغيرة إي نستطيع الحصول على رتبتها باستخدام علاقة تغير السرع و التراكيز

$$\frac{\text{سَ}}{\text{س}} = \left(\frac{\text{تَ}}{\text{ت}}\right)^{\text{ق}}$$

نقوم بتعويض معلومات الجدول في العلاقة لتصبح بهذا الشكل

$$\left(\frac{0.04}{0.01}\right)^{\text{ق}} = \frac{0.02}{0.005}$$

بعد التعويض نقوم بالتخلص من الكسور بالقسمة

$$\left(\frac{\cancel{0.04}^{4}}{\cancel{0.01}_{1}}\right)^{\text{ق}} = \frac{\cancel{0.02}^{4}}{\cancel{0.005}_{1}}$$

لتصبح العلاقة هكذا

$$4^{\text{ق}} = 4$$

إذا تساوت الأساسات تساوت الاسس ← ق = ١ مرتبة PCl3 ، رتبة Cl2 مجهولة نقوم باستخدام التجربة الثانية و الثالثة في علاقة تغير السرع و التراكيز ، فنلاحظ إن تراكيز PCl3 و Cl2 مختلفة في التجربتين معناه إن تراكيز المادتين في التجربتين يجب أن يدخلن في العلاقة ، أي يجب أن نستخدم علاقة تغير السرع و التراكيز لأكثر من مادة

$$\frac{\text{سَ}}{\text{س}} = \left(\frac{\text{تَ}}{\text{ت}}\right)^{\text{ق}} \left(\frac{\text{تَ}}{\text{ت}}\right)^{\text{ل}}$$

بعد تعويض معلومات الجدول في العلاقة تصبح بهذا الشكل

$$(\frac{0.03}{0.01})^{ل}(\frac{0.02}{0.01})^{1} = \frac{0.03}{0.005}$$

و لاتنسى إضافة رتبة PCl3 التي استنتجناها سابقاً ، ثم نقوم بالتخلص من الكسور بالقسمة

$$(\frac{\cancel{0.03}^{3}}{\cancel{0.01}_{1}})^{ل}(\frac{\cancel{0.02}^{2}}{\cancel{0.01}_{1}})^{1} = \frac{\cancel{0.03}^{6}}{\cancel{0.005}_{1}}$$

$$3^{ل} \times 2^{1} = 6$$

ناتج قسمة حاصل الضرب على احد الحدين المضروبين يساوي الحد الأخر

$$3^{ل} = \frac{6}{2}$$

نتخلص من الكسور بالقسمة فيكون الناتج

$$3^{ل} = 3$$

إذا تساوت الأساسات تساوت الاسس ← ل = ١ مرتبة Cl2

ألان اكتمل القانون

$$س = ث\ [PCl3]^{1}\ [Cl2]^{1}$$

باستخدام القانون سوف نستخرج الثابت بتعويض إحدى التجارب في الجدول

استخراج الثابت بتعويض معلومات التجربة الأولى بالقانون

$$0.005 = ث \times 0.01 \times 0.01$$

الثابت يساوي السرعة على مضروب التراكيز

$$ث = \frac{0.005}{0.01 \times 0.01}$$

$$ث = \frac{0.005}{0.0001}$$

$$ث = 50$$

استنتجنا الثابت الذي هو ٥٠ ولكن هو بدون وحدة نحصل على وحدته من المرتبة العامة ع التي تساوي مجوع مراتب المواد المتفاعلة

$$ع = 1 + 1 = 2$$

فيكون الثابت مع وحدته

$$ث = 50\ لتر^{1}\ مول^{-1}\ ثا^{-1}$$

ت	[A]	[B]	س بدلالة B M ثا-١
١	٠.١	٠.١	٠.٠٠٠٣
٢	٠.٣	٠.١	
٣	٠.١	٠.٣	٠.٠٠٠٩

مثال ٣

للتفاعل $A + 3B \rightarrow 2C$
تم الحصول على النتائج التجريبية في الجدول المجاور احسب ثابت السرعة في التجربة الثانية إن علمت أن [C] يصبح ٠.٠٢ M بعد ١٠٠ ثانية من بدء التفاعل

الحل

الجدول ناقص يجب أن نكمله كالتالي
نقوم باستنتاج سرعة C حسب القانون

$$\text{س الماده الناتجه} = \frac{\text{ت2} - \text{ت1}}{\text{ز}}$$

$$\text{س C} = \frac{0 - 0.02}{100}$$

$$\text{س C} = 0.0002 \text{ M ثا}^{-1}$$

نقوم بتحويلها حسب قانون تناسب السرع إلى سرعة بدلالة B

$$\frac{\text{س1}}{\text{ن1}} = \frac{\text{س2}}{\text{ن2}} = \frac{\text{س3}}{\text{ن3}}$$

$$\frac{\text{س B}}{3} = \frac{0.0002}{2}$$

$$\text{س B} = \frac{0.0002 \times 3}{2}$$

$$\text{س B} = 0.0003 \text{ M ثا}^{-1}$$

حصلنا ألان على السرعة الغير موجودة في الجدول فنقوم بإضافتها إليه

ت	[A]	[B]	س بدلالة B M ثا-١
١	٠.١	٠.١	٠.٠٠٠٣
٢	٠.٣	٠.١	٠.٠٠٠٣
٣	٠.١	٠.٣	٠.٠٠٠٩

ألان اكتمل الجدول ولكن ينقصنا قانون سرعة التفاعل كالعادة القانون موجود ولكن تنقصه المراتب نستنتجها من التجربة الأولى و الثانية

