



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة ٢

المحاضرة : نوبة/عملي/

{{ 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

Experiment (2)

التجربة (2)

تعيين انحلالية ملح

الأدوات اللازمة: بيشر سعة 50 cm^3 ، بيشر صغير، وبيشر سعة 250 cm^3 ، وحمّام مائي.

المواد اللازمة: ملح كلوريد الصوديوم - صلب NaCl ، وماء مقطر.

طريقة العمل

زن جفنة البورسلان وليكن m_1 وزن هذه الجفنة، ضع 10 cm^3 ماء في بيشر وحل فيه كمية من ملح الطعام NaCl حتى الإشباع. صب المحلول المشبع في جفنة البورسلان. زن الجفنة مع المحلول المشبع، وليكن m_2 وزن المجموع. بخر بعد ذلك الماء الموجود في الجفنة على لهب هادىء فوق شبكة أزيستوس، بحيث لا تدع مجالاً لبلورات الملح بالتطاير، وزن الجفنة مع بلورات الملح المتبقية، الراسبة فيها - بعد التأكد من التبخر الكامل لجزيئات الماء وليكن m_3 وزن الجفنة مع بلورات الملح الراسبة.

طريقة الحساب:

يحسب وزن الملح m_s من العلاقة: $m_3 - m_1$

يحسب وزن المحلول m_A من العلاقة: $m_2 - m_1$

يحسب وزن المحل m_R من العلاقة: $m_A - m_s$

بعدها تحسب الانحلالية بالاعتماد على تعريفها، في درجة حرارة معينة، من

العلاقة:

$$\text{الانحلالية} = \frac{m_s \times 100}{m_R}$$

في درجة حرارة $^{\circ}\text{C} \dots$

Experiment (3)

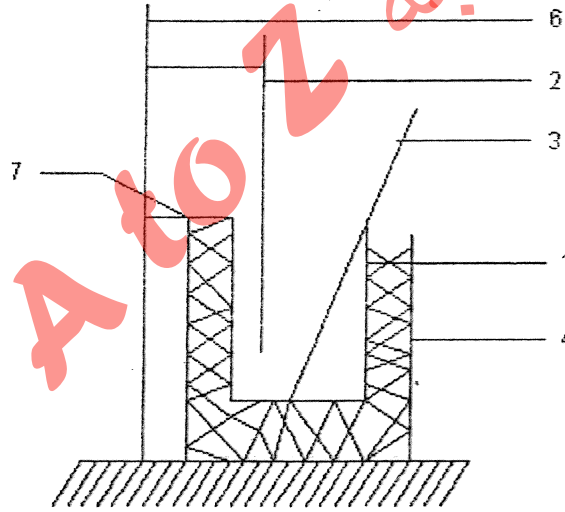
التجربة (3)

تعيين الوزن الجزيئي الغرامي لمادة منحلة في الماء
بطريقة الانخفاض في درجة التجمد

الأدوات اللازمة: بيشر سعة 200 Cm^3 - بيشر صغير، و ميزان حرارة، و قضيب تحريك، و بيشر سعة 600 Cm^3 و بيشر كبير، و اسطوانة مدرجة سعة 100 Cm^3 ، و حامل حديدي، و ماسك معدني.

المواد اللازمة: مادة غير كهربيّة غليسرين أو ألدهيد الخل، و مزيج مبرد: ثلج مع ماء مع ملح كلوريد الصوديوم، و - ماء مقطر.

تركيب الأدوات: نهياً و تركيب الأدوات المستعملة حسب الشكل (1-2).



الشكل (1-2): تركيب الأدوات لتعيين الوزن الجزيئي الغرامي لمادة منحلة بطريقة الانخفاض في درجة التجمد.

طريقة العمل

ثبت البيشر الصغير التنظيف (1) في البيشر الكبير (4) الحاوي على مزيج مبرد كما هو مبين في الشكل (1-2) بواسطة حلقة معدنية، ضع في البيشر الصغير

100 cm³ من الماء المقطر، وميزان حرارة (2) ثم قضيب التحريك (3)، حرك الماء الموجود في البيشر الصغير بواسطة قضيب التحريك بين الحين والآخر حتى ظهور أول بلورات الثلج، واقراً درجة الحرارة المبيّنة على ميزان الحرارة، ولتكن t_1 ، فرغ البيشر الصغير (1)، بعد ذلك، وجففه جيداً وزنه، ولتكن m_1 وزن البيشر الصغير.

ضع في هذا البيشر الصغير (1) كمية بين 20 - 25 g من مادة غير كهربيّة، وزنه مرة ثانية، وليكن m_2 وزن البيشر الصغير مع المادة غير الكهربيّة. أضف بعدها إلى هذا البيشر الصغير (1) 100 cm³ من الماء المقطر، وحرك المزيج جيداً بواسطة قضيب التحريك، ثم ضعه في البيشر الكبير (4) الحاوي على مزيج مبرد. حرك المحلول في البيشر الصغير بين الحين والآخر. حتى ظهور أول بلورات من الثلج، واقراً درجة الحرارة المبيّنة على ميزان الحرارة، ولتكن t_2 .

طريقة الحساب:

بحسب الوزن الجزيئي الغرامي للمادة غير الكهربيّة بالاعتماد على العلاقة التالية:

$$\Delta t_f = K_f \cdot \frac{m_i \cdot 1000}{M_i (m - m_i)} \Rightarrow M_i = K_f \cdot \frac{m_i \cdot 1000}{\Delta t_f (m - m_i)}$$

إذ يمثل K_f ثابت انخفاض درجة التجمد للماء = 1,858 Kg.°K.mol⁻¹، و m_i وزن المادة المنحلة $m_2 - m_1$ ، و Δt_f انخفاض درجة التجمد $t_1 - t_2$ ، و m وزن المحلول، و $m - m_i$ وزن المحل، ويمكن اعتبارها 100 g.

