



كلية العلوم

القسم :الكيمياء

السنة : الرابعة

المادة : حركية التفاعلات الكيميائية

المحاضرة : الاولى / عملي

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

2026

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ،

3

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

الأحد: 2023/10/1 الأحد: 2023/10/8	عملي حركية التفاعلات الكيميائية	الجلسة الأولى 1
د: مروة رباح	العوامل المؤثرة على سرعة التفاعلات الكيميائية THE FACTORS AFFECTING THE RATE OF CHEMICAL REACTIONS	قسم الكيمياء الفصل الأول-السنة الرابعة 2023 - 2024
على جميع الطلاب التقيد بمواعيد الجلسات العملية، إضافة لضرورة الالتزام والتقيد بقواعد السلامة المخبرية في كل جلسة		

الهدف من التجربة:

دراسة بعض العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعلات الكيميائية وحساب الطاقة التنشيطية للتفاعل

E_a .

الأدوات والمواد المستخدمة:

8 أنابيب اختبار، ماصة سعة 5 ml، ميزان حرارة، حامل أنابيب، مقياسية، بيشر (حمام مائي).
حمض كلور الماء بتركيز (1 M و 3 M و 6 M)، قطع مغنيزيوم، شريط من المغنيزيوم، ثيو كبريتات الصوديوم (0.1 M)، حمض الكبريت بتركيز (1 M و 3 M)، حمض الآزوت (6 M).

مقدمة نظرية:

تتعلق سرعة التفاعل الكيميائي عادةً بالعوامل التالية:

- تركيز المواد المتفاعلة.
- درجة الحرارة.
- الوسيط.
- طبيعة المواد المتفاعلة والمحل والقوة الأيونية... الخ.

1- تأثير تركيز المواد المتفاعلة:

تزداد سرعة التفاعلات الكيميائية بشكل عام بزيادة تركيز المواد المتفاعلة، هذا وإن سرعة التفاعل تتناقص مع مرور الزمن لأن تركيز المواد المتفاعلة تتناقص باستمرار مع مرور زمن التفاعل. لأن الشرط الأساسي لحدوث أي تفاعل كيميائي هو حدوث تصادمات فعالة بين جسيمات المواد الداخلة في التفاعل والحاملة للطاقة الكافية للتفاعل، وبالتالي فإن زيادة تركيز المواد المتفاعلة يجعل الجسيمات متقاربة، مما يزيد من احتمال التصادم الفعال فيما بينها فتزداد نتيجةً لذلك سرعة التفاعل، ويعبر عن تأثير التركيز بالعلاقة:

$$v = kf[(A), (B), \dots] \quad (1)$$

حيث $f[(A), (B), \dots]$ تابع يتعلق فقط بتركيز المواد المتفاعلة ويحدّد هذا التابع تجريبيًا و k ثابت سرعة التفاعل.

2- تأثير درجة الحرارة:

تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بازدياد درجة الحرارة، ويفترض في أغلب الأحيان أن سرعة التفاعل تتضاعف أو تصبح ثلاثة أمثال عندما ترتفع درجة الحرارة بمقدار 10 درجات مئوية، وتتعلق الزيادة على الطاقة التنشيطية E_a ، وتعطى علاقة ثابت السرعة بدرجة الحرارة بعلاقة أرينيوس التالية:

$$k = A.e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad (2)$$

أو بالشكل التالي:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} \quad (3)$$

حيث A ثابت ويدعى بعامل التواتر .

وبما أن التفاعلات الكيميائية تترافق بتأثيرات حرارية (ماصة أو ناشرة للحرارة) مما يؤثر على درجة حرارة جملة التفاعل لذلك تجرى التفاعلات الكيميائية عند درجة حرارة ثابتة وغالباً في منظم حراري.

3- تأثير الوسيط:

الوسيط هو المادة التي تؤدي إضافتها إلى مزيج التفاعل إلى تغيير سرعة التفاعل ولا تستهلك خلال التفاعل. إذا أدى إضافة الوسيط إلى زيادة سرعة التفاعل (سرعة الوصول إلى التوازن) فيدعى بالحفز، أما إذا أدت إضافته إلى تناقص سرعة التفاعل وبلوغ التوازن فيدعى بالكبح.

- عندما يكون الوسيط والمواد المتفاعلة من طور واحد فإن الوسيطة تدعى بالوساطة المتجانسة مثل حلمهة السكروروز في وسط حمضي، وتفكك H_2O_2 بوجود ثنائي كرومات البوتاسيوم أو Fe^{+3} ، وحلمهة الاستيريات في وسط حمضي... الخ.

- عندما يكون الوسيط موجوداً في طور مخالف لأطوار المواد المتفاعلة فتدعى بالوساطة غير المتجانسة مثل تفاعل CO مع بخار الماء بوجود أكسيد الحديد المغناطيسي وتفاعلات الأسترة بوجود حفازات حمضية صلبة.

- يمكن في بعض التفاعلات أن تقوم إحدى المواد الناتجة بدور الوسيط وتسمى الوسيطة عندئذٍ بالوساطة الذاتية مثل تفاعل يوددة الأسيتون في وسط حمضي.

4- تأثير طبيعة المواد المتفاعلة:

تتعلق سرعة التفاعل الكيميائي بالفعالية الكيميائية لمكونات الجملة المتفاعلة وتختلف هذه الفعالية تبعاً لبنيتها الداخلية وتركيبها الإلكتروني وكمونات إرجاعها وطاقتها الكامنة ... إلخ، لذلك نجد أن بعض المواد الكيميائية تتفاعل بسرعة أكبر من غيرها مع مادة معينة. فالصوديوم يتفاعل بسرعة مع الماء (تفاعل ناشر للحرارة)، بينما الحديد يلزمه تسخين حتى التوهج، والنحاس فلا يتفاعل على الإطلاق. كذلك الهيدروجين يتفاعل مع الفلور بسرعة كبيرة (تفاعل انفجاري) عند درجة حرارة الغرفة، بينما اليود يكون تفاعله بطيء مع الهيدروجين عند درجات الحرارة المختلفة.

طريقة العمل: Experimental Procedure

1) تأثير تركيز المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل:

خذ ثلاث أنابيب اختبار وبعد تنظيفها جيداً يوضع في كل منها 5 ml من محاليل (6 N, 3 N, HCl 1 N) على الترتيب، ثم زن ثلاث قطع من المغنيزيوم وزن كلٍ منها 25 mg. ضع القطعة الأولى في الأنبوب الأول الحاوي على محلول HCl ذي التركيز 1 N وحدد الزمن اللازم لتفاعل كامل قطعة المغنيزيوم مع المحلول الحمضي وسجل النتيجة، ثم كرر التجربة مع باقي المحاليل الحمضية.

الحسابات:

- ارسم الخط البياني بين مقلوب الزمن وتركيز حمض كلور الماء وتأكد من صحة العلاقة (1). يجدر الملاحظة أن سرعة التفاعل تتناسب مع مقلوب الزمن اللازم لانحلال كامل قطعة المغنيزيوم، أي $v \propto \frac{1}{t}$.

(2) تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل:

يمكن قياس تغير سرعة تفاعل الأكسدة والإرجاع الذي يحدث لمحلول ثيو كبريتات الصوديوم بوجود حمض الكبريت بقياس الزمن اللازم لظهور العكر الناتج عن تحرر الكبريت وفق التفاعل:

$$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{S} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$$

إن سرعة التفاعل السابق تتناسب عكساً مع زمن ظهور العكر، نُعبّر عن سرعة التفاعل بالعلاقة التالية:

$$v = -\frac{dC_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{dt} = k C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot C_{\text{H}_2\text{SO}_4} \alpha \frac{1}{t}$$

حيث t زمن ظهور العكر. وعندما يكون تركيز الحمض كبيراً جداً فإن العلاقة السابقة تصبح بالشكل التالي:

$$v = -\frac{dC_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{dt} = k' C_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$$

- خذ 4 أنابيب اختبار نظيفة وضع في الأنبوب الأول والثاني 5 ml من محلول ثيو كبريتات الصوديوم 0.1 M، وضع في الأنبوب الثالث والرابع 2 ml من حمض الكبريت 1 M، ثم ضع الأنابيب الأربعة في حمام مائي درجة حرارته 20°C مدة 5 min حتى حدوث التوازن الحراري.
- صب محتويات الأنبوبين الثالث والرابع فوق محتويات الأنبوبين الأول والثاني كل على حدة وسجل زمن ظهور العكر ثم خذ المتوسط.
- أعد التجربة السابقة عند الدرجتين 30°C و 40°C مستخدماً التراكيز نفسها للمواد المتفاعلة.

الحسابات:

- 1- احسب $\frac{1}{t}$ وارسم درجات الحرارة بدلالة $\frac{1}{t}$ وتحقق من صحة النتائج.
- 2- احسب $\log \frac{1}{t}$ عند درجات الحرارة السابقة ثم احسب $\frac{1}{T}$ ، ومثل بيانياً $\log \frac{1}{t}$ بدلالة مقلوب درجة الحرارة المطلقة $\frac{1}{T}$ ، ثم حدّد من التمثيل البياني طاقة التنشيط E_a .

3- احسب طاقة التنشيط E_a من العلاقة:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad (4)$$

حيث أن: $\frac{k_2}{k_1} = \frac{t_1}{t_2}$, وقارنها مع القيمة المحسوبة سابقاً.

(3) تأثير طبيعة المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل:

خذ 3 أنابيب اختبار نظيفة ورتبها على حامل وضع في كل منها على التوالي 2 ml من $(3 \text{ M}) \text{H}_2\text{SO}_4$ و $(6 \text{ M}) \text{HCl}$ و $(6 \text{ M}) \text{HNO}_3$. ثم ضع في كلٍ منها شريط من المغنزيوم وزنه 0.5 g, وسجل زمن تفاعل الشريط بالكامل مع الحموض السابقة. قارن سرعة التفاعل في الأنابيب الثلاثة، وسجل ملاحظاتك.



مكتبة
A to Z