$$\left(\frac{0.3}{0.1}\right)^{ق} = \frac{0.0003}{0.0003}$$

ثم نقوم بالتخلص من الكسور بالقسمة

$3^{ق} = 1$

ق = 0

إذن ق = ٠ مرتبة A ، لان التراكيز المختلفة التي قمنا باستخدامها في علاقة تغير السرع و التراكيز هي تراكيز A ، ولكن لم يكتمل القانون لان مرتبة B لاتزال مجهولة نقوم باستنتاجها من التجربة الثانية و الثالثة (عدم إدراج تركيز A المختلفة لان رتبة A = ٠ فيهمل)

$$\left(\frac{0.3}{0.1}\right)^{ل} = \frac{0.0009}{0.0003}$$

كالعادة نقوم بالتخلص من الكسور بالقسمة

$3^{ل} = 3$

ل = 1

بالحصول على مرتبة B التي تساوي واحد اكتمل القانون فيكون بالشكل التالي

$س = ث [B]^{1}$

لم نقم بكتابة تركيز A لان رتبته تساوي صفر فيهمل

ألان بامكانك تعويض أي تجربة لايجاد الثابت

من التجربة الأولى

$0.0003 = ث \times 0.1$

$$ث = \frac{0.0003}{0.1} = 0.003$$

لقد حصلنا على الثابت ٠.٠٠٣ ولكنه بدون وحدة نستنتج وحدته من المرتبة العامة التي تساوي مجموع الرتب و بما إن مجموع الرتب يساوي واحد فان وحدة الثابت مع وحدته يكون كالتالي

$ث = 0.003 \text{ ثا}^{-1}$

و الثابت بدلالة سرعة B حسب الجدول

مثال٤ / في التفاعل $A + 3B \rightarrow P$

ث = 2 لتر^{2} مول$^{-2}$ ثا$^{-1}$ استعن بالجدول المجاور لاستخراج ق.س.ت

ت	[A]	[B]	س M ثا-١
١	٠.١	٠.٠١	٠.٠٠٠٢
٢	٠.٥	٠.٠١	٠.٠٠٥

الحل

من المفترض أن تكون تجارب الجدول ثلاثة لأنه لدينا مادتان متفاعلتان في المعادلة ، لكن توجد معلومة أخرى وهي قيمة (الثابت و وحدته) وهذه هي المعلومة التي ستفيدنا في الحل

$A + 3B \rightarrow P$

ث = 2 لتر^{2} مول$^{-2}$ ثا$^{-1}$

س = ث $[A]^{ق}$ $[B]^{ل}$

من التجربة 1 و 2

$$\left(\frac{0.5}{0.1}\right)^{ق} = \frac{0.005}{0.0002}$$

$5^{ق} = 25$

$5^{ق} = 5^{2}$ ← ق = 2 مرتبة A

من وحدة الثابت ع = 3

مرتبة B = 3 - 2 = 1

(3 ← ع ، 2 ← مرتبة A)

س = ث $[A]^{2}$ $[B]^{1}$

النظريات التي تفسر سرعة التفاعلات

اولاً : نظرية التصادم

يحصل التفاعل نتيجة تصادم جزيئات المواد مع بعضها لبعض وتعتمد سرعة التفاعل على معدل الاصطدامات الجزيئية ، و لا تؤدي جميع الاصطدامات إلى تفاعل حيث إن بعض الاصطدامات لاتؤدي إلى حصول تفاعل وتدعى بالاصطدامات (غير المنتجة) وان التفاعل يحصل أثناء حصول اصطدامات منتجة بين الجزيئات .

الاصطدامات المنتجة وتتطلب شرطين لحصولها :

١ – أن تكون الطاقة الحركية للجزيئات المتصادمة عالية اكبر أو تساوي طاقة التنشيط وهي الحد الأدنى من الطاقة اللازمة لحصول التفاعل .

٢ – أن يكون الترتيب الفضائي للجزيئات المتصادمة مناسباً لحدوث التفاعل و توليد نواتجه .

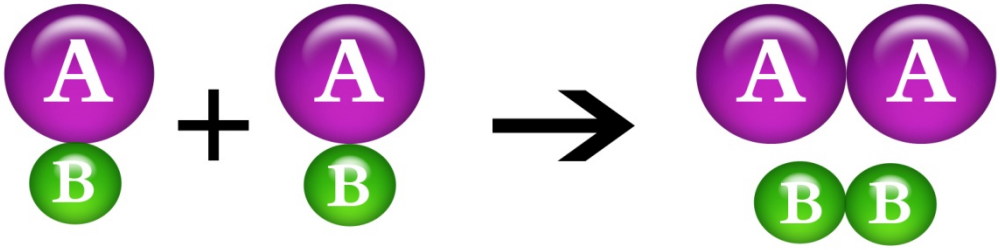
الاصدامات غير المنتجة :

وهي لاتعطي النواتج للاسباب

١ – طاقة الجزيئات ليست اكبر أو تساوي طاقة التنشيط .

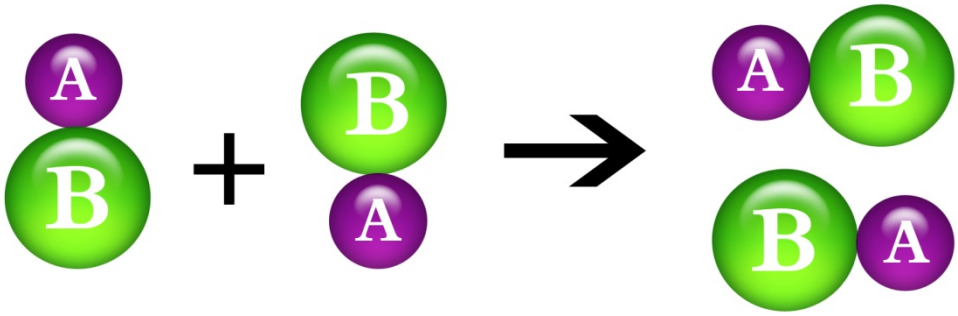
٢ – عدم امتلاك الجزيئات ترتيباً فضائيا مناسبا لحدوث تفاعل .