Experiment (4)

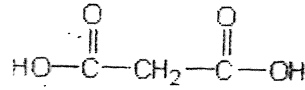
التجربة (4)

تعيين الوزن الجزيئي الغرامي لمادة منحلة في الماء بطريقة

الارتفاع في درجة الغليان

الأدوات اللازمة: أنبوب اختبار سعة 100 Cm³ مع سدادة 2، وميزان حرارة، وبيشر سعة 250 cm³ يحتوي على غليسيرين، وقضيب التحريك، وأسطوانة مدرجة سعة 50 cm³، وجهاز تسخين، وحامل حديدي، وماسك معدني.

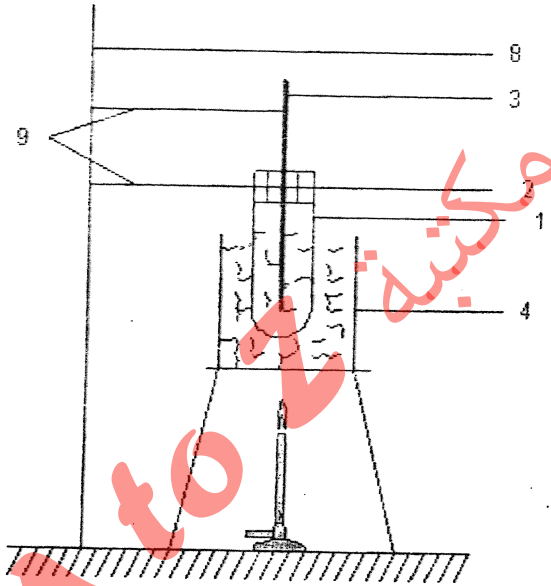
المواد اللازمة: حمض الكهربياء (حمض ايتان ثنائي الكربوكسيل -1، 2):



وماء مقطر.

تركيب الأدوات:

نهياً ونركب الأدوات المستعملة حسب الشكل (2-2):



الشكل (2-2): تركيب الأدوات لتعيين الوزن الجزيئي الغرامي لمادة منحلة بطريقة الارتفاع في درجة الغليان

طريقة العمل

- ضع في أنبوب الاختبار (1) 50 Cm^3 من الماء المقطر وأغلقه بالسدادة (2)، التي يمر فيها ميزان حرارة (3) بحيث يكون مستودع الزيتق فيه مغمور في الماء.
- ثبت أنبوب الاختبار (1) في البيشر (4) - بواسطة ملقط حديدي الحاوي على غليسيرين، والمتواجد على جهاز التسخين (7).

سخن البيشر وراقب ازدياد درجة الحرارة، اقرأ وسجل درجة الحرارة عند ملاحظتك غليان الماء، ولتكن t_1 أوقف التسخين - بعد ذلك، ثم اسحب أنبوب الاختبار، ودع الماء يبرد قليلاً.

زن بدقة 5 g من حمض الكهرباء وضعها في أنبوب الاختبار (1) الحاوي على الماء الفاتر. حرك المزيج بواسطة قضيب التحريك (5) وثبت الأدوات، كما هو مبين في الشكل (2-2). سخن البيشر وراقب ازدياد درجة الحرارة، اقرأ وسجل درجة الحرارة عند ملاحظتك غليان المحلول، ولتكن t_2 ، ثم أوقف التسخين.

طريقة الحساب:

يحسب الوزن الجزيئي الغرامي للمادة بالاعتماد على العلاقة التالية:

$$\Delta t_b = K_b \cdot \frac{m_i \cdot 1000}{M_i (m - m_i)} \Rightarrow M_i = K_b \cdot \frac{m_i \cdot 1000}{\Delta t_b (m - m_i)}$$

إذ يمثل K_b : ثابت ارتفاع درجة الغليان للماء، $0,51 \text{ Kg.}^\circ \text{K.mol}^{-1}$ ، و m_i وزن المادة المنحلة 5 g، و Δt_b ازدياد درجة الغليان $t_2 - t_1$ ، و m وزن المحلول، و $m - m_i$ وزن المحل، ويمكن اعتباره 50 g.

أو بالشكل الشاردي:



2. في أي من الأنبوبين يسير هذا التفاعل بسرعة أكبر؟ كيف تفسر إرجاع برمنغنات البوتاسيوم في الأنبوب الحاوي على شوارد المنغنيز Mn^{2+} . نتبع خلال ثلاث دقائق تغير سرعة التفاعل في الأنبوب الثاني الذي لم نصف إليه شوارد المنغنيز Mn^{2+} . كيف تمت عملية الإرجاع؟

Experiment (4)

التجربة (4)

تأثير طبيعة المواد المتفاعلة في سرعة التفاعل

طريقة العمل

1. خذ أربعة أنابيب اختبار ورتبها على حامل ثم ضع فيها على التوالي (2 ml) من $(4\text{N})\text{H}_2\text{SO}_4$ ، $(4\text{N})\text{HCl}$ ، $(4\text{N})\text{HNO}_3$ ثم ضع في كل منها شريطاً من المغنزيوم. قارن سرعة التفاعل في الأنابيب الأربعة وسجل ملاحظاتك.
2. خذ ثلاثة أنابيب اختبار نظيفة يحوي كل منها (1 ml) من محلول حمض كلور الماء (4N)، أضيف إلى الأنبوب الأول برادة من النحاس وإلى الثاني برادة من التوتياء وإلى الثالث برادة المغنزيوم، قارن سرعة التفاعل في الأنابيب الثلاثة ثم سجل ملاحظاتك.

