

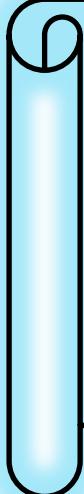
كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الاولى



٩



المادة : كيمياء عامة ٢

المحاضرة : نوطة/عملي /

{{{ A to Z مكتبة }}}
A to Z Library

Maktabat A to Z
Maktabat A to Z



كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

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

١٣

التجربة (2)

Experiment (2)

تعيين احتلالية ملح

الأدوات الازمة: بيسير سعة 50 cm^3 ، بيسير صغير، وبيسير سعة 250 cm^3 ، وحمام مائي.

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

طريقة العمل

زن جفنة البورسلان ولتكن m_1 وزن هذه الجفنة، ضع 10 cm^3 ماء في بيسير وحل فيه كمية من ملح الطعام NaCl حتى الإشباع. صب المحلول المتبقي في جفنة البورسلان. زن الجفنة مع المحلول المتبقي، ولتكن m_2 وزن المجموع. بخر بعد ذلك الماء الموجود في الجفنة على لهب هادئ فوق شبكة أزبستوس، بحيث لا تدع مجالاً للبلورات الملح بالتطاير، وزن الجفنة مع بلورات الملح المتبقية، الراسبة فيها. - بعد التأكد من التبخر الكامل لجزيئات الماء ولتكن 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 الملح m_B من العلاقة: $m_A - m_s$

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

العلاقة:

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

في درجة حرارة ${}^\circ\text{C}$

التجربة (3)

Experiment (3)

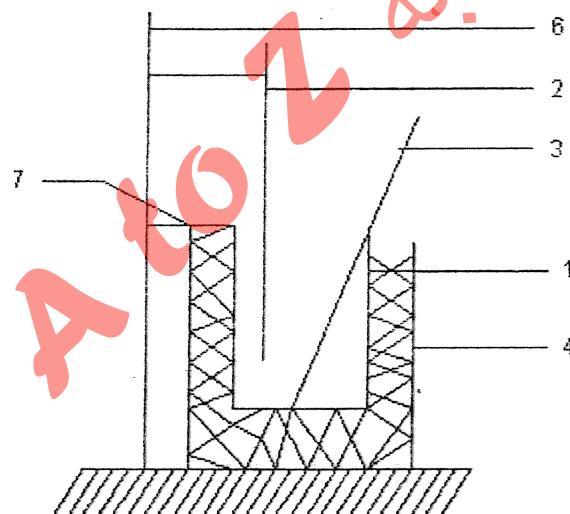
تعيين الوزن الجزيئي الغرامي لمادة منحلة في الماء

بطريقة الانخفاض في درجة التجمد

الأدوات الازمة: بيسر سعة 200 cm^3 - بيسر صغير، و ميزان حرارة، و قضيب تحرير، و بيسر سعة 600 cm^3 ، و بيسر كبير، و اسطوانة مدرجة سعة 100 cm^3 ، و حامل حديدي، و ماسك معدني.

المواد الازمة: مادة غير كهروليستية غليسرين أو الدهيد الخل، ومزيج مبرد: ثلج مع ماء مع ملح كلوريد الصوديوم، و - ماء مقطر.

تركيب الأدوات: نهائاً وتركيب 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 البيسر الصغير النظيف (1) في البيسر الكبير (4) الحاوي على مزيج مبرد كما هو مبين في الشكل (1-2) بواسطة حلقة معدنية، ضع في البيسر الصغير

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

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

طريقة الحساب:

بحسب الوزن الجزيئي الغرامي للمادة غير الكهربائية 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 = $1,858 \text{ Kg} \cdot \text{K} \cdot \text{mol}^{-1}$ ، وزن المادة المنحلة $m_2 - m_1$ ، و Δt_f انخفاض درجة التجمد $t_1 - t_2$ ، وزن المحلول، وزن محلل، ويمكن اعتبارها 100 g.