حدوث التصادم المنتج : يكون مواد جديدة



حدوث التصادم المنتج لان الترتيب الفضائي ملائم حيث يلتقي A مع A و B مع B

حدوث التصادم غير المنتج : يكون نفس المواد المتفاعلة



تصادم غير منتج لان المواد الناتجة هي نفسها المواد المتفاعلة

فلو فرضنا نفس المواد المتفاعلة في في ترتيب آخر

كما في الشكل المجاور فنلاحظ

اقترب A مع A لكن B يبقى بعيد عن B

فلا يحصل التفاعل

حدوث التصادم غير المنتج لان الترتيب الفضائي غير ملائم

ثانياً : نظرية الحالة الانتقالية

عند اقتراب دقائق المواد المتفاعلة من بعضها يتكون ترتيب فضائي مؤقت غير مستقر بسبب طاقته العالية

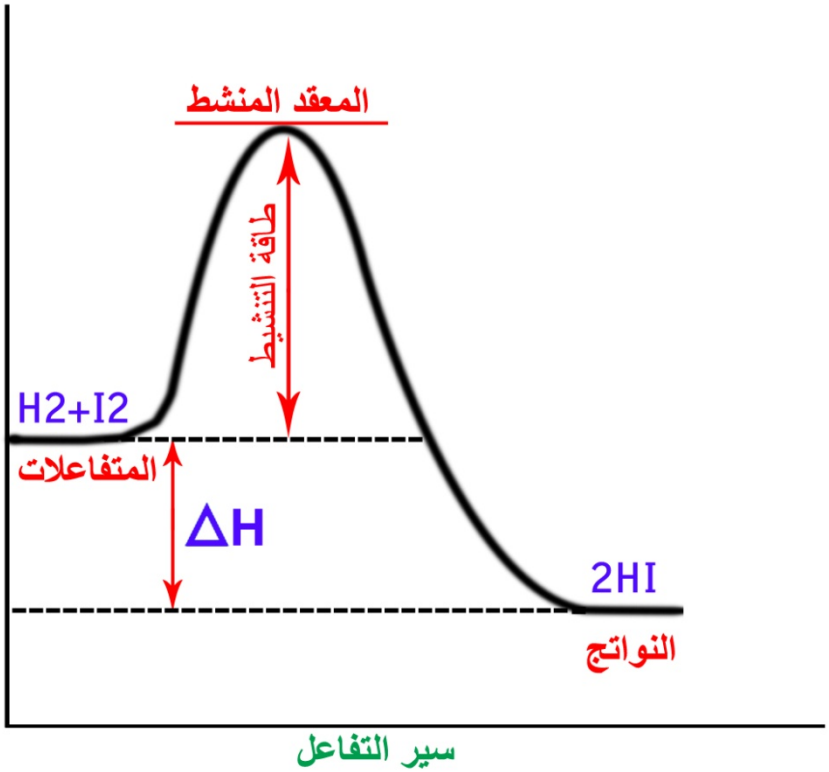
يدعى بالمعقد المنشط و انه سرعان ما يتفكك إما ليعطي نواتج فيحدث تفاعل أو إلى المتفاعلات نفسها فلا يحدث تفاعل ، و إن طريقة التفكك تعتمد على كيفية تكسر الأواصر المؤقتة المتكونة بين ذرات المعقد المنشط كما في التفاعل التالي :

$$\underset{\text{متفاعلة}}{H_2 + I_2} \rightarrow \underset{\text{نواتج}}{2HI}$$

و الشكل المجاور يوضح عملية التفاعل حسب نظرية الحالة الانتقالية

نلاحظ وجود حد ادني من الطاقة اللازمة لتكوين المعقد المنشط و يمثل الفرق بين طاقة المعقد المنشط و طاقة المواد المتفاعلة يدعى (طاقة التنشيط)

أما ΔH فهي حرارة التفاعل وتساوي الفرق بين طاقة المواد الناتجة و طاقة المواد المتفاعلة .



ملاحظة : تقاس الطاقة بوحدة كيلو جول (كج)

نقاط مشتركة بين النظريتين

في العلاقة تكون عكسية بين سرعة التفاعل و طاقة التنشيط حيث وجد إن التفاعلات ذوات طاقة النظريتين

التنشيط الواطئة تكون سريعة لان نسبة الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية اكبر أو تساوي طاقة التنشيط تكون نسبة كبيرة ، و العكس صحيح ، أي إن التفاعلات ذوات طاقة تنشيط عالية تكون تفاعلات بطيئة لان نسبة الجزيئات التي تمتلك طاقة حركية اكبر أو تساوي طاقة تكون نسبة صغيرة.