Experiment (5)

التجربة (5)

تفاعل ثيوكبريتات الصوديوم مع حمض

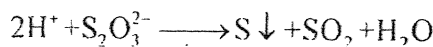
الأدوات والمواد اللازمة:

- أرلنماير سعة 100 mL، وبشر سعة 200 mL، وميقاتية، وميزان حرارة، ومصباح بنزن، وشبكة أسبستوس، وماصة.

- محلول حمض كلور الماء 2N أو محلول حمض الكبريت 2N، محلول

ثيوسلفات الصوديوم $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ المحضر بـ 40 g منه في لتر من الماء.

يتمثل التفاعل بين الحمض والثيوسلفات بالمعادلة التالية:



طريقة العمل

1. ارسم إشارة ما بخط عريض على ورق أبيض وضعها على الطاولة.
2. ضع 10 ml من محلول ثيوسلفات الصوديوم في الأرنماير، وأضف 40 ml من الماء وسخن بهدوء إذا كان ذلك ضرورياً حتى تصل درجة حرارة المزيج إلى حوالي 25°C ، واترك ميزان الحرارة في الأرنماير.
3. أضف الآن 5 ml من محلول حمض كلور الماء 2N أو حمض الكبريت 2N وحرك المزيج بسرعة واضغط على المقياسية.
4. ضع الأرنماير فوق الإشارة المرسومة وانظر إلى الإشارة من الأعلى وعبر المزيج، وأوقف المقياسية لحظة اختفاء الإشارة تماماً لدى تشكل العكر الذي هو الراسب $\text{S} \downarrow$.
5. سجل الزمن اللازم لاختفاء الإشارة وسجل درجة حرارة المزيج.
6. كرر التجربة مستخدماً الكميات نفسها ولكن بعد تسخين محلول ثيوسلفات والماء قليلاً فوق الدرجات 40°C , 50°C , 60°C .
7. ارسم الخطوط البيانية التالية:
 - أ. الزمن اللازم لاختفاء الإشارة كتابع لدرجة الحرارة.
 - ب. مقلوب الزمن اللازم لاختفاء الإشارة كتابع لدرجة الحرارة، ولاحظ أن مقلوب الزمن هو مقياس لسرعة التفاعل.

Experiment (6)

التجربة (6)

تحديد مرتبة تفاعل الثيوكبريتات مع حمض كلور الماء

مقدمة:

يعبر عن سرعة التفاعل الكيميائي بالكمية التي تنقصها إحدى المواد المتفاعلة، مقدرةً بالجزيء الغرامي/ليتر، في واحدة الزمن؛ أي أن سرعة التفاعل الكيميائي تساوي تغير تركيز إحدى المواد المتفاعلة في واحدة الزمن.

تتناسب سرعة التفاعل الكيميائي طردياً مع تركيز مادة متفاعلة أو أكثر، وهكذا يلاحظ تجريبياً أن سرعة التفاعل تتناقص مع تقدم التفاعل لأن تركيز المواد المتفاعلة يتناقص باستمرار أثناء ذلك.

لندرس التفاعل التالي



فإذا وجد تجريبياً أن التناسب بين سرعة التفاعل، ولنرمز لها بـ v ، وتركيز المادة A ، ولنرمز له بـ $[A]$ ، هو من الدرجة الأولى أي أن:

$$v = k[A]$$

حيث تمثل k ثابت التناسب العددي، قلنا أن التفاعل المعطى هو من المرتبة الأولى بالنسبة لـ A .

أما إذا وجد أن التناسب هو من الدرجة الثانية أي:

$$v = k[A]^2$$

قلنا إن التفاعل هو من المرتبة الثانية بالنسبة لـ A .

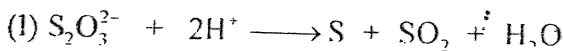
وأخيراً إذا كان التناسب من الدرجة الأولى لجداء تركيزي كل من A و B أي:

$$v = k[A].[B]$$

قلنا إن التفاعل من المرتبة الأولى بالنسبة لـ A، ومن المرتبة الأولى بالنسبة لـ B، وأنه بمجموعه من المرتبة الثانية.

الهدف من التجربة:

تهدف التجربة إلى القيام بدراسة حركية للتفاعل التالي:



(شرسبة الثيوكبريتات)

يتم تحديد سرعة التفاعل في هذه الدراسة بتحديد الزمن اللازم لترسيب مقدار معين من الكبريت الحر. وبما أننا سنثبت المقدار المترسب من الكبريت الحر في جميع التجارب التي سنقوم بها لذلك فإن سرعة التفاعل ستتناسب في هذه الحالة عكساً مع الزمن اللازم للحصول على ذلك المقدار الثابت (أو طردياً مع مقلوب الزمن المذكور). هذا وسندرس تغير سرعة التفاعل هذه بتغير تراكيز المواد المتفاعلة، ومن ثم سنعين مرتبة التفاعل المدروس بالاعتماد على النتائج التي سنحصل عليها.