Experiment (4)

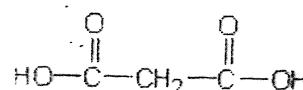
التجربة (4)

تعيين الوزن الجزيئي الغرامي لمادة منحلية في الماء بطريقة

الارتفاع في درجة الغليان

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

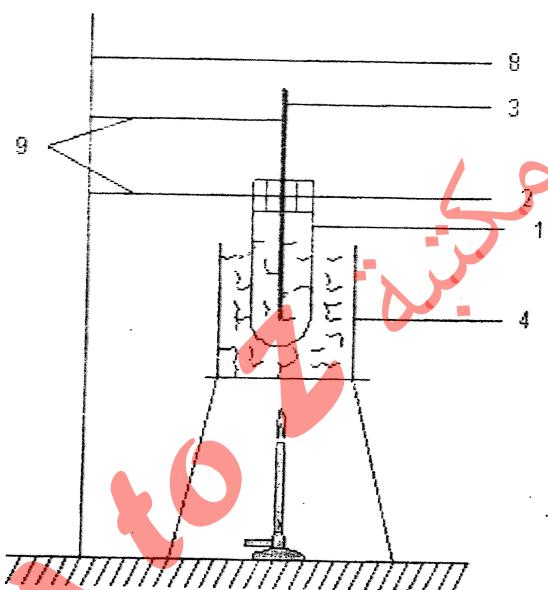
المواد الازمة: حمض الكهرباء (حمض ايتان ثانوي الكربيوكسيل - 1، 2):



وماء مقطر.

تركيب الأدوات:

نهايا 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 الزئبق فيه مغمور في الماء.
ثبت أنبوب الاختبار (1) في البישير (4)- بواسطة ملقط حديدي الحاوي على
غليسيرين، والمتواجد على جهاز التسخين (7).

سخن البישر ورافق 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 البישر ورافق ازدياد درجة الحرارة، اقرأ وسجل درجة الحرارة عند ملاحظتك غليان المحلول، ولتكن t_2 ، ثم أوقف التسخين.

طريقة الحساب:

بحسب 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، $0,51 \text{ Kg}^\circ \text{K} \cdot \text{mol}^{-1}$ ، و m_i وزن المادة المنحلة g، و Δt_b ازدياد درجة الغليان $t_2 - t_1$ ، و m وزن المحلول، و $m - m_i$ وزن محلل، ويمكن اعتباره g .50

أو بالشكل الشاردي:



2. في أي من الأنبوبين يسير هذا التفاعل بسرعة أكبر؟. كيف تفسر إرجاع
برمغات البوتاسيوم في الأنبوب الحاوي على شوارد المغنيز Mn^{2+} . تتبع خلال
ثلاث دقائق تغير سرعة التفاعل في الأنبوب الثاني الذي لم تضاف إليه شوارد المغنيز
 Mn^{2+} . كيف تتم 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 $(4\text{N})\text{HNO}_3$ ، $(4\text{N})\text{HCl}$ ، $(4\text{N})\text{H}_2\text{SO}_4$ ، $(4\text{N})\text{HgCl}_2$ ثم ضع في كل منها شريطًا من المغنزيوم. قارن سرعة التفاعل في الأنابيب الأربع وسجل ملاحظاتك.
2. خذ ثلاثة أنابيب اختبار نظيفة يحوي كل منها (1 ml) من محلول حمض كلور الماء (4N)، أضف إلى الأنبوب الأول برادة من النحاس وإلى الثاني برادة من التوتين وإلى الثالث برادة المغنزيوم، قارن سرعة التفاعل في الأنابيب الثلاث ثم سجل ملاحظاتك.

Experiment (5)

التجربة (5)

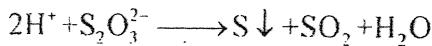
تفاعل ثيوکبریتات الصوديوم مع حمض

الأدوات والمواد الازمة:

- أرنامير سعة 100 mL، وببشر سعة 200 mL، وميقاتية، وميزان حرارة، ومصباح بنزن، وشبكة أسبستوس، وماصة.

- محلول حمض كلور الماء 2N أو محلول حمض الكبريت 2N ، محلول ثيوسulfات الصوديوم $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ المحضر بحل 40 g منه في لیتر من الماء.