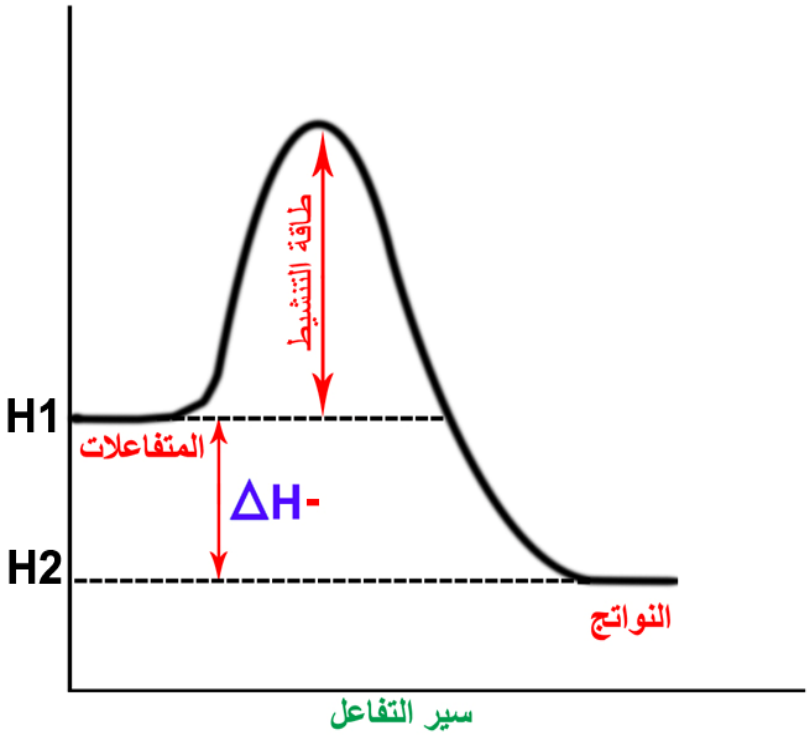
تصنيف التفاعلات من حيث الحرارة

تعرفنا في السابق على الرمز ΔH = طا المواد الناتجة – طا المواد المتفاعلة

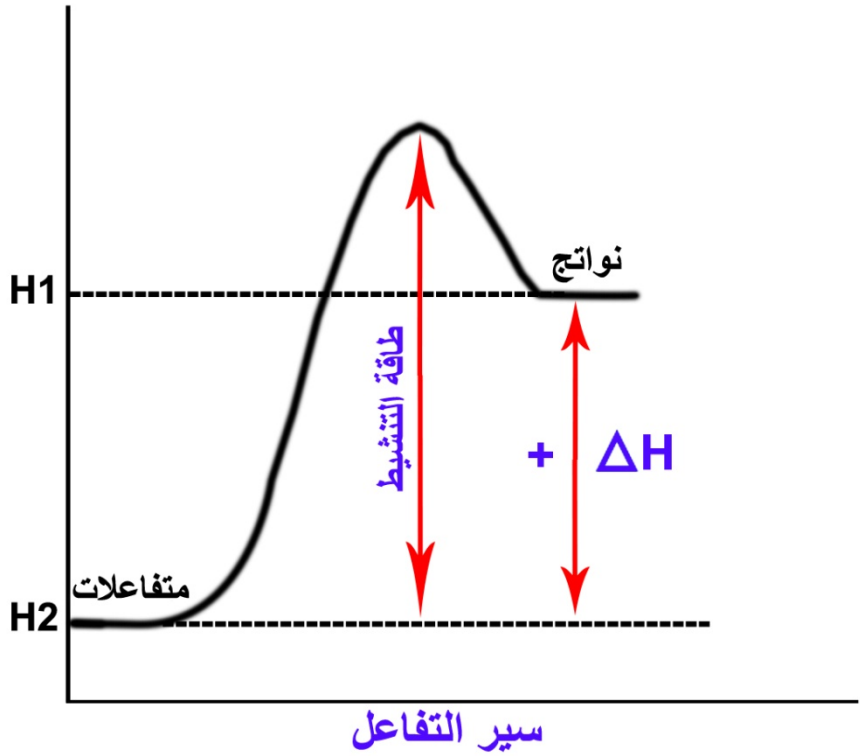
تكون قيمة هذا الرمز سالبة إذا كان مستوى طاقة المتفاعلات اعلي من طاقة النواتج
و تكون موجبة عندما يكون
مستوى طاقة النواتج أعلى من
طاقة المتفاعلات .

١ ــ التفاعلات الباعثة للحرارة
يكون التفاعل باعثاً للحرارة
عندما تكون قيمة ΔH سالبة.

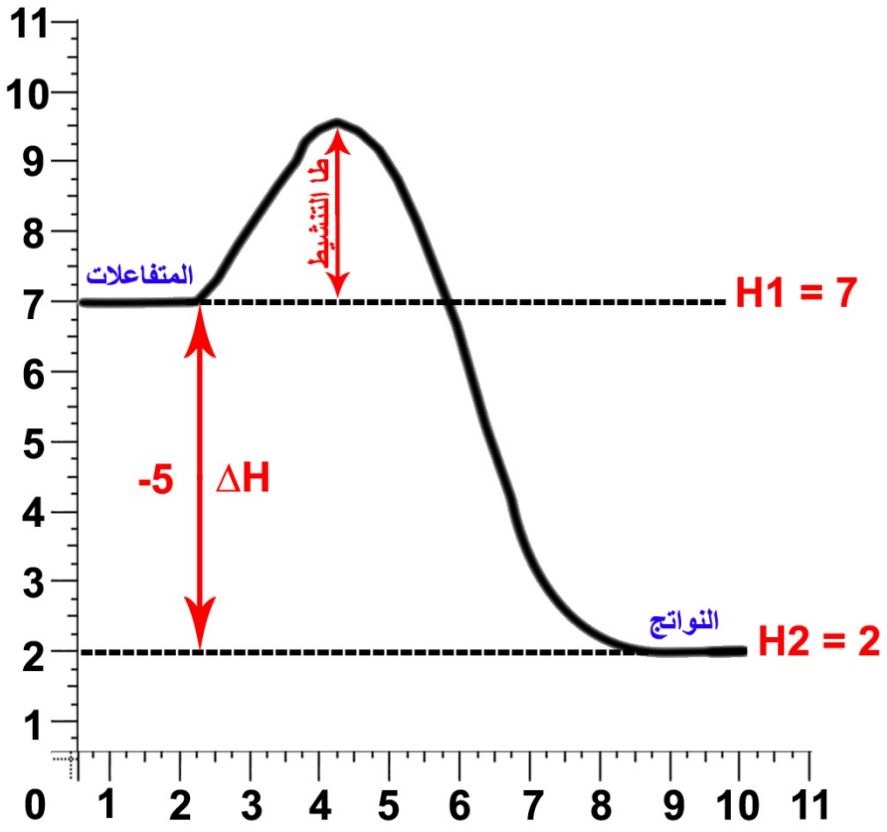
H1 مستوى طاقة المتفاعلات
H2 مستوى طاقة النواتج



٢ ــ التفاعلات الماصة
للحرارة يكون التفاعل
ماصا للحرارة عندما
تكون قيمة ΔH موجبة



و لتبسيط قيمة ΔH من حيث الإشارة
انظر الشكل التالي ذو القياسات



نلاحظ ارتفاع مستوى طاقة المتفاعلات إلى الدرجة السابعة بينما انخفضت طاقة النواتج إلى الدرجة الثانية و بالقانون ΔH = طاقة النواتج – طاقة المتفاعلات
فان قيمة ΔH = ٢ – ٧ = -٥
ونلاحظ إشارة الناتج سالبة فان التفاعل باعث للحرارة

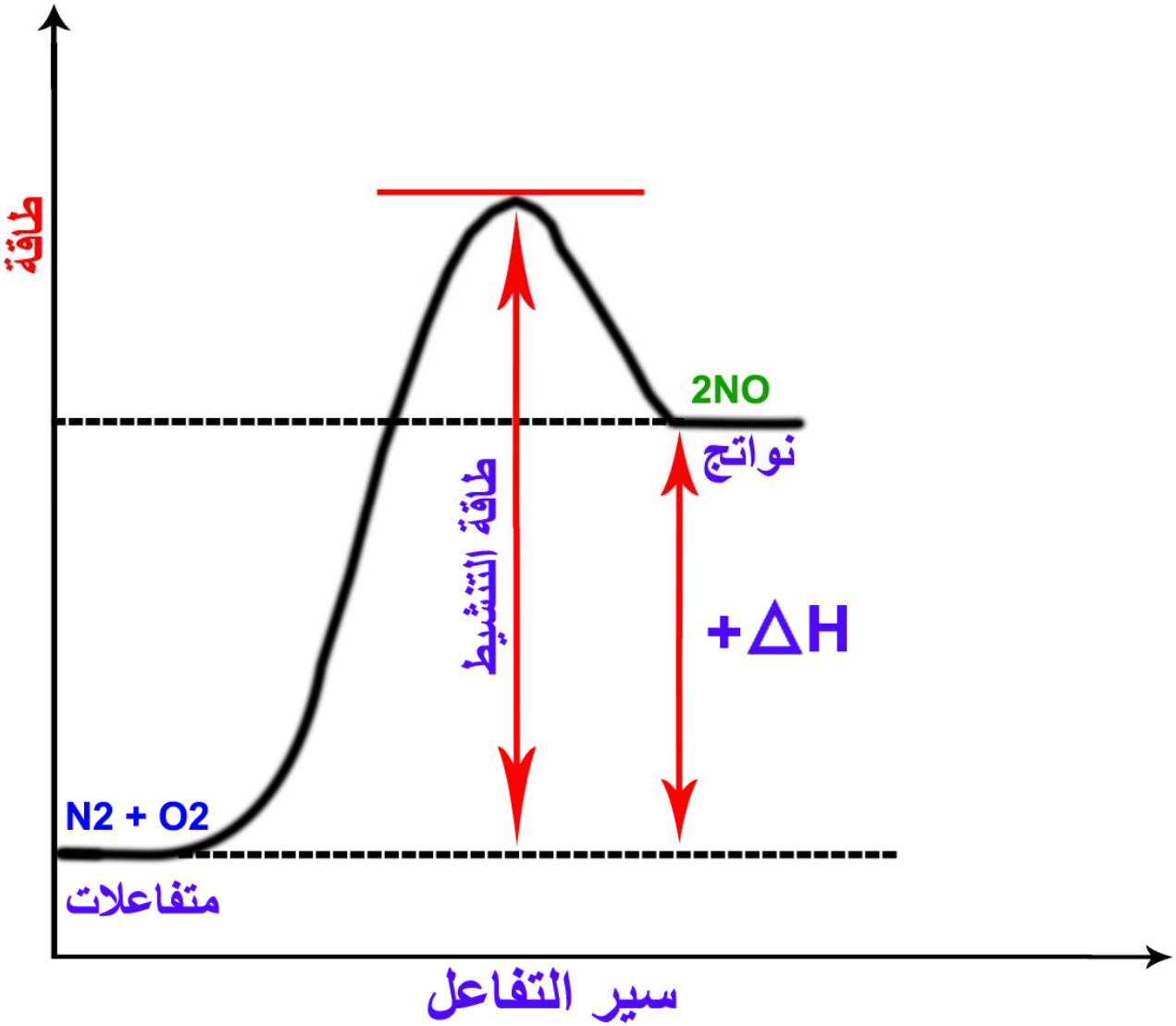
في نظرية التصادم تكتب طاقة التنشيط فقط وفي نظرية الحالة الانتقالية تكتب طاقة المعقد المنشط و طاقة التنشيط .

مثال : وضح بالرسم مستويات الطاقة للتفاعل التالي وفق نظرية التصادم و هل التفاعل باعث أم ماص للحرارة ؟

$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$ ΔH = +٤٥ كج

الحل : بما إن قيمة ΔH موجبة فان مستوى النواتج أعلى من المتفاعلات
و بما إن الرسم وفق نظرية التصادم فلا وجود للمعقد النشط في الرسم

الرسم



التفاعل ماص للحرارة لان ΔH موجبة
ومن الضروري كتابة كل المعلومات الواردة في الرسم
أما إذا كان الرسم حسب نظرية الحالة الانتقالية فيتغير الرسم الحالي فقط بإضافة المعقد المنشط فوق الخط الأحمر

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل :

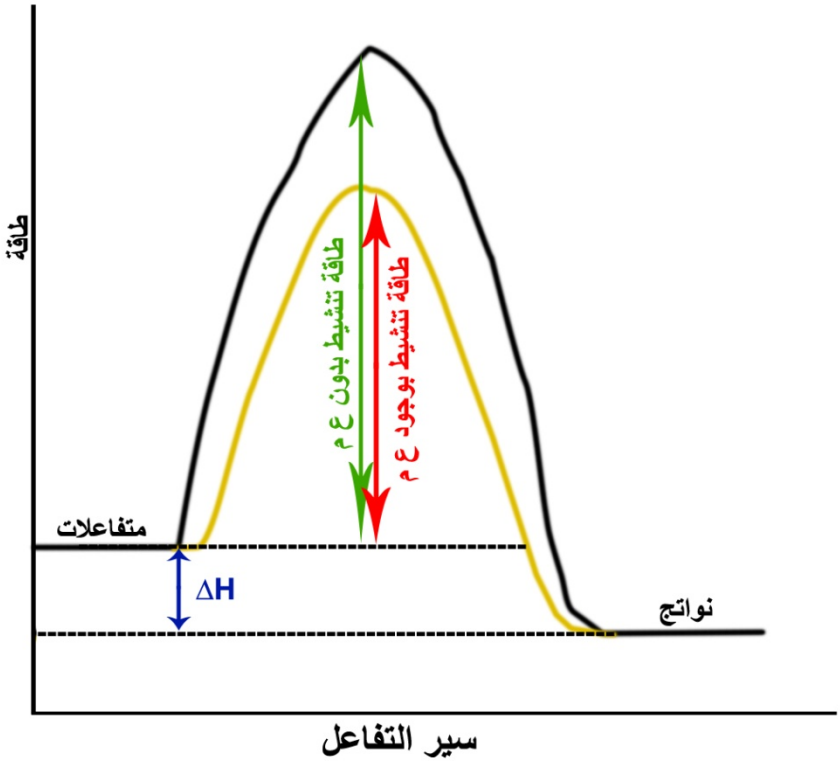
١ ــ نوعية المواد المتفاعلة :
تختلف سرع التفاعلات المتشابهة باختلاف نوعية المواد المتفاعلة ، فالتفاعل الغازي بين الهيدروجين و الفلور سريع جداً إلى حد الانفجار في ظروف معينة ، بينما يتفاعل غاز الهيدروجين
مع بخار اليود في نفس الظروف تكون حدته و سرعته قليلة .

٢- الهيئة الفيزيائية : وهي حالة المادة (صلبة ، سائلة ، غازية) وكذلك للحالة الصلبة أشكال و حالات فهي يمكن أن تكون أسلاك أو قطع صغيرة أو مساحيق أو شرائط ..الخ ،فاحتراق المغنيسيوم كمسحوق اشد من احتراقه كشريط ، أي كلما كانت المساحة السطحية المعرضة للتفاعل اكبر يكون التفاعل أسرع .

٣ – تراكيز المواد المتفاعلة :
كلما زادت تراكيز المواد المتفاعلة تزداد عدد الاصطدامات المنتجة وغير المنتجة ، وبزيادة الاصطدامات المنتجة التي تعتمد عليها سرعة التفاعل تزداد سرعة التفاعل .

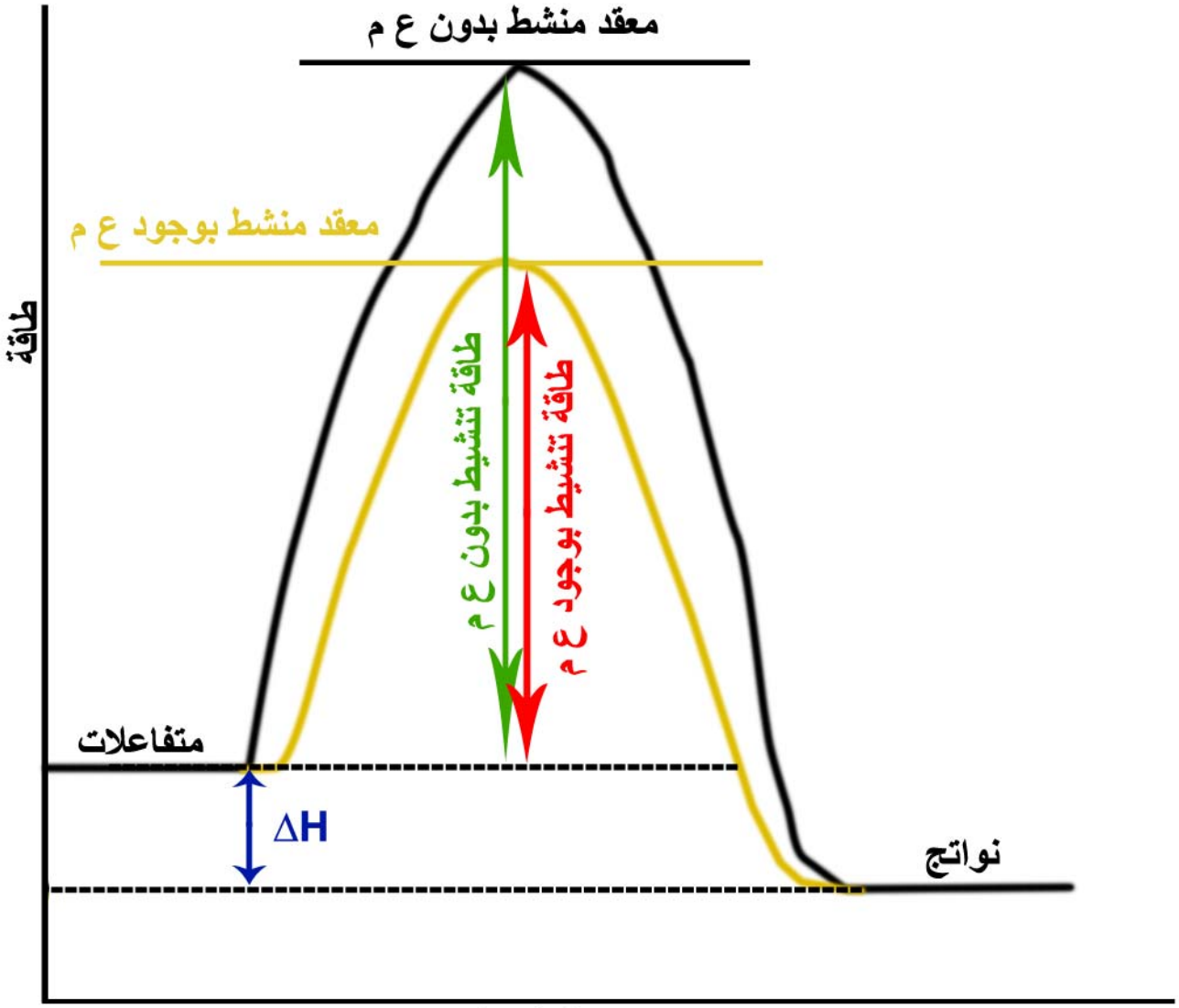
٤ – درجة الحرارة :
إن ارتفاع درجة الحرارة يزيد الطاقة الحركية للجزيئات و هذا يؤدي إلى زيادة عدد الاصطدامات بين الجزيئات في وحدة الزمن ، كما يؤدي إلى زيادة عدد الجزيئات التي طاقتها الحركية اكبر أو تساوي طاقة التنشيط و معنى ذلل ازدياد عدد الاصطدامات المنتجة فتزداد سرعة التفاعل .

٥ – العامل المساعد (ع م):
إضافة عوامل مساعدة أو محفزة تزيد من سرعة التفاعل و يفسر تأثيرها حسب
أ – نظرية التصادم : يخفض العامل المساعد من طاقة التنشيط فيزداد عدد الجزيئات التي طاقتها اكبر أو تساوي طاقة التنشيط المخفضة (أي زيادة نسبة الاصطدامات المنتجة) فتزداد سرعة التفاعل .



ب – نظرية الحالة الانتقالية : يقوم العامل المساعد عند إضافته إلى التفاعل بتغيير مسلك التفاعل

نتيجة تكون معقد منشط يختلف عن المعقد المنشط المتكون بغياب العامل المساعد ، و يخفض العامل المساعد من طاقة التنشيط فيزداد عدد الجزيئات التي طاقتها الحركية اكبر أو تساوي طاقة التنشيط فتزداد سرعة التفاعل .



سير التفاعل

مسالك التفاعلات الكيميائية

وهي مجموعة من الخطوات التي وضعت لتفسير ميكانيكية سير التفاعل حيث إن المعادلة المتوازنة هي غالباً ماتكون محصلة هذه الخطوات ، فتبدأ الخطوات بالخطوة البطيئة (االتفاعل حددة للسرعة) وهي التي ينطبق عليها قانون سرعة التفاعل فتمثل مراتب القانون عدد مولات المواد المتفاعلة وتنتهي الخطوات بالخطوة السريعة أو الاسرع

مثال١

في التفاعل $2NO + 2H2 \rightarrow N2 + 2H2O$

قانون سرعة التفاعل $س = ث [NO]^{2} [H2]^{1}$

اقترح مسلك التفاعل بفرض تكون 2NOH كـ مركب وسطي

الحل

١ - نقوم بكتابة (خ.م.س) الخطوة المحددة للسرعة

المرتبة :

إذا كانت المرتبة تساوي واحد فلا نقوم بكتابة الدرجة المولية

إذا كانت المرتبة تساوي صفر فلان قوم بكتابة المادة اصلاً

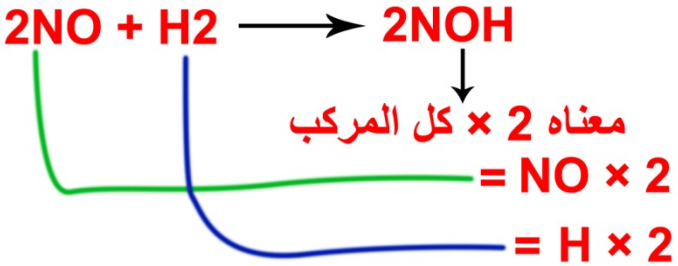
إذا كانت المرتبة اكبر من واحد فنقوم بكتابتها بدل الدرجة المولية

المركب الوسطي :

يجب أن يكون المركب الوسطي متفاعلاً في الخطوة الأولى و ناتجاً في الخطوة الثانية.

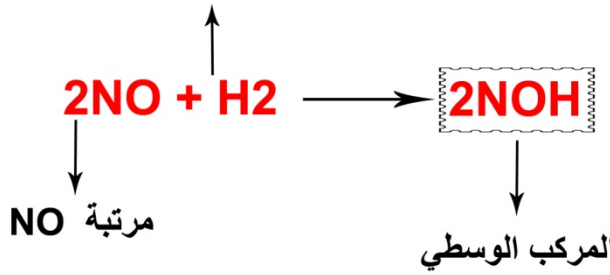
إذا كان المركب الوسطي مكافئ للمتفاعلات من حيث المواد و عدد المولات فيكتب لوحده كناتج للتفاعل .

إذا كان المركب الوسطي غير مكافئ للمتفاعلات أي مواده و عدد مولاتها ناقصة فنقوم بإضافة الناقص مجموع مع المركب الوسطي ففي الخطوة الأولى



هذا المخطط يوضح كون المواد الناتجة تساوي المواد المتفاعلة فتكون خ.م.س بهذه الصورة

مرتبة H ولانها تساوي 1 فلا نقوم نكتبها



٢ – نقوم بكتابة الخطوة الثانية (السريعة) مع تطبيق
طرح خ.م.س من المعادلة الأصلية في السؤال ونكتب المتبقي من المتفاعلات بجانب المركب الوسطي في المتفاعلات أما المتبقي من النواتج فيكتب في نواتج هذه الخطوة

عملية الطرح حسب المخطط

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

$$2NO + H_2 \longrightarrow \cancel{2NOH}$$ يتم تجاهل المركب الوسطي في عملية الطرح

$$2NOH + H_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$

٢مول NO - ٢مول NO = ٠ لا يتم كتابته في الخطوة السريعة
٢مول H2 – ١مول H2 = ١ مول H2 يكتب حسب موقعه (مع المتفاعلات)
يتم تجاهل المركب الوسطي في عملية الطرح ولذلك
١مول N2 – لاشيء = ١مول N2
2مول H2O – لاشيء = ٢مول H2O
بعد تمام عملة الطرح نضيف المركب الوسطي مع متفاعلات الحاصل لتصبح الخطوة السريعة بهذا الشكل

$$2NOH + H_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$

بعد اكتمال الخطوتين نقوم بجمعهما لاستنتاج المعادلة العامة (الأصلية) ويتم تجاهل المركب الوسطي في هذه العملية ايضاً

$$2NO + H_2 \longrightarrow \cancel{2NOH}$$ خ.م.س

$$\cancel{2NOH} + H_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$ سريعة

$$2NO + 2H_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$$ العامة

فإذا كانت المعادلة المستنتجة تساوي المعادلة الأصلية فان الحل صحيح
أما إذا كانالتفاعل بها فهناك نقص في الحل

مثال٢

للتفاعل $2NO + Cl2 \rightarrow 2NOCl$

قانون سرعة التفاعل س = ث $[NO]^{2}[Cl2]^{1}$

كيف يكون مسلك التفاعل باستخدام NoCl2 ؟

الحل

الخطوة المحددة للسرعة

$$2No + Cl2 \longrightarrow \underset{\text{وسطي}}{\cancel{NoCl2}} + \underset{\text{وسطي}}{\cancel{No}}$$

الخطوة السريعة

$$\underset{\text{وسطي}}{\cancel{NoCl2}} \longrightarrow NoCl + \underset{\text{وسطي}}{\cancel{Cl}}$$

الخطوة الاسرع

$$\underset{\text{وسطي}}{\cancel{No}} + \underset{\text{وسطي}}{\cancel{Cl}} \longrightarrow NoCl$$

بالجمع

العامة

$$2No + Cl2 \longrightarrow 2NoCl$$

في البداية نقوم بكتابة الخطوة المحددة للسرعة حسب القانون و المركب الوسطي فنلاحظ أن المركب الوسطي لا يساوي المواد المتفاعلة فهي اكبر منه بـ مول واحد No فنقوم بإضافة ذرة No منفردة مع المركب لتتوازن المعادلة مع وضع صفر فوق ذرة No ، ثم نطرح هذه الخطوة من المعادلة الأصلية بحيث يتم تجاهل المركب الوسطي و الذرات المنفردة من عملية الطرح حاصل عملية الطرح هو صفر أي لا نحتاج لمواد متفاعلة تدخل في عملية الجمع النهائية (أي إن المواد المتفاعلة في الخطوات الأخرى يجب أن تكون أما مركب وسطي أو ذرات منفردة ليتم تجاهلها من عملية الجمع)

ثم نقوم بكتابة الخطوة الثانية (السريعة) بإضافة المركب الوسطي كمتفاعل فقط ، أما نواتج هذه الخطوة يجب أن تحتوي على ذرة منفردة و بما إن الناتج في المعادلة الأصلية 2NoCl فانه يجب أن يكون الناتج من عملية الجمع و لأنه لايمكن أن ينتج هذا المركب من هذه الخطوة فنقوم بكتابة NoCl و ذرة منفردة من Cl (لتتوازن المعادلة) كناتج

لقد اكتملت الخطوتين ولكن بقيت ذرات منفردة في النواتج سوف نحتاج إلى خطوة ثالثة أسرع من الخطوات الأخرى يتم فيها اتحاد الذرتين

في الجمع يتم تجاهل المركبات الوسطية التي من ضمنها الذرات المنفردة و لتجنب الخطأ من الأفضل شطبها و من ثم جمع المواد الأخرى ، المتفاعلات لاتتغير في الجمع لأنه لايوجد شيء تجمع معه النواتج NoCl + NoCl بعد الجمع 2NoCl ، المعادلة الناتجة تساوي المعادلة الأصلية .

مثال٣

للتفاعل $2No + F_2 \rightarrow 2NoF$

و جد إن قانون سرعته $س = ث [NO] [F_2]$

اكتب مسلك التفاعل

الحل

الخطوة المحددة للسرعة $No + F_2 \longrightarrow NoF + F^{\cdot}$

الخطوة السريعة $F^{\cdot} + No \longrightarrow NoF$

بالجمع

العامة $2No + F_2 \longrightarrow 2NoF$

مثال٤

للتفاعل $2H_2 + 2No \rightarrow N_2 + 2H_2O$

قانون سرعة التفاعل $س = ث [NO]^2 [H_2]$

اكتب مسلك التفاعل

الحل

الخطوة المحددة للسرعة $H_2 + 2No \longrightarrow N_2O + H_2O$

الخطوة السريعة $N_2O + H_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$

بالجمع

العامة $2H_2 + 2No \longrightarrow N_2 + 2H_2O$

المصادر و المراجع

1 – مادة الكيمياء للصف السادس العلمي

2 - Basic Training in Chemistry - S. Hoenig (2002)

3 – Modern inorganic chemistry C. CHAMBERS And A. K. HOLLIDAY

تم بعون الله