لنرمز إلى تركيز الثيوكبريتات في الزمن t بالرمز C ، فنكون سرعة التفاعل عندئذ مساوية إلى $dC/dt = v$ ويكون لدينا بالتالي:

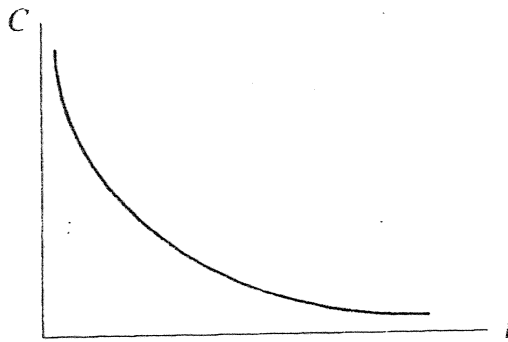
$$-\frac{dC}{dt} = k \cdot C^a = v$$

فإذا كان هذا التفاعل تفاعلاً من المرتبة الأولى بالنسبة إلى الثيوكبريتات؛ أي أن $a = 1$ ، فيمكن أن نكتب: $-dC/C = k \cdot dt$ ، وبالمكاملة نجد أن:

$$\ln \frac{C}{C_a} = -k \cdot t$$

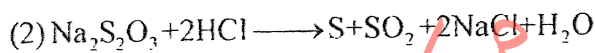
وهكذا عند رسم التركيز C بدلالة الزمن t نحصل على منحنى يماثل المنحنى

في الشكل (1).



الشكل (1)

يرسم مثل هذا المنحني عادةً بقصد المقارنة بينه وبين الرسم البياني (2).



الشكل (2)

وعند أخذ لوغاريتم طرفي العلاقة السابقة نحصل على:

$$\log V = \log k + a \log C$$

ونجد عند رسم المقدار $\log V$ (أو $\log (1/t)$) بدلالة $\log C$ أننا نحصل على خط مستقيم يساوي ميله القيمة a التي تعبر عن مرتبة التفاعل، وتقابل نقطة تقاطعه مع محور الترتيب القيمة k .

لنرمز الآن إلى تركيز حمض كلور الماء في التفاعل المعطى وفي الزمن t بالرمز C' ، يمكننا استناداً إلى ما سبق كتابة العلاقة:

$$-\frac{dC'}{dt} = V' = k'C''$$

فإذا كان التفاعل المعطى تفاعلاً من المرتبة صفر بالنسبة لحمض كلور الماء كان ($a = 0$) وغدت المعادلة السابقة كما يلي:

$$-\frac{dC'}{dt} = k' = V'$$

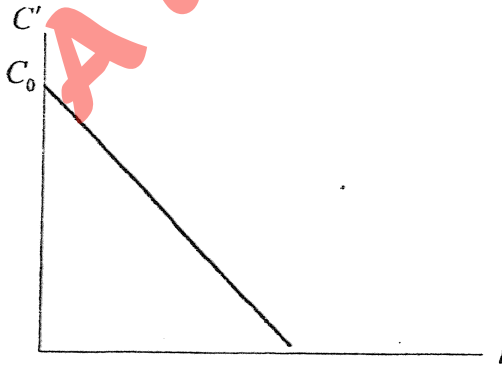
أي أن سرعة التفاعل تبقى ثابتة مهما تغير التركيز C' ، وتغدو العلاقة كما يلي:

$$-dC' = k' dt$$

وبمكاملتها نحصل على:

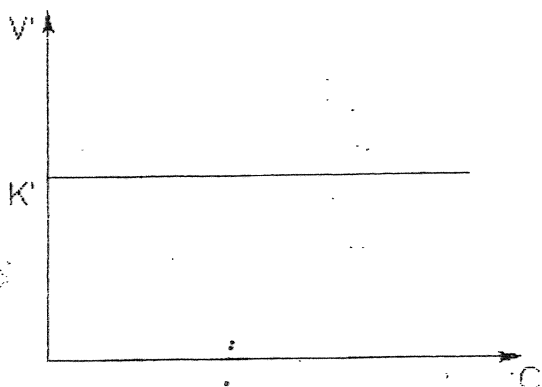
$$C' = -k't + C_0$$

وهكذا عند رسم التركيز C' بدلالة الزمن t نحصل على خط مستقيم يساوي ميله $(-k')$ الشكل (3).



الشكل (3)

أما عند رسم التركيز C' بدلالة السرعة فإننا نحصل على خط مستقيم يوازي محور التركيز ويبعد عنه بمقدار ثابت يساوي K' ، الشكل (4).



الشكل (4)

أدوات التجربة وموادها:

كأس زجاجية سعتها 50 مل، وأسطوانة مدرجة سعتها 10 مل، وأسطوانة مدرجة سعتها 100 مل، ساعة ميعانية، و 35 مل حمض كلور الماء تركيزه 3 جزيئي غرامي، و 125 مل تيوكبريتات الصوديوم تركيزه 0,15 جزيئي غرامي.

طريقة العمل

(أ) خذ ورقة بيضاء وارسم في منتصفها دائرة وظللها بالحبر، ثم ضع الكأس فوقها. صب في الكأس (25 مل) من محلول التيوكبريتات وتحقق من رؤية العلامة من خلال المحلول. أضف (4 مل) من محلول الحمض، وعين زمن التفاعل منذ بدء الإضافة حتى الاحتجاب التام للدائرة. ما سبب احتجاب الدائرة؟ أعد التجربة مغيراً تركيز التيوكبريتات وفق الجدول التالي (أ).

(ب) أعد التجربة مثبتاً تركيز التيوكبريتات، ومغيراً تركيز الحمض كما هو في الجدول التالي (ب).

النتائج والحسابات:

1) احسب السرعة (الزمن/1) من أجل كل تركيز من تراكيز التيوكبريتات وتراكيز الحمض.

الجدول (أ): تفاعل حمض كلور الماء مع تراكيز مختلفة من ثيوكبريتات الصوديوم:

حجم ثيوكبريتات الصوديوم 0,15 جزيئي غرامي (ml)	حجم H_2O (ml)	حجم HCl 3 جزيئي غرامي (ml)	زمن التفاعل (sec)	$1/t$ s^{-1}
25	0	4		
20	5	4		
15	10	4		
10	15	4		
5	20	4		

حجم ثيوكبريتات الصوديوم 0,15 جزيئي غرامي (ml)	حجم H_2O (ml)	حجم HCl 3 جزيئي غرامي (ml)	زمن التفاعل (sec)	$1/t$ s^{-1}
10	5	-		
10	4	1		
10	3	2		
10	2	3		
10	1	4		

(2) ارسم الخط البياني الدال على:

(أ) تغير لوغاريتم السرعة بدلالة لوغاريتم تركيز الثيوكبريتات.

(ب) تغير السرعة بتغير تركيز الحمض (قد يلاحظ ازدياد موجب طفيف في

سرعة التفاعل عند ازدياد تركيز الحمض يمكن التغاضي عنه).

(3) عين مرتبة التفاعل بالنسبة لـ:

(أ) الثيوكبريتات.

(ب) الحمض.

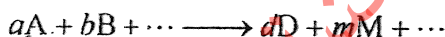
الفصل الرابع

مبدأ لوشاتوليه وانزياح

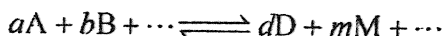
التوازن الكيميائي

4 - 1 مقدمة

لو قمنا بإجراء التفاعل التالي:



لوجدنا أنه ليس هناك ما يمنع المواد الناتجة من التفاعل فيما بينها عندما يزداد تركيزها في الجملة المتفاعلة وتتوافر لها طاقة التنشيط اللازمة لتؤدي إلى تشكيل المواد الداخلة في التفاعل ثانية. ويمكن أن تزداد سرعة هذا التفاعل المعاكس تبعاً لازدياد تراكيز المواد الداخلة فيه إلى أن تأتي تلك اللحظة التي تتساوى فيها سرعة التفاعل المباشر وسرعة التفاعل العكسي لينتج حينئذ التوازن التالي:



أي أن:

$$k_1 C_A^a \cdot C_B^b = k_2 C_D^d \cdot C_M^m$$

أو:

$$\frac{k_1}{k_2} = K = \frac{C_D^d \cdot C_M^m}{C_A^a \cdot C_B^b}$$

إذ يمثل K ثابت التوازن الكيميائي وهو يتعلق بطبيعة المواد المتفاعلة وبدرجة الحرارة التي سيجري عندها التفاعل. وكما نلاحظ فإن العلاقة الأخيرة تدل على قانون فعل

الكتلة، حيث إن نسبة جداء التراكيز الجزيئية للمواد الناتجة عن التفاعل إلى جداء التراكيز الجزيئية للمواد الداخلة في التفاعل عند التوازن يساوي مقدراً ثابتاً. ويتأثر هذا التوازن بفعل العوامل الخارجية من حرارة وتغير في تركيز المواد أو الضغط. وهذا ما يقودنا إلى مبدأ لوشاتوليه والذي ينص على أنه إذا ما خضعت جملة متوازنة لتأثير عامل خارجي (حرارة - تركيز - ضغط) فإن التوازن ينزاح في الاتجاه الذي يؤدي إلى إضعاف التأثير الخارجي المسبب لتغير بحالة التوازن. وسوف نقوم بإجراء بعض التجارب التي تثبت صحة مبدأ لوشاتوليه.

4 - 12 التجارب العملية

الأجهزة والمواد اللازمة:

بياسر، وأنابيب اختبار، وقضبان زجاجية، وأنبوب على شكل حرف U، وسدانتان لنهايتي الأنبوب، ومحلول كلوريد الحديد $0,0025\text{ N}$ ، ومحلول ثيوسيانات البوتاسيوم $0,0025\text{ N}$ ، وملح نترات الرصاص، وثلج، ومحلول كرومات أو ثنائي كرومات البوتاسيوم، ومحلول حمضي، ومحلول قلوي، ومحلول نترات الكوبالت $0,5\text{ M}$ ، ومحلول ثيوسيانات البوتاسيوم 6 M ، ومحلول حمض كلور الماء 6 M .

Experiment (1)

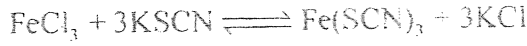
التجربة (1)

تأثير تغير التراكيز في انزياح التوازن

طريقة العمل

أ- تفاعل كلوريد الحديد مع ثيوسيانات البوتاسيوم:

خذ أربعة أنابيب اختبار وضع في كل منها من (5) إلى (10) قطرات من كل من محلولي كلوريد الحديد FeCl_3 ذي التركيز $0,002\text{ N}$ وثيوسيانات البوتاسيوم KSCN أو ثيوسيانات الأمونيوم ذي التركيز $0,002\text{ N}$. حرك الأنابيب بهدوء لمتخرج المحاليل. ثبت هذه الأنابيب في حامل. احتفظ بأحد هذه الأنابيب كمعيار من أجل المقارنة. سيتوطد في المحاليل التفاعل المتوازن التالي:



وسيكسب ثيوسيانات الحديد $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ المحلول لوناً أحمر. وتبعاً لتغير شدة هذا اللون يمكن الحكم على تغير تركيز هذه المادة الملونة ومن ثم على جهة انزياح التوازن.

أضف إلى أحد هذه الأنابيب أثراً من بلورات كلوريد الحديد، أي أقل من ربع غرام. وأضف إلى الثاني بلورة صغيرة ترن ربع غرام من ثيوسيانات البوتاسيوم. ثم أضف إلى الثالث ربع غرام من بلورات كلوريد البوتاسيوم. حرك المحاليل في كل الأنابيب بقضبان زجاجية جيداً ولاحظ تغير شدة اللون في كل حالة بعد مقارنتها مع المعيار.

اكتب عبارة ثابتة التوازن للتفاعل المعطى. عين جهة انزياح التوازن. كيف يتغير تركيز كل مادة مشاركة في التوازن بعد مقارنته بالتركيز المتوازن الأول وذلك في حالة إضافية:

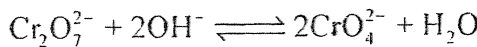
1- كلوريد الحديد.

2- ثيوسيانات البوتاسيوم.

3- كلوريد البوتاسيوم.

ب- التوازن بين شارديتي الكرومات وثنائي الكرومات:

إن المحلول المحضر عن طريق إذابة ملح تدخل فيه شاردة الكرومات $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ سيحتوي على هاتين الشارديتين معاً. إلا أن وسط الحلول إن كان قلوياً فإن الشاردة الأولى هي التي ستكون السائدة. وعلى العكس من ذلك فسنجد أن المحلول إن كان حمضياً فإن الثانية هي التي ستوجد بكميات أكبر. ولما كان لون شوارد النوع الأول مختلفاً عن لون شوارد النوع الثاني لذلك فإنه يمكن الحكم على وجود هذه أو تلك في المحلول أو الحكم على أي منهما توجد في المحلول بكميات أكبر. وبما أن التفاعل المتوازن القائم بين هذين النوعين من الشوارد تمثله المعادلة:



إن هذه المعادلة ستكون قاعدة التجربة.

خذ ثلاثة أنابيب اختبار وضع فيها كرومات أو ثنائي كرومات البوتاسيوم. دع أحد الأنابيب الثلاثة للمقارنة وأضف إلى الثاني بضع قطرات من محلول الأساس وإلى الثالث بضع قطرات من محلول الحمض. في أي اتجاه انزياح التوازن في كل من الأنبوبين علماً بأن لون الشوارد CrO_4^{2-} ليموني. وأن لون الشوارد $Cr_2O_7^{2-}$ برتقالي؟ أضف إلى الأنبوب الثاني بضع قطرات من محلول الحمض ولاحظ تغير اللون. لماذا حصل هذا التغير.

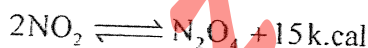
Experiment (2)

التجربة (2)

تأثير تغير درجة الحرارة في انزياح التوازن

مقدمة:

يتضاعف ثاني أكسيد الآزوت متحولاً إلى رباعي أكسيد الآزوت وفقاً للمعادلة الترموديناميكية التالية:



إن لون NO_2 نارنجي بينما لون N_2O_4 أصفر باهت إلى درجة يمكن القول أنه عديم اللون. لذلك يمكن الحكم على تغير تركيز كل من هذين الغازين عن طريق تغير لون المزيج الغازي وبالتالي يمكننا معرفة جهة انزياح التوازن.

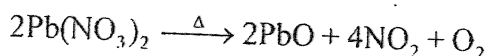
الأدوات والمواد اللازمة:

أنبوب اختبار مع سداة مطاطية، بيشر سعة 500 ml، وملح نترات الرصاص $Pb(NO_3)_2$ ، وتلج، وملح الطعام.

طريقة العمل

يحضر ثاني أكسيد الآزوت من تفاعل تفكك نترات الرصاص حرارياً حسب

المعادلة:



يجب أن يجري هذا التفاعل تحت ساحة الهواء.

أو يحضر من تفاعل معدن النحاس مع حمض الآزوت HNO_3 وتحت ساحة الهواء أيضاً؛ إذ يتم تنقيط الحمض HNO_3 قطرة قطرة بواسطة قمع تنقيط فوق النحاس المتوضع في أرلنماير متصل مع أنبوب انطلاق حيث يخرج منه NO_2 الناتج عن التفاعل حسب المعادلة:



- املاً أنبوب اختبار بغاز ثاني أكسيد الآزوت المنطلق ثم أغلق الأنبوب بواسطة سدادة مطاطية، لاحظ لون الغاز.
- ضع أنبوب في البيشر الحاوي على المحول المبرد (مزيغ من الثلج وملح الطعام وماء) بحيث ينغمر جيداً لمدة عشر دقائق.
- ارفع الأنبوب ولاحظ انخفاض شدة اللون النارنجي.
- اترك الأنبوب يسخن حتى درجة حرارة الغرفة، ولاحظ عودة اللون، إلى أي اتجاه ينزاح التوازن بين ثاني أكسيد ورباعي أكسيد الآزوت عند التسخين وعند التبريد. علل سبب هذا الانزياح حسب مبدأ لوشاتولييه.

المواد والأدوات اللازمة:

محلول مشبع من هيدروكسيد الكالسيوم، ومشعر ميتيل أورانج، وحمض كلور الماء 0,1 N، وسحاحة، وأرنماير، ماصة أو مقياس مدرج، وأنباب اختبار، ونترات الرصاص 0,5 N، وكبريتات الصوديوم 0,5 N، ومحلول كرومات البوتاسيوم 0,5 N، وكبريتات الحديد 0,5 N، وكبريتات النحاس 0,5 N، وكبريت الأمونيوم أو الصوديوم 0,5 N، وحمض كلور الماء 2 N.

Experiment (1)

التجربة (1)

تحديد قيمة جداء الاتحلل لكهرليت ضعيف

طريقة العمل

خذ (25 ml) من محلول مشبع لهيدروكسيد الكالسيوم حضر مسبقاً بشكل دقيق بواسطة ماصة أو مقياس مدرج وضعهما في أرنماير ثم ضع فوقهما مشعر الميتيل أورانج.

ضع محلول حمض كلور الماء (0,1 N) في سحاحة نظيفة وابدأ بمعايرة هيدروكسيد الكالسيوم حتى تغير لون المشعر وحدد الحجم اللازم من (HCl) حتى نهاية المعايرة.

أعد التجربة ثلاث مرات وخذ الحجم اللازم للمعايرة الوسطي.

النتائج والحسابات:

استخدم قانون مور الآتي:

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

إذ يمثل N_1 تركيز (OH^-) في المحلول، و V_1 حجم المحلول المأخوذ 25 ml، و N_2 تركيز الحمض، و V_2 حجم الحمض المستهلك، وتحدد تركيز شوارد الهيدروكسيل ومن

ثم حدد تركيز شوارد الكالسيوم حيث أنها تساوي نصف تركيز شوارد الهيدروكسيل وأوجد الجداء الشاردي، وقارن قيمة K_{sp} التي حصلت عليها مع الجدول الذي لديك (انظر الملحق)؛ حيث إن كل مول من هيدروكسيد الكالسيوم ينحل فإنه يعطي (1 mol) من شاردة الكالسيوم و (2 mol) من شاردة الهيدروكسيد، ومن علاقة ثابت جداء الانحلال نجد أن:

$$K_{sp} = C_{Ca^{2+}} \cdot C_{OH^-}^2$$

ومنه:

$$\frac{C_{OH^-}}{2} = C_{Ca^{2+}}$$

ويمكن إجراء التجربة السابقة وتحديد قيمة K_{sp} لهيدروكسيد الكالسيوم في محلول يحتوي شاردة مشتركة، وملاحظة مقدار تغير جداء الانحلال في هذه الحالة عن التجربة السابقة.

Experiment (2)

التجربة (2)

علاقة تتابع تساقط رواسب المواد ضعيفة الانحلال بقيم جداءات انحلالها

طريقة العمل

خذ أنبوبي اختبار وضع في كل منهما (6-8 قطرات) من محلول نترات الرصاص $0,5 \text{ N K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$ أضف إلى أنبوب الاختبار الأول (6-8 قطرات) من محلول كبريتات الصوديوم $0,5 \text{ N}$ وإلى الأنبوب الآخر أضف الحجم نفسه من محلول كرومات البوتاسيوم . لاحظ تساقط راسب في كل أنبوب اختبار وأشر إلى لونه.

خذ أنبوب اختبار ثالث وضع فيه ثلاث قطرات من محلول كبريتات الصوديوم والحجم نفسه من محلول كرومات البوتاسيوم. حرك المزيج بشكل جيد وأضف إليه قطرتين من محلول نترات الرصاص.

Experiment (1)

التجربة (1)

تحرير المشعر المناسب لكل نوع من أنواع المعايرة:

طريقة العمل

(أ) معايرة أساس قوي بحمض قوي:

- (1) جهاز السحاحة وأملأها بحمض كلور الماء 0.1 نظامي.
- (2) خذ بالميمص (5 مل) من محلول الصود وضئعها في إرلينة المعايرة المغسولة جيداً.
- (3) أضف إلى محلول الصود هذا ثلاث قطرات من مشعر الفينول فتالئين.
- (4) أضف تدريجياً من السحاحة محلول حمض كلور الماء إلى محلول الصود في الإرلينة حتى اللحظة التي ينقلب فيها لون المشعر.
- (5) حدد حجم الحمض الذي سبب بداية انقلاب اللون (الذي أتم التعديل).
- (6) أعد هذه العملية بأخذ (5 مل) أخرى من محلول هيدروكسيد الصوديوم وعابرها بالحمض مستخدماً الفينول فتالئين (مراعياً إضافة الحمض قطرة قطرة عند الاقتراب من نقطة التعادل) وسجل الحجم اللازم للمعايرة.
- (7) أعد عملية المعايرة بأخذ (5 مل) أخرى من كل من محلول الهيدروكسيد والصود مستخدماً مشعر برتقالي الميثيل، وسجل حجم الحمض اللازم للمعايرة.
- (8) استخدم دستور المعايرة الأساسي ($N \cdot V = N' \cdot V'$) لحساب نظامية الأساس المجهول العيار. رتب نتائجك في جدول كالآتي. ما المشعر الأصلى لهذه المعايرة؟

الجدول رقم (1)

رقم التجربة	الحمض	الأساس	المشعر	حجم الحمض	حجم الأساس	عيار الحمض	عيار الأساس
				V_1	V_2	N_1	N_2

6 - 7 تحليل المواد المضادة للحموضة

المواد المضادة للحموضة تركيبات دوائية مختلفة تشترك جميعها بخاصة احتوائها على مواد قلوية التفاعل، أي أنها تضيف على الماء عند حلها صفة قلوية. يحتوي بعضها مثلاً على كربونات الصوديوم أو كربونات الصوديوم الحمضية، أو بعض الأسس الضعيفة كهيدروكسيد المغنيزيوم، وهيدروكسيد الألمنيوم أو أملاح الصوديوم أو البوتاسيوم للحموض العضوية الضعيفة. وقد تحتوي على مواد كيميائية أخرى غير فعالة تقوم بتمديد المادة القلوية الأصلية.

التجربة (2)

Experiment (2)

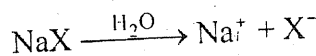
معايرة المواد المضادة للحموضة بطريقة غير مباشرة.

مبدأ التجربة:

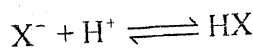
تعديل قلوية الحبة الدوائية بزيادة من حمض معاير، ثم تعديل زيادة الحمض بقلوي معاير بحضور مشعر.

إذا افترضنا أن NaX هو الملح المستعمل في التركيب الدوائي فإن ما يحصل عند ملائمة الدواء للماء هو التالي:

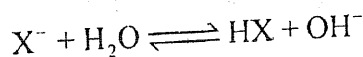
أ- تشرّد الملح:



ب- تفاعل الشاردة السالبة مباشرة مع الحموض الزائدة في المعدة:



أو تفاعل غير مباشر مع الماء منتجة جنور الهيدروكسيل التي تتفاعل بدورها مع الحموضة الزائدة في المعدة:



فالشاردة X^- تقوم بدور مادة قلوية سواء مباشرة أو بصورة غير مباشرة.

هنالك في الصيدليات أصنافاً كثيرة من هذه المواد الدوائية والتي تختلف فيما بينها بقوة قلويتها. والمطلوب معرفة عدد المولات من حمض كلور الماء التي يعادلها 1 غ من المادة الدوائية المفحوصة.

يتم ذلك بوزن المادة المفحوصة وزناً دقيقاً ثم سحقها، ثم حلها في زيادة معلومة من حمض كلور الماء المعلوم التركيز.

تتفاعل المادة القلوية الموجودة في الحبة مع ما يكافئها من الحمض، وتعاير الزيادة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم المعلوم التركيز فيكون عندها:

$$n = n_{\text{HCl}} - n_{\text{NaOH}}$$

إذا يمثل n عدد مولات حمض كلور الماء المعدلة للحبة الدوائية، و n_{HCl} عدد مولات حمض كلور الماء الكلية، و n_{NaOH} عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم؛ أي أن:

$$n = n_{\text{HCl}} - n_{\text{NaOH}} = \frac{N \cdot V}{1000} - \frac{N' \cdot V'}{1000}$$

إذ تمثل N النظامية، و V الحجم.

وبما أن وزن الحبة الدوائية معلوم فيكون معرفة عدد مولات حمض كلور الماء المعدلة لـ 1 غ من المادة الدوائية.

مثال: حل 1,5 غ من حبة دوائية في 30 مل من محلول حمض كلور الماء 2 جزيئي غرامي، ثم عویرت زيادة الحمض بمحلول هيدروكسيد الصوديوم 3 جزيئي غرامي، فلزم للوصول إلى نقطة التعادل 10 مل من ماءات الصوديوم، احسب عدد مولات حمض كلور الماء التي تعدل 1 غ من الحبة الدوائية.

الحل: بتطبيق العلاقة السابقة نجد:

$$\begin{aligned} n &= n_{\text{HCl}} - n_{\text{NaOH}} = \frac{N \cdot V}{1000} - \frac{N' \cdot V'}{1000} \\ &= \frac{30.2}{1000} - \frac{10.3}{1000} = \frac{30}{1000} = 0,03 \text{ مولا} \end{aligned}$$

كل 1,5 غ حبة دوائية تعدل 0,03 مولا من HCl

كل 1 غ حبة دوائية تعدل 0,03 مولا من HCl

وبذلك فإن:

$$س = \frac{0.03 \times 1}{1.5} = 0.02 \text{ مولاً من HCl}$$

أدوات التجربة وموادها:

إرلينة معايرة سعتها 200 مل، وسحاحة، وحبوب مختارة من تحضيرات مختلفة من مضادات الحموضة، ومحلول حمض كلور الماء عياره 2 جزيئي غرامي، ومحلول هيدروكسيد الصوديوم عياره 2 جزيئي غرامي، ومشعر الفينول فتالئين.

طريقة العمل

اسحق حبة واحدة من أحد الأدوية المضادة لحموضة المعدة، وزن المسحوق بدقة وضعه في إرلينة المعايرة.

حل هذا المسحوق في 30 مل من محلول حمض كلور الماء 2 جزيئي غرامي. أضف من 2 إلى 3 قطرات من مشعر الفينول فتالئين، وعابر بمحلول هيدروكسيد الصوديوم 2 جزيئي غرامي حتى تغير لون المشعر. أعد التجربة من أجل كل نوع دوائي تطلب مقارنة تأثيره. واحسب درجة الحموضة pH لكل نوع.

7 - 4 التجارب العملية لمعايرات الأكسدة والإرجاع

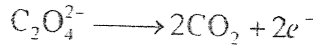
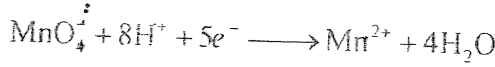
Experiment (1)

التجربة (1)

معايرة حمض الأوكزاليك بواسطة برمنغنات البوتاسيوم

طريقة العمل

يستند مبدأ المعايرة على التفاعلين النصفين الآتيين:



1. ضع محلول برمنغنات البوتاسيوم ذي التركيز 0.1 N في السحاحة (بعد غسلها جيداً بالماء العادي، والماء المقطر، ثم بمحلول KMnO_4).
2. خذ حجماً قدره 5 mL من محلول حمض الأوكزاليك، وضعه في أرلنماير، ثم أضف إليه 20 mL من حمض الكبريت ذي التركيز 0.1 N، وسخن المزيج حتى الدرجة 60°C .
3. أضف محلول برمنغنات البوتاسيوم من السحاحة تدريجياً وبيطء مع التحريك المستمر. توقف عن الإضافة عندما يصبح لون المزيج زهري فاتح، وهذا ما يدل على انتهاء التفاعل.
4. سجل حجم برمنغنات البوتاسيوم الذي استهلك في المعايرة، وليكن V.
3. احسب نظامية محلول حمض الأوكزاليك، وتركيزه بالمول/لتر.

Experiment (2)

التجربة (2)

معايرة الماء الأكسجيني بواسطة برمنغنات البوتاسيوم

طريقة العمل

يستند مبدأ المعايرة على التفاعلين النصفين الآتيين:

