



كلية العلوم

القسم : الفيزياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة 2

المحاضرة : الخامسة / نظري

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z Facebook Group :

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

2026



الدكتور :

المحاضرة:

الحاسمة - نظري



التاريخ: / /

القسم: الفيزياء

السنة: الأولى

المادة: كيمياء عامة (2)

A to Z Library for university services

الكيمياء الجزيئية:

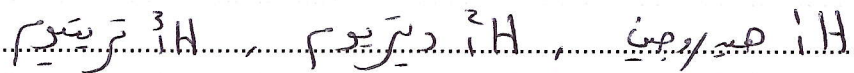
مقدمة: تقوم الكيمياء الجزيئية بدراسة التغيرات الكيميائية لتفاعل كيميائي ما، وهذا يعني إدخال الزمن مع التفاعل الكيميائي وربطه مع التركيز، وتغيره بشكل كبير على العمل التجريبي.

المجسيمات الداخلة في التفاعل الكيميائي:

التفاعل الكيميائي: هو عبارة عن التطورات والتغيرات التي تطرأ على المواد المتفاعلة (ذرات - أيونات - جزيئات) لإنتاج مركبات جديدة وطاقات.

هذه التغيرات فصل روابط وتشكل روابط جديدة.

(1) الذرات: أبسطها ذرة الهيدروجين ولها ثلاثة نظائر:



يوصف إلكترون هذه الذرة عبر تابع موجي احتمالي يسمى له ρ (الذي

يصف احتمال وجود الإلكترون في حجم dV حول النواة: $\rho = \Psi^2 dV$

حيث: Ψ تابع موجي احتمالي الذي يصف الإلكترون

(2) الجزيء: يتألف من ذرتين على الأقل

(3) الجذر الحرة: وهي عبارة عن ذرات لا تحتوي أي سحنة كهربائية

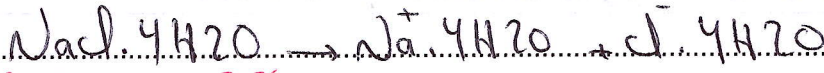


وعمرها قصير ولها القدرة في الدخول إلى التفاعلات الكيميائية وينتج عن

ذلك روابط جديدة وبالتالي نواتج جديدة **أمثلة:** $\text{Cl} + \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2$



4) السُّوَارِدُ وَالْأَيُونَاتُ : فصل على الأيونات والسُّوَارِدِ عِنْدَ التَّحْطِيمِ العِزِ
مجانس للروابط الكيميائية كما فصل على سُوَارِدِ الصُّورِيَوْمِ وَالْأَيُونِ عِنْدَ
الظلال المالح في الماء .

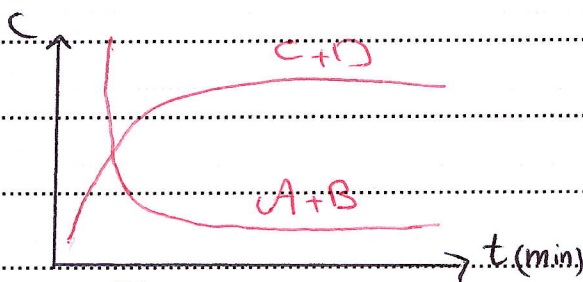


(جاءة صديقه أبلج للتعريف الهيدروجين المائي لوجود 4 جزيئات ماء فيه)

أهمية الكيمياء الحركية :

1) تحدد ثابت سرعة التفاعل تحريماً والعوامل المؤثرة فيه (تركيز - درجة حرارة -
وسيط (محفاز))

2) فهم آلية التفاعل أي عدد المراحل الوسيطة التي يمر بها التفاعل وطبيعة
المواد الناتجة عنه .



سرعة التفاعل والمخيمات الحركية :

ليكن لدينا التفاعل الكيميائي :



مواد ناتجة عن التفاعل مواد متفاعلة

يمكن كتابة عبارة سرعة التفاعل الكيميائي والتي نغير عنها بتغير تركيز المواد
المتفاعلة أو الناتجة بالنسبة للزمن

$$V = - \frac{d[A]}{dt} = - \frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt} = \frac{d[D]}{dt}$$

تتحدد سرعة التفاعل على تركيز المواد المتفاعلة ودرجة الحرارة وطبيعة الوسط
والوسيط (المحفاز) ونلاحظ أن تركيز المواد المتفاعلة تتناقص بسرعة في المراحل
الاولى من التفاعل ثم يتباطئ من نهاية التفاعل ويكون العكس بالنسبة للناتج
x ملاحظة : وتحدد سرعة التفاعل من خلال المرحلة البطيئة منه وبالتالي

يمكن أن نستنتج أن سرعة التفاعل تتعلق فقط بتركيز المواد الداخلة في التفاعل وتناسب طردياً معها.

العوامل المؤثرة في سرعة التفاعل :

(أ) طبيعة المواد المتفاعلة : لوحظ تجريبياً أن سرعة التفاعل تتغير بتغير المواد

المتفاعلة فهناك تفاعلات تحدث بسرعة وتفاعلات تحدث ببطء

ومثال ذلك سرعة التفاعل : تفاعل صوديوم + ماء

وتفاعلات التمدد : (حمض + أساس) ، (أساس + ماء) ، (حمض + ماء)

بلكن هناك تفاعلات تحدث ببطء مثل : تآكل النikel - تأكسد الحديد في الماء

ولوحظ أن سرعة التفاعل الكيمائي تزداد بازدياد المساحة السطحية للمواد

المتفاعلة ، فمثلاً مسحوق الرصاص (أكربونات الباليسيوم) مع حمض كلفر الماء يكون

أسرع من تفاعل قطعة من الرصاص مع حمض كلفر الماء.

(ج) تركيز المواد المتفاعلة : أظهرت العديد من الدراسات أن سرعة التفاعلات

الكيميائية تناسب طردياً مع تركيز المواد المتفاعلة ويفسر ذلك حسب نظرية

التصادم الفعال فمنه تفاعل جزئية من المادة A مع جزئية من المادة B لإنتاج

المادة C حسب المعادلة : $A + B \rightarrow C$

فإن هذا التفاعل يحصل عندما تصطدم الجزئية A مع الجزئية B اصطداماً فعالاً

أي اصطدام يؤدي إلى حدوث تفاعل (تصادم) في وضع مناسب وبطاقة مناسبة

إنتاج مركب نشط) ، ويكون عدد التصادمات في هذه الحالة اثنان فقط

أما عند زيادة عدد جزئيات المادة A إلى جزئيتين وعدد جزئيات المادة B

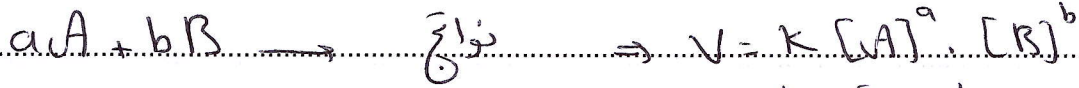
إلى جزئيتين بالتالي يزداد احتمال حدوث التفاعل لأنه عدد التصادمات الفعالة

أصبحت أربعة وبالتالي سرعة التفاعل الكيمائي تزداد ، وليس من سرعة التفاعل

الكيميائي بالعلاقة: $V = [A]^a \cdot [B]^b$

لكن للتعبير عن عدد المصادمات الفعالة نكتب ثابت السرعة: $V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$

وبالتالي يمكن كتابة المعادلة العامة:



(3) تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل: دلت التجارب التي أجريت على علاقة

سرعة التفاعل بدرجة الحرارة هي أن سرعة التفاعل تزداد دوماً بازدياد درجة

الحرارة والعكس صحيح سواء كان التفاعل ناشر للحرارة أو ماص للحرارة.

ومن المعروف تجريبياً أن بعض التفاعلات الكيميائية لا تبدأ إلا بعد إعطاء كمية

من الحرارة مثل تفاعلات الاحتراق وتدعى هذه الكمية من الحرارة أو الطاقة بـطاقة

التنشيط وتعرف بأنها الطاقة الدنيا اللازمة لتخطيم واصطناف الروابط لكي يصل

التفاعل، وتسمى علاقة أرينوس (المثال التجريبي على ذلك)

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

حيث: k : ثابت سرعة التفاعل

A : ثابت يخص التفاعل / عامل تواتر

E_a : طاقة التنشيط

R : ثابت الغازات العام، T : درجة الحرارة المطلقة

توضح علاقة أرينوس أن سرعة التفاعل تتناسب طردياً مع درجة الحرارة وتفسر

ذلك أنه بازدياد درجة الحرارة يؤدي إلى ازدياد الطاقة الحركية للجزيئات

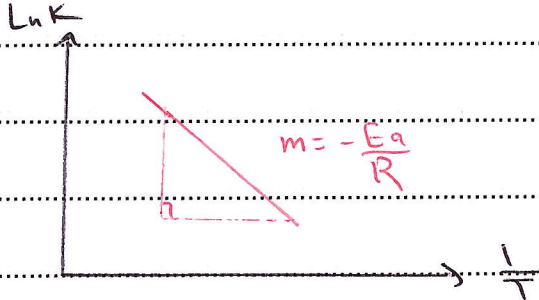
المتفاعلة مما يؤدي إلى ازدياد من عدد المصادمات الفعالة ويؤدي ذلك إلى

صعود التفاعل.

كتابة ثابت السرعة لسناطرتين:

1) الطريقة البيانية: وذلك بأخذ لوغاريتم العلاقة أرينوس، تصبح العلاقة:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$



(العلاقة لدرجة باكتساب المساحة)

ستظهر أن كذا طاقة تنشط

التفاعل من خلال دراسة العلاقة

البيانية بين تغيرات لوغاريتم

السرير لـ k بدرجة مقلوب درجة الحرارة $\frac{1}{T}$ فتحصل على خط مستقيم ميله

ساري: $m = -\frac{E_a}{R}$ كما هو موضح الشكل السابق.

2) الطريقة المسابية: وذلك بتطبيق علاقة أرينوس عند درجتين حراريتين

مختلفتين (T_1, T_2) هذا يستدعي أن يكون لهما ثابتي سرعة مختلفين

(k_1, k_2) وبالتالي:

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_a}{RT_1} \quad (1)$$

$$\ln k_2 = \ln A - \frac{E_a}{RT_2} \quad (2)$$

نسب العلاقات:

$$\Rightarrow \ln \frac{k_1}{k_2} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

بسر المقار $\frac{k_1}{k_2}$ من المعامل الكراري لسريرة التفاعل وهو يعبر عن المقادير التي

تزداد بها سرعة التفاعل عند رفع درجة الحرارة بمقدار معين تراوح قيمته من

2 إلى 4، وليس له دأمة.

$$E_a = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{T_1 - T_2} \ln \frac{k_1}{k_2}$$

يمكن أيضاً استخراج:

4) الوسط الكميكي: هو مادة كيميائية تغير سرعة التفاعل لكن في نهاية

التفاعل يعين بدون تغير، أي لا يتغير ولا يزيد، ولعبه وسطاً إيجابياً.

إذا أدى إلى زيادة في سرعة التفاعل الكيميائي، وفيه وسطاً سلباً
إذا خفضت من سرعة التفاعل.

وهناك نوعين من الوسيط (الوساطة) :

أ) وساطة حيوية : إذا كان الوسيط والمواد المتفاعلة تقع في طور واحد
ولها نفس المواضع الكيميائية والفضائية، مثال صناعة الأكريليك بطريقة الأبراج

ب) وساطة غير حيوية : إذا كان الوسيط والمواد المتفاعلة تقع في
طورين مختلفين، مثال : هدرجة الزيوت، وصناعة الفورم ألدهيد

وإن الدور الرئيسي في عملية هذه الوساطة إنما يقوم به الأدمصاص

الأدمصاص : هو عملية ارتباط الجزيئات لبعض المواد على السطح الماص

وغالبا ما يكون هذا الارتباط ذو طبيعة فيزيائية وتختلف قوة هذا الارتباط حسب
درجات الحرارة والمواد المدمصة.

وبالتالي الخلاصة : يجب الإشارة إلى الغاز (الوسيط الممتزج) لا يؤثر

على ثابت سرعة التفاعل بشكل مباشر وإنما يعمل على خفض طاقة

التنشيط لهذا التفاعل ويمكن ذلك من خلال ثلاث آليات

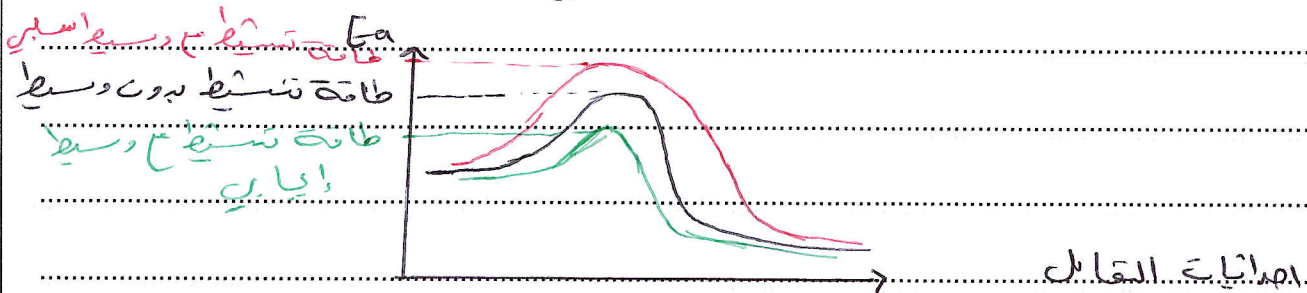
تلافاً إلى أنها زادت طاقة التنشيط فبقيت ثابت سرعة التفاعل والنتيجة صحيحة

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

كلما نقصت طاقة التنشيط، ازداد ثابت سرعة التفاعل

تلافاً إلى أنها كانت طاقة التنشيط أقل، ازداد ثابت سرعة التفاعل

وبالتالي ازدادت سرعة التفاعل والنتيجة صحيحة



مرتبة التفاعل :



$$\Rightarrow v = k [A]^a [B]^b$$

مرتبة التفاعل هي مجموع أسس تركيز المواد الداخلة في معادلة السرعة

$$n = a + b$$

مع : a : مرتبة التفاعل الجزئية للمادة المتفاعلة A

b : مرتبة التفاعل الجزئية للمادة المتفاعلة B

n : المرتبة الإجمالية للتفاعل

- انتصت المحاضرة -