ينمثل التفاعل بين الحمض والثيوسulfات بالمعادلة التالية:



طريقة العمل

1. ارسم إشارة ما بخط عريض على ورق أبيض وضعها على الطاولة.
2. ضع 10 ml من محلول ثيوسulfات الصوديوم في الأرلنماير، وأضف 40 ml من الماء وسخن بهدوء إذا كان ذلك ضروريًا حتى تصل درجة حرارة المزيج إلى حوالي $^{\circ}\text{C} 25$ ، واترك ميزان الحرارة في الأرلنماير.
3. أضف الآن 5 ml من محلول حمض كلور الماء 2N أو حمض الكبريت 2N وحرك المزيج بسرعة واضغط على الميقاتية.
4. ضع الأرلنماير فوق الإشارة المرسومة وانتظر إلى الإشارة من الأعلى وعبر المزيج، وأوقف الميقاتية لحظة اختفاء الإشارة تماماً لدى تشكيل العكر الذي هو الراسب $\downarrow \text{S}$.
5. سجل الزمن اللازم لاختفاء الإشارة وسجل درجة حرارة المزيج.
6. كرر التجربة مستخدماً الكميات نفسها ولكن بعد تسخين محلول ثيوالسلفات والماء قليلاً فوق الدرجات $^{\circ}\text{C} 60, 50, 40$.
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.

3-13 المركبة الكيميائية (2)

Experiment (6)

التجربة (6)

تحديد مرتبة تفاعل الثيوکبريتات مع حمض كلور الماء

مقدمة:

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

تناسب سرعة التفاعل الكيميائي طرداً مع تركيز مادة متفاعلة أو أكثر، وهذا يلاحظ تجريبياً أن سرعة التفاعل تتناقص مع تقدم التفاعل لأن تركيز المواد المتفاعلة يتناقص باستمرار أثناء ذلك.

لدرس 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، فلنا أن التفاعل المعطى هو من المرتبة الأولى بالنسبة لـ A .

أما إذا وجد أن التناسب هو من الدرجة الثانية أي:

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

فلنا إن التفاعل هو من المرتبة الثانية بالنسبة لـ A .

وأخيراً إذا كان التناسب من الدرجة الأولى لجاء تركيز كل من A و B أي:

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

فإن 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 حركة التفاعل التالي:



(شرسية التيوکبریتات)

يتم تحديد سرعة التفاعل في هذه الدراسة بتحديد الزمن اللازم لترسيب مقدار معين من الكبريت الحر. وبما أننا سنثبت المقدار المترب 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 طرداً مع مقلوب الزمن المذكور). وهذا وسندرس تغير سرعة التفاعل هذه بتغيير تركيز المواد المتفاعلة، ومن ثم سنعين مرتبة التفاعل المدروس بالاعتماد على النتائج التي سنحصل عليها.

لرمز إلى تركيز التيوکبریتات في الزمن t بالرمز C ، فتكون سرعة التفاعل

عندئذ مساوية إلى $dC/dt = v$ ويكون لدينا وبالتالي:

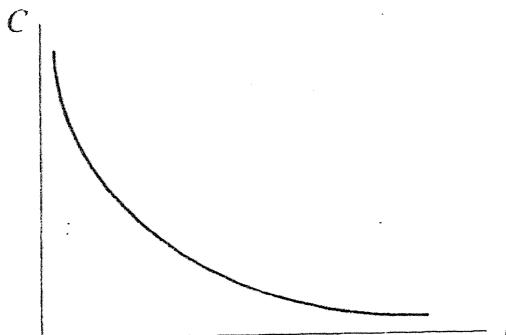
$$-\frac{dC}{dt} = k \cdot C^a = v$$

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

$$\ln \frac{C}{C_0} = -k \cdot t$$

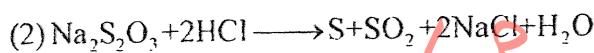
وهكذا عند رسم التركيز C بدلالة الزمن t نحصل على منحنى يماثل المنحنى

في الشكل (1).



