كلية العلوم

القسم : علم الحياة

السنة : الثالثة

المادة : فيزياء حيوية

المحاضرة : الرابعة/عملي/

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية ، تكنلوجيا المعلومات والاتصالات

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

العوامل المؤثرة على سرعة التفاعلات الكيميائية

THE FACTORS AFFECTING THE RATE OF CHEMICAL REACTIONS

الهدف من التجربة:

1. دراسة بعض العوامل التي تؤثر على سرعة التفاعلات الكيميائية
2. حساب الطاقة التنشيطية للتفاعل E_a.

الأدوات والمواد المستخدمة:

8 أنابيب اختبار، ماصة سعة 5 ml، ميزان حرارة، حامل أنابيب، ميقاتية، بيشر (حمّام مائي). حمض كلور الماء بتراكيز (1 M و 3 M و 6 M) ، قطع مغنزيوم، شريط من المغنزيوم, ثيو كبريتات الصوديوم (0.1 M) ، حمض الكبريت بتراكيز (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 سـرعة التفاعلات الكيميائية بشـكل عام بازدياد تراكيز المواد المتفاعلة، هذا وإنّ سرعة التفاعل تتناقص مع مرور الزمن لأنّ تراكيز المواد المتفاعلة تتناقص باستمرار مع مرور زمن التفاعل. لأنّ الشرط الأساسي لحدوث أي تفاعل كيميائي هو حدوث تصادمات فعالة بين جسيمات المواد الداخلة في التفاعل والحاملة للطاقة الكافية للتفاعل، وبالتالي فإنّ زيادة تراكيز المواد المتفاعلة يجعل الجسيمات متقاربة، ممّا يزيد من احتمال التصـادم الفعّال فيما بينها فتزداد نتيجةً لذلك سـرعة التفاعل, ويعبر عن تأثير التركيز بالعلاقة:

$$v = kf[(A),(B).....] \qquad (1)$$

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

2-تأثير درجة الحرارة:

تزداد سـرعة التفاعل الكيميائي بازدياد درجة الحرارة، ويفترض في أغلب الأحيان أنّ سـرعة التفاعل تتضـاعف أو تصـبح ثلاثة أمثال عندما ترتفع درجة الحرارة بمقدار 10 درجات مئوية، وتتعلق الزيادة على الطاقة التنشـيطية E_a، وتعطى علاقة ثابت السرعة بدرجة الحرارة بعلاقة **أرينيوس** التالية:

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

أو بالشكل التالي:

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

حيث A ثابت ويدعى بعامل التواتر.

وبما أنّ التفاعلات الكيميائية تترافق بتأثيرات حرارية (ماصة أو ناشرة للحرارة) ممّا 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 تغيّر سرعة التفاعل ولا تستهلك خلال التفاعل. إذا أدى إضافة الوسيط إلى زيادة سرعة التفاعل (سرعة الوصول إلى التوازن) فيدعى بالحفّاز، أما إذا أدت إضافته إلى تناقص سرعة التفاعل وبلوغ التوازن فيدعى بالكابح.

- عندما يكون الوسيط والمواد المتفاعلة من طور واحد فإنّ الوساطة تدعى بالوساطة المتجانسة مثل حلمهة السكاروز في وسط حمضي، وتفكك H_2O_2 بوجود ثنائي كرومات البوتاسيوم أو Fe^{+3}، وحلمهة الاستيرات 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 الوساطة 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 أنّ بعض المواد الكيميائية تتفاعل بسرعة أكبر من غيرها مع مادة معيّنة. 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 بطئ 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 HCl (6 N, 3 N, 1 N) على الترتيب, ثمّ زن ثلاث قطع من المغنزيوم وزن كلٍ منها 25 mg. ضع القطعة الأولى في الأنبوب الأول الحاوي على محلول HCl ذي التركيز 1 N وحدّد الزمن اللازم لتفاعل كامل قطعة المغنزيوم مع المحلول الحمضي وسجل النتيجة، ثمّ كرر التجربة مع باقي المحاليل الحمضية.

الحسابات:

- ارسـم الخط البياني بين مقلوب الزمن وتركيز حمض كلور الماء وتأكد من صـحة العلاقة (1). يجدر الملاحظة أنّ سـرعة التفاعل تتناسـب مع مقلوب الزمن اللازم لانحلال كامل قطعة المغنيزيوم، أي $v\alpha\frac{1}{t}$.

2) تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل:

يمكن قياس تغيُّر سـرعة تفاعل الأكسـدة والإرجاع الذي يحدث لمحلول ثيو كبريتات الصـوديوم بوجود حمض الكبريت بقياس الزمن اللازم لظهور العكر الناتج عن تحرُّر الكبريت وفق التفاعل:

$$NaS_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + SO_2 + S\downarrow + H_2O$$

إنّ سـرعة التفاعل السـابق تتناسـب عكسـاً مع زمن ظهور العكر، نُعبّر عن سـرعة التفاعل بالعلاقة التالية:

$$v = -\frac{dC_{Na_2S_2O_3}}{dt} = kC_{Na_2S_2O_3}.C_{H_2SO_4}\alpha\frac{1}{t}$$

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

$$v = -\frac{dC_{Na_2S_2O_3}}{dt} = k'C_{Na_2S_2O_3}$$

- خذ 4 أنابيب اختبار نظيفة وضـع في الأنبوب الأول والثاني 5 ml من محلول ثيو كبريتات الصـوديوم 0.1 M، وضـع في الأنبوب الثالث والرابع 2 ml من حمض الكبريـت 1 M، ثمّ ضـع الأنـابيـب الأربعـة في حمّـام مـائي درجـة حرارتـه 20°C مدة 5 min حتى حدوث التوازن الحراري.
- صـب محتويات الأنبوبين الثالث والرابع فوق محتويات الأنبوبين الأول والثاني كلٍ على حدة وسجل زمن ظهور العكر ثمّ خذ المتوسط.
- أعد التجربة السـابقة عند الدرجتين 30 °C و40 °C مسـتخدماً التـراكيز نفسـها للمواد المتفاعلة.

الحسابات:

1- احسب $\frac{1}{t}$ وارسم درجات الحرارة بدلالة $\frac{1}{t}$ وتحقق من صحة النتائج.

2- احسـب $\log\frac{1}{t}$ عند درجات الحرارة السـابقة ثمّ احسـب $\frac{1}{T}$، ومثّل بيانيّاً $\log\frac{1}{t}$ بـدلالـة مقلوب درجـة الحرارة المطلقـة $\frac{1}{T}$، ثمّ حـدّد من التمثيـل البيـاني طـاقـة التنشيط E_a.

3- احسب طاقة التنشيط E_a من العلاقة:

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

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

3) تأثير طبيعة المواد المتفاعلة على سرعة التفاعل:

خذ 3 أنابيب اختبار نظيفة ورتبها على حامل وضـــع في كل منها على التوالي 2 ml من H_2SO_4 (3 M) و HCl (6 M) وHNO_3 (6 M). ثمّ ضـــع 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.