الشكل (1)

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



الشكل (2)

و عند أخذ لوغاريتم طرفي العلاقة السابقة نحصل على:

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

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

لتر من الآن إلى تركيز حمض كلور الماء في التفاعل المعطى وفي الزمن t

بالرمز 'C'، يمكننا استناداً إلى ما سبق كتابة العلاقة:

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

فإذا كان التفاعل المعطى تفاعلاً من المرتبة صفر بالنسبة لحمض لكور الماء كان

$a = 0$) وغدت المعادلة السابقة كما يلى:

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

أي أن سرعة التفاعل تبقى ثابتة مهما تغير التركيز^(٣)، وتغدو العلاقة كما يلي:

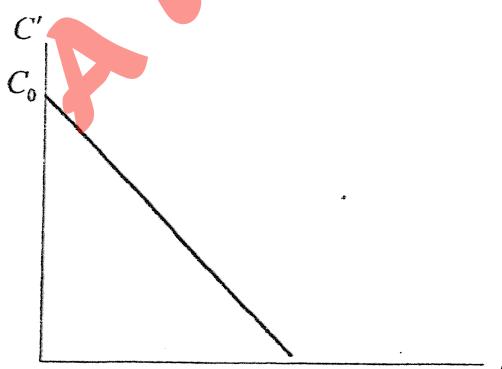
$$-dC' = k'dl$$

و بمكالمتها نحصل على:

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

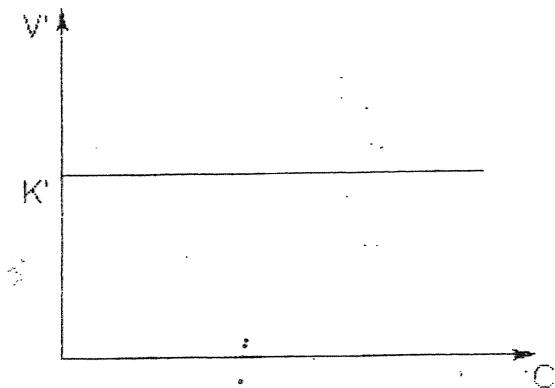
وهكذا عند رسم التركيز C بدلالة الزمن / نحصل على خط مستقيم يساوي ميله

• (3) الشكل ($-k'$)



(3) الشكل

أما عند رسم التركيز C بدلالة السرعة فإننا نحصل على خط مستقيم يوازي محور التركيز وبعد عنده 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 ميقانية، و 35 مل حمض كلور الماء تركيزه 3 جزيئي غرامي، و 125 مل تيوکبریتات الصودیوم تركيزه 0,15 جزيئي غرامي.

طريقة العمل

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

(ب) أعد التجربة مثباً تركيز التيوکبریتات، ومغيراً تركيز الحمض كما هو في الجدول التالي (ب).

النتائج والحسابات:

(1) احسب السرعة (الزمن/1) من أجل كل تركيز من تراكيز التيوکبریتات وتركيز الحمض.

الجدول (أ): تفاعل حمض كلور الماء مع تركيزات مختلفة من تيوكربيريات الصوديوم

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

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

(2) ارسم الخط البياني الدال على:

- أ) تغير لوغاریتم السرعة بدلالة لوغاریتم تركيز التيوكربيريات.
- 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) التيوكربيريات.
- ب) الحمض.

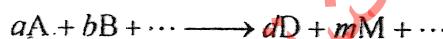
الفصل الرابع

مبدأ لوشا توقيه وانزياح

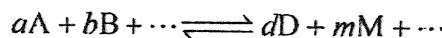
التوازن الكيميائي

١ - مقدمة

لو فمنا بإجراء التفاعل التالي:



لوجدنا أنه ليس هناك ما يمنع المواد الناتجة من التفاعل فيما بينها عندما يزداد تركيزها في الجملة المتفاعلة وتتوافق لها طاقة التنشيط الضرورية لتحول إلى تشكيل المواد الداخلة في التفاعل ثانيةً. ويمكن أن تزداد سرعة هذا التفاعل المعاكس بزيادة تركيز المواد الداخلة فيه إلى أن تأتي تلك اللحظة التي تتساوى فيها سرعة التفاعل المباشر وسرعة التفاعل العكسي ليتحقق حينذاك 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 الجزئية للمواد الناتجة عن التفاعل إلى جداء التراكيز الجزئية للمواد الداخلة في التفاعل عند التوازن يساوي مقداراً 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 ينزعج في الاتجاه الذي يؤدي إلى إضعاف التأثير الخارجي المسبب للتغير بحالة التوازن. وسوف نقوم بإجراء بعض التجارب التي تثبت صحة مبدأ لوشاتوليه.

4 - 2 التجارب العملية

الأجهزة والمواد اللازمة:

بيasher، وأنابيب اختبار، وقضبان زجاجية، وأنبوب على شكل حرف U، وسدادتان لنهايتي الأنابيب، ومحلول كلوريد الحديد $N\ 0,0025$ ، ومحلول ثيوسيانات البوتاسيوم $N\ 0,0025$ ، وملح نترات الرصاص، وثلج، ومحلول كرومات أو ثائي كرومات البوتاسيوم، ومحلول حمضي، ومحلول قلوي، ومحلول نترات الكوبالت $0,5\ M$ ، ومحلول ثيوسيانات البوتاسيوم $M\ 6$ ، ومحلول حمض كلور الماء $M\ 6$.

Experiment (1)

التجربة (1)

تأثير تغير التراكيز في انتزاع التوازن

طريقة العمل

آ - 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 $N\ 0,002$ وثيوسيانات البوتاسيوم $KSCN$ أو ثيوسيانات الأمونيوم ذي التركيز $N\ 0,002$. حرك الأنابيب بهدوء لتمتزج 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. وتباعاً 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 بذرة صغيرة تزن 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 إضافة:

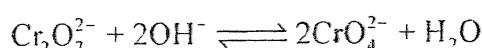
1- كلوريد الحديد.

2- ثيوسيانات البوتاسيوم.

3- كلوريد البوتاسيوم.

بـ التوازن بين شارتي الكرومات وشائي الكرومات:

إن المحلول المحضر عن طريق إذابة ملح تدخل فيه شاردة الكرومات $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ سيحتوي على هاتين الشارتين معاً. إلا أن وسط الحلول إن كان قلرياً فإن الشاردة الأولى هي التي ستكون السائدة. وعلى العكس من ذلك فسنجد أن المحلول إن كان حمضيأً 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 منها 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 شائي 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 الأنابيبين علماً بأن لون الشوارد CrO_4^{2-} ليموني. وأن لون الشوارد $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ برتقالي؟ أضف إلى الأنابيب الثانية بضع قطرات من محلول الحمض ولا حظ تغير اللون. لماذا حصل هذا التغير.

Experiment (2)

التجربة (2)

تأثير تغير درجة الحرارة في انزياح التوازن

مقدمة:

يتضاعف ثاني أوكسيد الأزوت متحولاً إلى رباعي أوكسيد الأزوت 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.

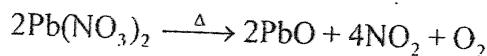
الأدوات والمواد الازمة:

أنابيب اختبار مع سداده مطاطية، ببشير سعة 500 ml، وملح نترات الرصاص $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ، وثاني أوكسيد الأزوت NO_2 ، وملح الطعام.

طريقة العمل:

يحضر ثاني أوكسيد الأزوت من تفاعل تفكك نترات الرصاص حرارياً حسب

المعاللة:



يجب أن يجري هذا التفاعل تحت ساحبة الهواء.

أو يحضر من تفاعل معدن النحاس مع حمض الأزوت HNO_3 وتحت ساحبة الهواء أيضاً، إذ يتم تقطيع الحمض HNO_3 قطرة قطرة بوساطة قصع تقطيع فوق النحاس المتواضع في أرناميلر متصل مع أنبوب اطلاق حيث يخرج منه NO_2 الناتج عن التفاعل حسب المعادلة:



- املاً أنبوب اختبار بغاز ثاني أوكسيد الأزوت المنطلق ثمأغلق الأنبوب بوساطة سادة مطاطية، لاحظ لون الغاز.
- ضع أنبوب في البישر الحاوي على المحول المبرد (مزيج من السليج وملح الطعام وماء) بحيث ينغرم 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 أوكسيد ورباعي أولوكسيد الأزوت عند التسخين وعند التبريد. علل سبب هذا الانزياح حسب مبدأ لوشاونبيه.

5 - التجارب العلمية

المواد والأدوات اللازمة:

محلول متشبع من هيدروكسيد الكالسيوم، ومشعر ميتيل أورانج، وحمض كلور الماء N 0,1، وسحاحة، وأرلنماير، ماصة أو مقياس مدرج، وأنابيب لختبار، ونترات الرصاص N 0,5، وكبريات الصوديوم N 0,5، ومحول كرومات البوتاسيوم N 0,5 N، وكبريات الحديد N 0,5، وكبريات النحاس N 0,5، وكربونات الأمونيوم أو الصوديوم N 0,5، وحمض كلور الماء N 2.

Experiment (1)

التجربة (1)

تحديد قيمة جداء الانحلال لکهربايت ضعيف

طريقة العمل

خذ (25 ml) من محلول متشبع لـ هيدروكسيد الكالسيوم حضر مسبقاً بشكل دقيق بواسطة ماصة أو مقياس مدرج وضعهما في أرلنماير ثم ضع فوقهما مشعر الميتيل أورانج.

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

أعد التجربة ثلاثة مرات وخذ الحجم اللازم للمعايرة الوسطي.

النتائج والمسابقات:

استخدم قانون فورنوري الآتي:

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

إذ يمثل N_1 تركيز (OH^-) في محلول، و V_1 حجم محلول 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 لستيك (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 يحوي شاردة مشتركة، وملحوظة 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 أنبوب اختبار وضع في كل منها (6-8 قطرات) من محلول نترات الرصاص $0.5\text{ N } K_2Cr_2O_7$ أضف إلى أنبوب الاختبار الأول (6-8 قطرات) من محلول كبريتات الصوديوم $N 0.5$ وإلى الأنابيب الآخر أضف الحجم نفسه من محلول كرومات البوتاسيوم ، لاحظ تساقط راسب في كل أنبوب اختبار وأشار إلى لونه.

خذ أنبوب اختبار ثالث وضع فيه ثلاثة 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)

تحrir المشعر المناسب لكل نوع من أنواع المعايرة:

طريقة العمل

(آ) معايرة أساس قوي بحمض قوي:

- 1) جهز الساحة وأملأها بحمض كلور الماء 0.1 نظامي.
- 2) خذ بالمخص (5 مل) من محلول الصود وضئنها في إرلينية المعايرة المغسولة جيداً.
- 3) أضيف إلى محلول الصود هذا ثلاثة قطرات من مشعر الفينول فتالثين.
- 4) أضيف تدريجياً من الساحة محلول حمض كلور الماء إلى محلول الصود في الإرلينية حتى النقطة التي ينقلب فيها لون المشعر.
- 5) حدد حجم الحمض الذي سبب بداية انقلاب اللون (الذي ألم التعديل).
- 6) أعد هذه العملية بأخذ (5 مل) آخر من محلول هيدروكسيد الصوديوم وعاليها بالحمض مستخدماً الفينول فتالثين (مراعيأً إضافة الحمض قطرة قطرة عند الاقتراب من نقطة التعادل) وسجل الحجم اللازم للمعايرة.
- 7) أعد عملية المعايرة بأخذ (5 مل) آخر من كل من محلول الهيدروكسيد والصود مستخدماً مشعر برتقالي الميتيل، 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 كالتالي. ما المشعر الأصلح لهذه المعايرة؟

الجدول رقم (1)

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

6 - 7 تحليل المواد المضادة للحموضة

المواد المضادة للحموضة تركيبات دوائية مختلفة تشتراك جميعها بخاصة احتواها على مواد قلوية التفاعل، أي أنها تضفي على الماء عند حلها صفة قلوية. يحتوي بعضها مثلاً على كربونات الصوديوم أو كربونات الصوديوم الحمضية، أو بعض الأسس الضعيفة كهيدروكسيد المغذب يوم، وهيدروكسيد الالمنيوم أو أملاح الصوديوم أو البوتاسيوم للحموض العضوية الضعيفة. وقد تحتوي على مواد كيماوية أخرى غير فعالة تقوم بتتميد المادة القلوية الأصلية.

2

التجربة (2)

Experiment (2)

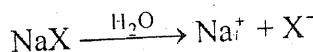
معايير المواد المضادة للحموضة بطريقة غير مباشرة.

مبدأ التجربة:

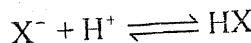
تعديل قلوية الحبة الدوائية بزيادة من حمض معاير، ثم تعديل زيادة الحمض بقلوي معاير بحضور مشعر.

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

A - تشرد الملح:



B - تفاعل الشاردة السالبة مباشرةً مع الحموض الزائدة في المعدة:



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



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

هناك في الصيدليات أصنافاً كثيرة من هذه المواد الدوائية والتي تختلف فيما بينها بقعة قلويتها. والمطلوب معرفة عدد المولات من حمض كلور الماء التي يعدلها 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.

تفاعل المادة القلوية الموجودة في الحبة مع ما يكافئها من الحمض، وتعابر 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 النظمية، 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 جزئي غرامي، ثم عويرت زيادة الحمض بمحلول هيدروكسيد الصوديوم 3 جزئي 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:

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

$$= \frac{30.2}{1000} - \frac{10.3}{1000} = \frac{30}{1000} = 0.03$$

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

كل 1 غ حبة دوائية تعدل س مولاً من HCl

وبذلك فإن:

$$س = \frac{0,03 \times 1}{1,5} = 0,02 \text{ مول من HCl}$$

أدوات التجربة وموادها:

إرلينية معايرة سعتها 200 مل، وساحة، وحجب مختارة من تحضيرات مختلفة من مضادات الحموضة، ومحلول حمض كلور الماء عياره 2 جزيئي غرامي، ومحلول هيدروكسيد الصوديوم عياره 2 جزيئي غرامي، ومشعر الفينول فتالين.

طريقة العمل

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

حل هذا المسحوق في 30 مل من محلول حمض كلور الماء 2 جزيئي غرامي. أضف من 2 إلى 3 قطرات من مشعر الفينول فتالين، وعالي 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 والأرجاع

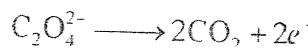
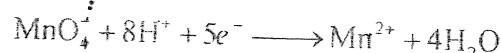
Experiment (1)

التجربة (1)

معايرة حمض الأوكزاليك بوساطة برمغنتات البوتاسيوم

طريقة العمل

يستند مبدأ المعايرة على التفاعلين النصفين الآتيين:



1. ضع محلول برمغنتات البوتاسيوم ذي التركيز N 0.1 في الساحة (بعد غسلها جيداً بالماء العادي، والماء المقطر، ثم بمحلول KMnO₄).
- 2.خذ حجماً قدره 5 mL من محلول حمض الأوكزاليك، ووضعه في أرناميير، ثم أضف إليه 20 mL من حمض الكبريت ذي التركيز N 0.1، وسخن المزيج حتى الدرجة 60 °C.
3. أضف محلول برمغنتات البوتاسيوم من الساحة تدريجياً وبيطئاً مع التحريك المستمر. توقف عن الإضافة عندما يصبح لون المزيج زهري فاتح، وهذا ما يدل على انتهاء التفاعل.
4. سجل حجم برمغنتات البوتاسيوم الذي استهلك في المعايرة، وليكن V.
3. احسب نظامية محلول حمض الأوكزاليك، وتركيزه بالمول/لتر.

Experiment (2)

التجربة (2)

معايرة الماء الأكسجيني بوساطة برمغنتات البوتاسيوم

طريقة العمل

يستند مبدأ المعايرة على التفاعلين النصفين الآتيين:

