الكيمياء للمهندسين (القسم العملي)

وقل رب زدني علما
جامعة دمشق
Damascus University

منشورات جامعة دمشق
كلية الهندسة المدنية

الكيمياء للمهندسين
القسم العملي

الدكتور غسان التخين
أستاذ في قسم العلوم الأساسية

الدكتور هاني طالب
أستاذ في قسم العلوم الأساسية

ندى الشعال
قائمة بالأعمال في
قسم العلوم الأساسية

جامعة دمشق

١٤٣٦ - ١٤٣٧هـ
٢٠١٦ - ٢٠١٧م

وقل رب زدني علما
جامعة دمشق
Damascus University

فهرس

المقدمة ..... – 7 -

الفصل الأول ..... -٩-

قواعد وتوصيات الأمان في المخبر..... – 11 -

الفصل الثاني ..... -١٥-

الأدوات المخبرية المستعملة..... - 17 -

الفصل الثالث ..... -٢١-

المـــحاليـــل ..... - 23 -

العلاقة بين التراكيز..... - 30 -

آلية تحضير المحاليل بتركيز معين وتمديدها..... - 33 -

الكواشف الملونة ..... - 38 -

الفصل الرابع التجارب ..... -٤١-

حرارة (أنتالبية)تعديل الحموض مع الأسس..... - 43 -

المعايرة الحجمية (1)..... - 48 -

المعايرة الحجمية (2)..... - 52 -

قساوة الماء وتحديد درجة قساوة الماء..... - 57 -

معايرات الأكسدة والإرجاع..... - 62 -

معايرة محلول كبريتات الحديدي النشادرية ..... - 64 -

تعيين النسبة المئوية لمزيج صلب (تحديد نسبة أملاح الكربونات) ..... - 68 -

تعيين تركيز شاردة الكبريتات في محلول مائي..... - 73 -

ثابت جداء الانحلال للأملاح الصعبة الانحلال..... - 78 -

حساب انحلالية ماءات الكالسيوم..... - 80 -

حساب الانحلالية بوجود شاردة مشتركة هي Ca^{2+} ..... - 81 -

حساب الانحلالية بوجود الشاردة المشتركة هي OH^- ..... - 81 -
سرعة التفاعلات الكيميائية ..... – 83 -
التجربة (١) تحديد سرعة ومرتبة التفاعل ..... – 83 -
التجربة (٢) تحديد سرعة ومرتبة التفاعل ..... – 83 -
حرارة انحلال ملح في الماء ..... - 89 -
قانون بييـــر ــ لامبـــرت ..... - 93 -
قانون هيس ..... - 102 -
قلويـــــة الأســـمنت ..... - 106 -
قياس التغير في الطاقة الحرة القياسية ΔG° ..... - 110 -
التحليل الكيفي لبعض الشوارد ..... - 115 -
الأثر الكيميائي للتيار الكهربائي ..... - 121 -
الخلايا الغلفانية (الكهركيميائية) وقياس قوتها المحركة (E) ..... - 125 -
الناقلية الكهربائية للمحاليل ..... - 130 -
تحديد عامل التوزع α ..... - 134 -
أسئلة ومسائل ..... - 139 -
الفصل الخامس الجداول ..... -١٤٥-
جدول بقيم بعض الثوابت الفيزيائية ..... -147 -
جدول العناصر المعروفة وكتلها الذرية النسبية ..... - 148 -
جدول السعة الحرارية النوعية لبعض المواد ..... - 150 -
جدول انحلال بعض المواد في الماء في درجات حرارة مختلفة ..... - 151 -
جدول كمون الإرجاع القياسي لبعض المواد في محاليلها المائية ..... - 152 -
جدول ثوابت جداء الانحلال ..... - 155 -
جدول المصطلحات العلمية ..... – 157 -
الجدول الدوري للعناصر الكيميائية ..... - 160 -

مُقَدِّمَة

يهدف منهاج الكيمياء العملية للمهندسين إلى زيادة إلمام الطالب بالجوانب التجريبية العملية ، وتنمية قدراتهم على القيام ببعض التجارب الكيميائية ، والتدرب على الاستعمال الصحيح للأدوات ، والأجهزة الأساسية المستعملة في التجارب الكيميائية البسيطة .

يتألف الجزء الأول من الكتاب ، من معلومات عامة تتعلق بالسلامة والأمان في العمل المخبري ، يتبعها تعريف بالأدوات المستعملة في التجارب وتوصيفها وتسميتها وكيفية استعمالها . يلي ذلك استعراض أنواع التراكيز للمحاليل الكيميائية، وكيفية حساب كل نوع من التراكيز ، والعلاقات (القوانين) المستخدمة لحساب هذه التراكيز ، وكيفية تحضير محلول بتركيز معين ، بالإضافة إلى التعرف على أسس المعايرة وتطبيقاتها في حساب تركيز محلول مجهول التركيز .

أما الجزء الثاني من الكتاب ، فيشمل مجموعة من التجارب في مواضع مختلفة من الكيمياء مثل عمليات معايرة متنوعة ، وبعض التجارب في الكيمياء الكهربائية والحرارية وغيرها ... وقد روعي في اختيار هذه التجارب أن يكون لبعضها اهتمام خاص للمهندسين ، وأن يكون لها علاقة مباشرة ببعض الجوانب التطبيقية والعملية مثل تحديد درجة قساوة الماء ، والتأكد من الصفة القلوية لناتج تفاعل الأسمنت مع الماء وكذلك معايرة شاردة الكبريتات في محلول مائي التي تسبب نوعاً خطراً من التآكل الكيميائي للخرسانة الأسمنتية .

يوجد في نهاية الكتاب مجموعة من الأسئلة والمسائل (إضافة إلى المسائل المحلولة التي وردت في الجزء الأول) ، تساعد الطالب على تفهم المواضيع المطروحة

بشكل أفضل ، كما أدرجت جداول ببعض الثوابت والجـــدول الـــدوري وقائمـــة بالمصطلحات العلمية باللغة الانكليزية .

نرجو من الله أن يوفقنا في هذا العمل من خلال تحقيق الفائـــدة المرجـــوة في تزويد طلابنا مهندسي المستقبل ، بما يساعدهم على نجاحهم في حياتهم المهنية وما ينتج عن ذلك من خير للوطن الحبيب .

دمشق في ٢٠٠٨/٨/٢٠

المؤلفون

الفصل الأول

قواعد وتوصيات الأمان في المخبر

- مقدمة
- قواعد تتعلق بالطالب المجرب
- قواعد تتعلق بالعمل المخبري

Damascus University

وقل رب زدني علما
جامعة دمشق
Damascus University

قواعد وتوصيات الأمان في المخبر

1- **مقدمة :**

إن التعامل مع المواد الكيميائية يستلزم حذراً وروية ، بسبب ما تتصف بـــه هذه المواد من القدرة على التفاعل مع الأجسام التي تلامسها ، مما قد يسبب ضـــرراً وأذى وخاصة إذا كان التلامس مع جسم الإنسان أو ملابسه ، عدا عن الضرر الناتج عن استنشاق أبخرة بعض المواد التي تؤثر على الجهاز التنفسي وعلى العيون . وعموماً تسبب المواد الكيميائية ، عند التعامل المتهور معها ، حروقاً في الجلد أو تصبغات على الملابس والجلد ، وانطلاق غازات ذات روائح واخزة ، كما أن المواد القابلة للاشتعال قد تسبب حرائق ، لذلك لابد من اتخاذ الاحتياطات اللازمة لتجنب الوقوع في إحدى هذه المشاكل وضرورة التقيد بمضمون التجربة دون المخاطرة بافتعال تجـــارب غـــير مدروسة . ومن هنا جاءت أهمية قواعد الأمان والسلامة في المخبر لما لها من فوائـــد في حماية الطالب من أذى وأضرار هو في غنى عنها . تنقسم قواعد الأمان إلى قـــسمين ، يتعلق القسم الأول بالطالب المجرب ، ويتعلق القسم الثاني بالعمل المخبري .

2- **قواعد الأمان**

2-1- **قواعد تتعلق بالطالب المجرب**

١- يتوجب على الطالب معرفة التجربة المطلوبة منه قبل قدومه إلى المخـــبر ، إذ كلما ازدادت معرفته بالمهمة الموكلة إليه ، قلت نســـبة الأخطـــاء المحتمـــل وقوعها ، وتعد هذه الأخطاء مسؤولة عن نحو 80% من الحوادث التي تقـــع في المخبر ، ويتم ذلك بقراءة وتحضير وتفهم التجربة بشكل جيد قبل الحضور إلى المخبر .

٢- يجب على المجرب أن يرتدي قفازات لليدين طيلة فترة التجربة ، كما يتوجب

عليه ارتداء المعطف الأبيض لحماية الملابس من التلوث الكيميائي .

٣- يجب أن تكون ملابس الطالب سابغة مغطية لكامل الجسم ومصنوعة من خيوط طبيعية لا صنعية ، خالية من الزوائد والحواشي التي قد ترتطم بأدوات العمل المخبري ، فتؤدي إلى انسكاب الحموض أو الأسس على المجرب ، كما يفضل ارتداء حذاء جلدي لا يمتص السوائل في حال انسكابها عرضياً .

٤- بعد الانتهاء من إجراء التجربة ، وخلع القفازات والثوب الأبيض يجب غسل الأيدي بالماء الغزير بشكل جيد زيادة في الحرص والأمان .

٥- في حال حدوث أي تلوث للجلد بالمواد الكيميائية ، يجب غسلها بسرعة وبكمية وفيرة من الماء ، وإبلاغ المشرف المسؤول عن الجلسة.

٦- في حال إصابة العينين أو الجلد ، يمنع منعاً باتاً فركهما قبل صب الماء الغزير عليهما مباشرة .

٧- يمنع الأكل والشرب والمضغ في المخبر منعاً باتاً ، خشية دخول شيء من المواد الكيميائية إلى الجسم ، كما يمنع شم أو لمس أو تذوق أية مادة كيميائية بشكل مباشر .

2 – 2 – قواعد تتعلق بالعمل المخبري

١- يجب مراعاة النظافة والترتيب على طاولة المخبر ، وفي الأدوات المخبرية المستخدمة .

٢- التأكد من اسم المادة التي تتم إضافتها ، وذلك بقراءة ما هو مكتوب على اللصاقة الموجودة على كل عبوة .

٣- الحذر عند تسخين المواد الكيميائية ، والانتباه إلى عدم توجيه فوهة الأنبوب نحو الطالب المجرب ، أو نحو أحد زملائه .

٤- صب السوائل الكيميائية بحذر وبطء وانتباه خشية حدوث اندفاع أو تطاير

للرذاذ .

٥- يجب الانتباه في عمليات المعايرة عند ملء السحاحة ، والتأكد من كونها نظيفة ومغلقة الصنبور .

٦- التعرف على المواد الكيميائية المستخدمة في التجربة ، وذلك بقراءة تفصيلات عن خواصها تجنباً لضررها .

وقل رب زدني علما
Damascus University

الفصل الثاني

الأدوات المخبرية المستعملة

- مقدمة
- أنواع الأدوات المخبرية
- ما يتوجب مراعاته عند استخدام الأدوات المخبرية

Damascus University

وقل رب زدني علما
Damascus University

الأدوات المخبرية المستعملة

2 – 1 – مقدمة

معظم الأدوات المستخدمة مصنوعة من الزجاج وذلك لما يتميز به من :

١- شفافية تسمح بمراقبة التفاعل ، وما يحدث من انطلاق للغاز ، أو تغير للون أو تشكل للراسب .

٢- خمول كيميائي : فهو لا يتفاعل مع المواد الكيميائية أياً كان نوعها .

٣- مقاومة لتغيرات درجة الحرارة – البيركس – نظراً لما قد تتطلبه بعض التفاعلات من تبريد فجائي أو العكس .

2 – 2 – **أنواع الأدوات المخبرية** : وهي ذات أشكال وأحجام متنوعة تبعاً للوظائف التي صممت من أجلها :

2 – 2 – 1 – **أنابيب الاختبار** (*Test Tubes*)

وهي أنابيب زجاجية ذات أقطار وأطوال مختلفة ، تستعمل لإجراء صورة مصغرة عن تفاعل ، أو اختبار أو لوضع نماذج عينات من المواد الكيميائية . الشكل (1)

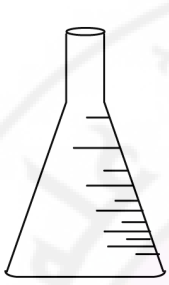
2 – 2 – 2 – **الكأس الزجاجية** – البيشر – (*Beaker*)

وهو وعاء زجاجي ، يتحمل الحرارة مزود بميزابة خاصة ، تساعد على صب السوائل ، له حجوم مختلفة تبعاً لاستخدامه . وهو مرقم بتدريجات تقريبية ، تعطي فكرة عن حجم السائل المحتوى ، ولا يجوز استخدامه لقياس حجم دقيق من السائل . يستعمل لإجراء تفاعل أو مزج مادتين أو صبّ مواد كيميائية . الشكل (2)

2 – 2 – 3 – **الدورق المخروطي** – الأرلينة – (*Erlenmyer*)

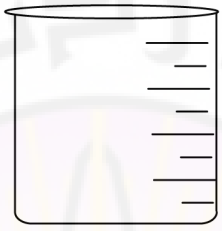
وهو وعاء زجاجي مخروطي الشكل فتحته العليا ضيقة ، تسمح بتحريك السوائل في

داخلها دون حدوث انسكاب ، أو تطاير للرذاذ خارج الوعاء . يستخدم في عمليات المعايرة وله حجوم مختلفة ، وهو مرقم بتدريجات تقريبية تعطي فكرة عن حجم السائل الموضوع فيها دون القدرة على قياس الحجوم الدقيقة . الشكل (3)



دورق مخروطي

الشكل (3)



كأس زجاجية

الشكل (2)



أنبوب اختبار

الشكل (1)

2 – 2 – 4 – **الدورق الحجمي** – بالون المعايرة (*Volumetric Flask*)

وهو وعاء زجاجي كروي الشكل له عنق ضيق مرسوم عليه خط ، يشير إلى ارتفاع السائل الموافق للحجم المكتوب على الدورق ، وهو ذو دقة عالية يستخدم في عمليات تحضير المحاليل وله حجوم مختلفة . الشكل (4)

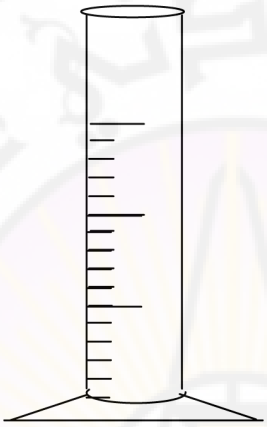
2 – 2 – 5 – **الأسطوانة المدرجة** – المقياس المدرج – (*Graduated Cylinder*)

وهو أنبوبة أسطوانية زجاجية سميكة الجدران مدرجة ، ترتكز على قاعدة دائرية عريضة مسطحة لحفظ توازن الأنبوبة ، ولها في أعلاها ميزابة تساعد في سكب السوائل . وهي لا تستخدم من أجل قياس حجوم تدخل في حسابات المعايرة ، ولكنها تستخدم من أجل أخذ حجوم تقريبية . الشكل (5)

2 – 2 – 6 – **السحاحة** (*Burette*)

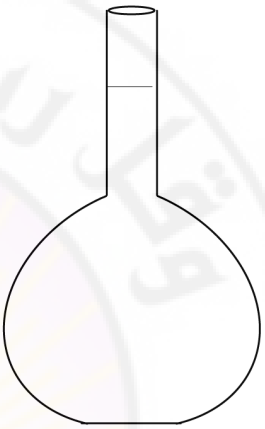
وهي أنبوبة زجاجية مفتوحة من الطرفين ، ينتهي طرفها الأسفل باستطالة دقيقة

مُركّبٌ عليها صنبور من الزجاج ، يسمح بتنقيط السائل بشكل دقيق ، تُدرّج السحاحة بالسنتيمتر المكعب $1\ m\ell = 1\ cm^3$ وبأعشاره $0.1\ cm^3$. ويكون صفر



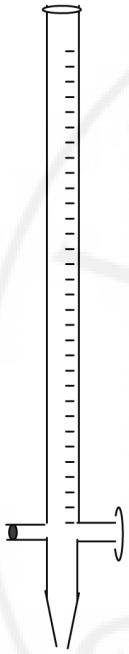
اسطوانة مدرجة

الشكل



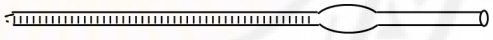
بالون معايرة

الشكل (4)



سحاحة

الشكل (6)



ممص

الشكل (7)

التدريج في أعلى السحاحة ، ولها حجوم مختلفة ؛ الأكثر استخداماً هي $25\ m\ell$ و $50\ m\ell$. تستخدم لتحديد حجم السائل المضاف في عملية المعايرة وهي ذات دقة عالية . الشكل (6)

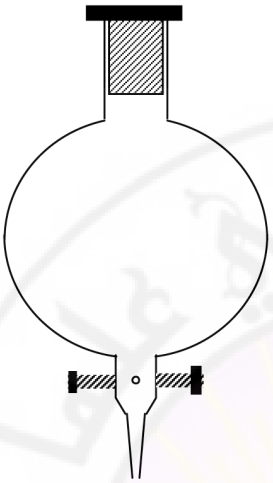
2 – 2 – 7 – **الممص** (*pipet*)

وهو أنبوب زجاجي مفتوح من الطرفين بعض أنواعه مرقم ، وهو ذو حجوم مختلفة

يستخدم لأخذ كمية محدودة ودقيقة من السائل . الشكل (7)

2 – 2 – 8 – قمع الفصل

وهو وعاء كروي ، أو مخروطي مجهز بصنبور مماثل لصنبور السحاحة ، وله فوهة علوية مع سدادة ، يستعمل لفصل سائلين غير قابلين للامتزاج ، ويتم ذلك بوضعه على حامل حلقي ، ثم فتح الصنبور لسحب السائل الأكثر كثافة أولاً . وتجدر الإشارة إلى ضرورة رفع السدادة العلوية قبل فتح الصنبور حتى يتساوى الضغط داخل القمع وخارجه وعندها ينساب السائل بهدوء من الصنبور .



قمع الفصل شكل –٨–

3 – ما يتوجب مراعاته عند استخدام الأدوات المخبرية :

١- نظافة الأدوات بشكل كامل قبل الاستخدام حتى لا يؤدي تلوثها إلى الإضرار بالتجربة أو المجرِّب . ويتم ذلك بغسلها بالماء والصابون ثم بتمرير الماء المقطر فيها وأخيراً الغسيل بقليل من المادة المراد استخدامها .

٢- يجب أن تستخدم الأداة وفقاً للشروط التي صممت لأجلها ، لذا لا يجوز استخدام الأرلينه لقياس حجوم دقيقة من السوائل ، ولا يجوز استخدام البيشر في عمليات المعايرة .

٣- عند أخذ حجوم السوائل ، لا بد من مراعاة ظاهرة التوتر السطحي التي تؤدي إلى حدوث تقعر في سطح السائل ، وبالتالي يجب أخذ حجم السائل في النقطة التي تكون فيها التدريجة مماسة لسطح التقعر .

٤- تجنب ارتكاب أخطاء القراءة المعهودة ، حيث يتوجب على المُجرِّب أن يكون مستوى نظره الأفقي بنفس مستوى التدريجة التي يقرؤها .

الفصل الثالث

المحاليل وأنواعها

- المحلول
- التراكيز وأنواعها
- تطبيقات
- العلاقة بين التراكيز
- آلية تحضير المحاليل بتركيز معين وتمديدها
- الكواشف الملونة

Damascus University

وقل رب زدني علما
جامعة دمشق
Damascus University

المـــحاليـــل

3 – 1 – **المحلول** (*Solution*) يعرف المحلول بأنه خليط متجانس مؤلف من مادتين أو أكثر سواء كانت عناصر أم مركبات في الحالة الغازية أو السائلة أو الصلبة . وتطلـــق كلمة المحلّ (*Solvent*) على الجسم الأكثر وفرة ، والمادة المنحلة (*Solute*) علـــى المكونات الأخرى . وفي دراستنا سنقتصر على الجملة الثنائية أي المحاليل الحاوية على مادة منحلة واحدة التي يكون المحلّ فيها هو الماء ، وعليه فإن :

المحلول = المادة المنحلة + المحل

ويستخدم مفهوم التركيز لتحديد كمية المادة المنحلة في المحلول .

3 – 2 – **التركيز** : يعرف بأنه كمية المادة المنحلة في وزن معين ، أو حجم معين مـــن المحلول ، وتختلف المواد كثيراً في قابلية انحلالها ، وعليه يمكن التمييز بين المحاليل الآتية :

١- المحاليل الممددة ، وهي المحاليل التي يكون تركيز المادة المنحلة قليلاً .

٢- المحاليل المركزة ، وهي المحاليل التي يكون تركيز المادة المنحلة كبيراً .

٣- المحاليل المشبعة ، وهي المحاليل التي لا ينحل فيها من المادة المنحلة أكثر مما هو فيها في درجة حرارة معينة .

٤- المحاليل فوق المشبعة ، وهي المحاليل التي تحتوي على كمية من المادة المنحلـــة أكبر من الكمية الموافقة لحد الإشباع في درجة حرارة معينة ، ولا تبقى هذه المحاليل في حالة فوق الإشباع بسبب ترسب قسم من المادة المنحلة ، وحـــتى الوصول إلى حد الإشباع .

3 – 3 – **أنواع التركيز**

3 – 3 – 1 **التركيز المئوي** وهو نوعان :

3 – 3 – 1 – 1 **التركيز الوزني المئوي** (W_g) وهو عدد غرامات المادة المنحلة في 100 غرام من المحلول ويعطى كنسبة مئوية حسب العلاقة :

$$W_g = \frac{m_1}{m} \times 100 \qquad (3-1)$$

حيث : W_g = التركيز الوزني المئوي .

m_1 = وزن المادة المنحلة مقدراً بالغرام

m = وزن المحلول (المحل + المادة المنحلة) مقدراً بالغرام

3 – 3 – 1 – 2 **التركيز الحجمي المئوي** W_V

وهو حجم المادة المنحلة في 100 حجم من المحلول ويعطى كنسبة مئوية حسب العلاقة :

$$W_V = \frac{V_1}{V} \times 100 \qquad (3-2)$$

حيث : W_V = التركيز الحجمي المئوي .

V_1 = حجم المادة المنحلة (ليتر) .

V = حجم المحلول (ليتر) .

مثال : احسب التركيز الوزني المئوي لمحلول ملحي مكون من 15 غرام كلوريد الصوديوم $NaCl$ و 135 غرام من الماء .

$$W_g = \frac{m_1}{m} \times 100 = \frac{15}{15+135} \times 100 = \frac{15}{150} \times 100 = 10\%$$

3 – 3 – 2 **التركيز الجزيئي الحجمي** (*Molarity*)

وهو عدد الجزيئات الغرامية (عدد المولات) من المادة المنحلة في ليتر واحد من المحلول ويرمز له بالحرف M وواحدته مول/ليتر ($mo\ell/\ell$) ويعطى بالعلاقة الآتية :

$$M = \frac{n}{V} \qquad (3-3)$$

حيث : n = عدد مولات المادة المنحلة

V = حجم المحلول مقدراً بالليتر

ويحسب عدد المولات n بتقسيم كتلة المادة m_1 على كتلتها المولية (M_W)

$$n = \frac{m_1}{M_W} \qquad (3-4)$$

وعليه بتعويض قيمة n في المعادلة السابقة نجد :

$$M = \frac{m_1}{V(M_W)} \qquad (3-5)$$

حيث m_1 كتلة المادة المنحلة مقدرةً بالغرام .

V حجم المحلول مقدراً بالليتر .

M_W الكتلة المولية للمادة المنحلة .

ولما كانت الكتلة الحجمية للمحلول d (*Density*) تعطى بالعلاقة :

$$d = \frac{m}{V} \quad (g/cm^3) \qquad (3-6)$$

حيث d الكتلة الحجمية للمحلول (g/cm^3).

m كتلة المحلول مقدراً بالغرام .

V حجم المحلول مقدراً بـــ cm^3 .

وبتعويض قيمة V من $(3-6)$ في العلاقة $(3-5)$

$$M = \frac{m_1 \cdot d}{m(M_W)} \times 1000 \qquad (3-7)$$

مثال : احسب التركيز الجزيئي الحجمي لمحلول ماءات الصوديوم حجمـــه 200 $m\ell$ ويحوي 10 غرامات من $NaOH$.

$$M = \frac{m_1}{V(M_W)} = \frac{10}{200 \times 10^{-3}(40)} = 1.25 \ \ M$$

مثال : ما هو التركيز الجزيئي الحجمي لمحلول ماءات الصوديوم إذا علمت أن تركيزه الوزني المئوي هو 8% وأن كتلته الحجمية $1.092\ g/cm^3$ ؟

الحـــــل : إن كتلة من المحلول مقدارها $m = 100\ g$ تحوي كتلة مـــن مـــاءات الصوديوم مقدارها $m_1 = 8$ غرام

ولما كانت الكتلة المولية لماءات الصوديوم $M_W = 40$ و الكتلة الحجمية للمحلـــول هي : $d = 1.092\ g/cm^3$ بالتعويض نجد :

$$M = \frac{8}{100} \times \frac{1.092}{40} \times 1000 = 2.184\ \ M$$

3 – 3 – 3 التركيز الجزيئي الوزني (*Molality*)

وهو عدد الجزيئات الغرامية (المولات) المنحلة في 1000 غرام من المحـــل ، ويرمز له بـــالحرف m وواحدته هي مول/كغ ويعطى بالعلاقة الآتية :

$$\text{التركيز الجزيئي الوزني} = m = \frac{n}{S} \times 1000 \qquad (3-8)$$

حيث n = عدد الجزيئات الغرامية من المادة المنحلة .

S = كتلة المحل مقدرة بالغرام .

مثال : احسب التركيز الجزيئي الوزني لمحلول كلور الصوديوم $NaCl$ إذا علمت أن 43.83 غراماً منه قد أذيبت في 500 غراماً من الماء النقي .

$$\text{عدد مولات } NaCl = n = \frac{43.83}{58.5} = 0.75\ \ mol$$

$$\text{التركيز الجزيئي الوزني} = m = \frac{0.75}{500} \times 1000 = 1.5\ m$$

3 – 3 – 4 – التركيز الوزني :

وهو عدد غرامات المادة المنحلة في ليتر واحد من المحلول وواحدته غرام/ليتر (g/ℓ) ويعطى بالعلاقة الآتية :

$$\text{التركيز الوزني} = P = \frac{m}{V} \qquad (3-9)$$

حيث m = وزن المادة المنحلة مقدراً بالغرام .

V = حجم المحلول مقدراً بالليتر .

3 – 3 – 5 **التركيز النظامي** (العيار أو النظامية) *Normality*

وهو عدد المكافئات الغرامية (Eq) من المادة المنحلة في ليتر واحد من المحلول ويرمز له بالرمز N ويدعى المحلول الحاوي على مكافئ غرامي واحد من المادة في الليتر بالمحلول النظامي أو العياري (*Normal Solution*) .

ويعطى بالعلاقة :

$$\text{العيار (النظامية)} = N = \frac{\#Eq}{V} \qquad (3-10)$$

حيث : $\#Eq$ = عدد المكافئات الغرامية من المادة المنحلة .

V = حجم المحلول مقدراً بالليتر .

3 – 3 – 5 – 1 حساب المكافئ الغرامي للحموض والأسس والأملاح :

$$\text{المكافئ الغرامي لحمض} = \frac{\text{الكتلة المولية للحمض}}{\text{عدد شوارد } H^+ \text{ في الحمض}}$$

$$\text{المكافئ الغرامي لأساس} = \frac{\text{الكتلة المولية للأساس}}{\text{عدد جذور } OH^- \text{ في الأساس}}$$

$$\text{المكافئ الغرامي لملح} = \frac{\text{الكتلة المولية للملح}}{\text{تكافؤ أحد شقي الملح} \times \text{أمثاله}}$$

$$\text{المكافئ الغرامي لمادة مؤكسدة} = \frac{\text{الكتلة المولية للمادة}}{\text{تغير عدد الأكسدة في التفاعل}}$$

$$\text{المكافئ الغرامي لشاردة} = \frac{\text{الكتلة المولية للشاردة}}{\text{شحنة الشاردة}}$$

أمثلة : ما هي قيمة المكافئ الغرامي للمواد الآتية :

$$HCl \; - \; H_2SO_4 \; - \; H_3PO_4 \; - \; NaOH \; - \; Ba(OH)_2 \; - \; Al_2(SO_4)_3$$

$KMnO_4$ (عندما يتغير رقم أكسدة Mn من 7 إلى 2)

الحـــل : إن قيم المكافئات الغرامية هي :

$$HCl = \frac{36.5}{1} = 36.5 \; g$$

$$H_2SO_4 = \frac{98}{2} = 49 \; g$$

$$H_3PO_4 = \frac{98}{3} = 32.66 \; g$$

$$NaOH = \frac{40}{1} = 40 \; g$$

$$Ba(OH)_2 = \frac{171}{2} = 85.5 \; g$$

$$Al_2(SO_4)_3 = \frac{342}{2 \times 3} = 57 \; g$$

$$KM_nO_4 = \frac{158}{5} = 31.6 \; g$$

إن المواد الكيميائية تتفاعل مع بعضها وفق أعداد متساوية مـــن المكافئـــات الغرامية ، فنصف مكافئ غرامي من مادة A ، يتفاعل تماماً مع نصف مكافئ غرامـــي

من مادة B ، لنوضح هذه العبارة بالمثال الآتي وهو تفاعل ماءات الصوديوم مع حمض الكبريت حسب المعادلة :

$$2\ NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

2 مول 1 مول 1 مول 2 مول

$2\times 40\ g$ $1\times 98\ g$

2 مكافئ 2 مكافئ

حتى يتم التفاعل بشكل كامل ، يجب أن نضيف مولاً واحداً من حمض الكبريت ($98\ g$) إلى مولين اثنين من ماءات الصوديوم ($2\times 40 = 80\ g$) .

نلاحظ هنا أن التفاعل التام لا يحصل بين أعداد متساوية من الغرامات من المادتين ، ولا بين أعداد متساوية من المولات ، لكن بين أعداد متساوية من المكافئات الغرامية . وهذا هو السبب وراء إدراج مفهوم العيار أو النظامية .

تطبيقات :

A) احسب نظامية محلول من ماءات الصوديوم $NaOH$ حجمه $100\ ml$ ويحوي $26\ g$ من $NaOH$.

B) كم غراماً من حمض الكبريت H_2SO_4 ذي العيار N 0.2 في $25\ ml$ محلول ؟

$$A)\ NaOH \text{ المكافئ الغرامي} = \frac{M_W}{\text{عدد } OH^-} = \frac{40}{1} = 40g$$

$$\text{عدد المكافئات الغرامية في 26 غرام} = \frac{26}{40} = 0.65 \text{ مكافئ غرامي}$$

$$\text{العيار (النظامية)} \quad \frac{\text{عدد المكافئات الغرامية}}{\text{الحجم (ليتر)}} = \frac{0.65}{0.1} = 6.5\ N$$

العيار = 0.2 نظامي أي 0.2 مكافئ غرامي في الليتر *B)*

المكافئ الغرامي لحمض الكبريت = $\frac{M_w}{\text{عدد شوارد } H^+} = \frac{98}{2} = 49g$

$N \cdot Eq$ = المكافئ الغرامي × النظامية = عدد غرامات الحمض في الليتر

عدد غرامات الحمض في الليتر = $0.2 \times 49 = 9.8\ g$

عدد غرامات الحمض في $25\ ml$ = $\frac{9.8 \times 25}{1000} = 0.245\ g$

3 – 4 – العلاقة بين التراكيز

3 – 4 – 1 – العلاقة بين التركيز الجزيئي الحجمي (M) والعيار (N)

يتضح من تعريف التركيز الجزيئي الحجمي (عدد المولات في الليتر) وتعريف العيار (عدد المكافئات الغرامية في الليتر) إن العلاقة بينهما كالعلاقة بين عدد المولات والمكافئات الغرامية ، ولما كان المكافئ الغرامي هو الكتلة المولية مقسومة على عدد صحيح (n) فإن العلاقة بينهما تصبح :

$$N = n\,M \qquad (3-11)$$

حيث N = العيار أو النظامية .

n = عدد صحيح وهو عدد H^+ في الحموض أو OH^- في الأسس . أو تكافؤ أحد شقي الملح في أمثاله في حالة الأملاح.

M = التركيز الجزيئي الحجمي (المولارية) .

مثال :

قارن التركيز الجزيئي الحجمي (M) والنظامية (N) للمحاليل التالية علماً أن كل

محلول يحوي جزيئاً غرامياً واحداً (مولاً واحداً) في الليتر :

HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4

الكتلة المولية لـــ HCl = 36.5 غرام والمكافئ الغرامي 36.5 غرام .

الكتلة المولية لـــ H_2SO_4 = 98 غرام والمكافئ الغرامي $\frac{98}{2} = 49$ غرام .

الكتلة المولية لـــ H_3PO_4 = 98 غرام والمكافئ الغرامي $\frac{98}{3} = 32.66$ غرام .

بالنسبة لـــ HCl

$M = 1 \ \ mol/L$

$N = 1$ مكافئ غرامي/L

أو $N = 1 \times M$

بالنسبة لـــ H_2SO_4

$M = 1 \ \ mol/L$

$N = 2$ مكافئ غرامي/L

أو $N = 2 \times M$

بالنسبة لـــ H_3PO_4

$M = 1 \ \ mol/L$

$N = 3$ مكافئ غرامي/L

أو $N = 3 \times M$

مثال :

إذا كان $50 \ ml$ من محلول حمض الكبريت يحوي $2.26 \ g$ حمضاً صـــافياً ، احسب التركيز الجزيئي الحجمي للمحلول وعياره .

عدد مولات الحمض في $50 \ ml = n = \frac{2.26}{98} = 0.023 \ mol$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.023}{50 \times 10^{-3}} = 0.46 \ \ mol/L$$

$$N = 2 \times M = 0.46 \times 2 = 0.92 \ \ Eq/L$$

3 – 4 – 2 العلاقة بين التركيز الوزني P والتركيز الجزيئي الحجمي M

إذا كان لدينا ليتراً واحداً من محلول يكون حسب تعريف التركيز الوزني العلاقة (3–9):

$$P = \frac{m}{V}$$

ويكون أيضاً حسب تعريف التركيز الجزيئي الوزني [العلاقة (3–3)] :

$$M = \frac{n}{V}$$

وإذا كان المحلول يحوي جزيئة غرامية واحدة من المادة المنحلة أي :

$$n = 1\ mol$$

فيكون m هو كتلة 1 مول ويساوي M_W أو :

$$P = \frac{M_W}{V} \qquad (3,12)$$

وكذلك يكون :

$$M = \frac{1}{V} \qquad (3,13)$$

وبتقسيم طرفي المعادلتين (3–12) على (3–13) نجد :

$$\frac{P}{M} = \frac{M_W}{1}$$

أو :

$$P = M \cdot (M_W) \qquad (3-14)$$

حيث P = التركيز الوزني (غرام / ليتر) .

M = التركيز الجزيئي الحجمي (مول / ليتر).

M_W = الكتلة المولية للمادة المنحلة .

3 – 4 – 3 العلاقة بين التركيز الوزني P والنظامية N :

إذا كان لدينا ليتراً واحداً من محلول يحوي مكافئاً غرامياً أي أن كتلة المـــادة المنحلة تساوي المكافئ الغرامي للمادة Eq يكون حسب التعريف :

$$P = \frac{m}{V} = \frac{Eq}{V} \qquad (3,15)$$

حيث : P = التركيز الوزني للمحلول (غ / ليتر) .

m = كتلة المادة المنحلة (غ) .

Eq = المكافئ الغرامية للمادة المنحلة (غ).

V = حجم المحلول (ليتر) .

ويكون عيار المحلول الذي يحوي مكافئ غرامي واحد بالليتر حسب التعريف :

$$N = \frac{\text{عدد المكافئات الغرامية}}{V} = \frac{1}{V} \qquad (3,16)$$

وبقسمة المعادلتين السابقتين نجد :

$$\frac{P}{N} = \frac{Eq}{1}$$

أو :

$$P = N \cdot Eq \qquad (3,17)$$

أي أن تركيز المحلول مقدراً بالغرام/ ليتر = عيار المحلول × المكافئ الغرامي للمـــادة المنحلة

3 – 5 آلية تحضير المحاليل بتركيز معين وتمديدها

3 – 5 – 1 تحضير محلول ابتداء من مادة صلبة :

للحصول على محلول ذي تركيز معين ، لا بد من إجراء عدة خطوات تساعد

على عملية التحضير الصحيح :

١- حساب كمية المادة المنحلة (بالغرامات) اللازمة لتحضير هذا الحجم المطلوب من المحلول .

٢- وزن المادة الصلبة بشكل دقيق باستخدام ميزان حساس .

٣- وضع كامل الكمية الموزونة من المادة الصلبة في دورق حجمي ، ثم إضافة كمية من المحل (الماء غالباً) أقل من الكمية الكلية اللازمة ، ثم تحريك المحلول جيداً حتى يتم انحلال المادة الصلبة .

٤- يتمم حجم المحلول إلى الحجم الكلي المطلوب حتى العلامة الموجودة على عنق دورق المعايرة .

٥- تغلق فوهة دورق الدورق الحجمي بسدادة ملائمة ، ويخض المحلول جيداً حتى تمام امتزاج المحلول .

٦- توضع لصاقة على دورق المعايرة ، تبين اسم المادة المنحلة وتركيزها .

مثال 1 : حضّر ليتراً واحداً من محلول 0.1 نظامي من كربونات الصوديوم اللامائية Na_2CO_3 .

١- إن وزن المادة اللازم هو P غرام يحسب من العلاقة :

$$P = N \times Eq$$

٢- لحساب P يجب حساب المكافئ الغرامي للمادة Eq :

$$Eq = \frac{M_W}{\text{تكافؤ أحد شقي الملح} \times \text{أمثاله}} = \frac{106}{2 \times 1} = 53\ g$$

$$P = 0.1 \times 53 = 5.3\ g$$

يوزن 5.3 غرام من كربونات الصوديوم اللامائية ، وتوضع في دورق حجمي سعته

ليتر واحد ، ويضاف إليه بعض الماء ، ويحرك حتى تمام الانحلال ، ثم يمدد الحجم إلى العلامة الموجودة على عنق الدورق التي تشير إلى حجم كلي يعادل ليتراً واحداً .

مثال 2

حضّر محلولاً من حمض الحماض ثنائي الماء ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) (عياره 2 نظامي) وحجمه (0.5) ليتر .

المكافئ الغرامي لحمض الحماض :

$$Eq = \frac{M_W}{2} = \frac{126}{2} = 63\ g$$

$$P = 2 \times 63 = 126\ \ g/L$$

من أجل حجم نصف ليتر يكون الوزن اللازم :

$$126 \times \frac{1}{2} = 63\ g$$

يحل 63 غرام من حمض الحماض في دورق حجمي حجمه 0.5 ليتر بإضافة بعض الماء والتحريك حتى يتم الانحلال ثم يتمم الحجم إلى نصف ليتر .

3-5-2 تحضير محلول ممدد من محلول مركز

عندما يراد تحضير حجم معين من محلول ممدد لمادة ، انطلاقاً من محلول مركز لهذه المادة نعتمد على المبدأ التالي ، وهو أن عدد المكافئات الغرامية للمادة في المحلول المركز ، يكون مساوياً لعدد المكافئات في المحلول الممدد ، لأن إضافة الماء إلى المحلول المركز ، لا يغير كمية المادة الكلية المنحلة . ولما كان عدد المكافئات الغرامية في محلول حجمه (V) وعياره (N) هو $N \cdot V$ فيكون :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2 \qquad (3-18)$$

حيث : V_1 و N_1 = حجم وعيار المحلول قبل التمديد

V_2 و N_2 = حجم وعيار المحلول بعد التمديد

مثال : حضر محلولاً حجمه $250\ ml$ من كلور الصوديوم عياره ($0.1\ N$) انطلاقاً من محلول مركز لكلور الصوديوم عياره ($2N$) .

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

$$2 \cdot V_1 = 0.1 \times 250$$

$$V_1 = \frac{0.1 \times 250}{2} = 12.5\ ml$$

أي يجب أخذ $12.5\ ml$ من المحلول المركز بواسطة الممص أو السحاحة ، وإضافته إلى الدورق الحجمي ذي الحجم $250\ ml$ ، ثم إتمام حجم المحلول إلى الإشارة الدالة على $250\ ml$.

3 – 5 – 3 تحضير محلول من مادة سائلة معلومة الكتلة الحجمية:

لتحضير المحلول الممدد ، يمكن أن نتبع أحد أسلوبين ، إما بأخذ الوزن اللازم من المحلول المركز ثم تمديده (الطريقة الوزنية) ، أو بأخذ الحجم اللازم من المحلول المركز ثم تمديده .

مثال :

حضر محلولاً من حمض الكبريت حجمه (1) ليتر وعياره ($0.5\ N$) انطلاقاً من محلول مركز لحمض الكبريت كتلته الحجمية $1.84\ g/cm^3$ ونسبة الحمض فيه 96% وزناً

الطريقة الوزنية :

نحسب عدد غرامات الحمض الصافي اللازم لتحضير ليتراً واحداً من المحلول

$$P = N \cdot Eq = 0.5 \times 49 = 24.5\ g$$

بما أن نسبة الحمض هي 96% فإن الوزن اللازم من الحمض هو :

$$24.5 \times \frac{100}{96} = 25.52\ g$$

يضاف $25.52\ g$ من الحمض المركز إلى دورق حجمي حجمه ليتر واحد فيه بعض الماء (يجب إضافة الحمض المركز إلى الماء وليس العكس حتى لا يتطاير الرذاذ) ويتمم الحجم إلى ليتر واحد .

الطريقة الحجمية :

لمعرفة حجم الحمض المركز ، نقسم كتلة الحمض على الكتلة الحجمية للحمض المركز :

$$V = \frac{25.5}{1.84} = 13.86 \approx 13.9\ ml$$

يؤخذ من الحمض المركز حجم مقداره ($13.9\ ml$) ويضاف إلى دورق حجمي يحوي نصفه تقريباً ماء ، ثم يمزج ويتمم الحجم إلى ليتر واحد .

3 – 6 المعايرة (*Titration*)

هي العملية الكيميائية التي تؤدي إلى معرفة عيار محلول مادة A ، وذلك بتفاعلها مع مادة أخرى معلومة العيار إن المبدأ النظري لعملية المعايرة يعتمد على كون التفاعلات الكيميائية ، تتم وفق أعداد متساوية من المكافئات الغرامية . لكي تتفاعل مادة A بشكل كامل مع مادة أخرى B دون أن يبقى بعد انتهاء التفاعل أية زيادة من A أو B يجب أن يكون عدد المكافئات الغرامية من A مساوياً عدد المكافئات الغرامية من B ، ولما كان عدد المكافئات الغرامية لمادة ما في محلول حجمه (V) وعياره (N) هو $N \cdot V$ فنجد عند إتمام التفاعل :

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

ويتم الاستدلال على الوصول إلى نقطة إتمام التفاعل (نقطة التعادل) إما باستعمال الكواشف الملونة ، أو بتغير اللون تلقائياً بدون استعمال الكاشف ، إذا كان

لون أحد المواد المتفاعلة يتغير نتيجة عملية أكسدة أو إرجاع ، أو باستعمال أسلوب آخر كما في قياس الناقلية الكهربائية للمحلول .

لمعايرة محلول مجهول العيار من حمض كلور الماء مثلاً وليكن عياره (N_1) نتبع الخطوات الآتية :

١- نأخذ حجماً معيناً من الحمض بدقة وليكن V_1 ونضعه في دورق مخروطي (أرلينة) .

٢- يضاف إلى الحمض بضع نقاط من كاشف ملون ، وليكن عباد الشمس فيتلون المحلول باللون الأحمر .

٣- تملأ سحاحة بمحلول ماءات الصوديوم معلوم العيار ، وليكن N_2 ثم يضاف محلول ماءات الصوديوم قطرة قطرة إلى محلول الحمض مع التحريك المستمر حتى الوصول إلى نقطة التعادل (انتهاء التفاعل) .

٤- يستدل على انتهاء التفاعل من تحول لون المحلول الحمضي من الأحمر إلى الأزرق ، ويجب التوقف عن إضافة محلول ماءات الصوديوم لحظة تغير اللون التي تعني انتهاء التفاعل ، فكل إضافة بعد تغير اللون تؤدي إلى خطأ في حساب عيار المحلول . وليكن حجم ماءات الصوديوم اللازم للوصول إلى نقطة انتهاء التفاعل V_2 .

٥- نطبق العلاقة العامة ، وتدعى القانون الأساسي في المعايرة وهي :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

ويحسب منها عيار المحلول المجهول .

3 – 7 الكواشف الملونة *Color Indicators*

معظم الكواشف الملونة هي مواد عضوية تتميز بلون معين في وسط حمضي ولون آخر في وسط قلوي ، فإذا استعملنا الرمز العام للكواشف الملونة وهي HI_n

حيث H هي ذرة هيدروجين و I_n تمثل الشق العضوي للكاشف (*Indicator*) المرتبط بالهيدروجين ، يكون تشرد جزيئة الكاشف في وسط مائي حسب المعادلة :

$$H I_n + H_2O \quad \Leftrightarrow \quad I_n^- + H_3^+O$$

التفاعل السابق هو تفاعل متوازن يحوي جزيئات الكاشف غير المتشرد $H I_n$ ، ولها لون معين (أحمر في حالة عباد الشمس) وشوارد الكاشف المتشردة I_n^- ، ولها لون أزرق في حال عباد الشمس . فإذا أضيف إلى المحلول المتوازن شوارد حمض H_3^+O فإن التوازن ينزاح نحو اليسار ، فتتحول الشوارد الملونة بالأزرق I_n^- إلى الجزيئات الحمراء $H I_n$ ، أما إذا أضيف أساس OH^- فإنه يتفاعل مع شوارد الحمض H_3^+O ، مشكلاً الماء فينزاح التوازن نحو اليمين ، وينقلب اللون إلى الأزرق .

إن قيمة الـ PH التي يتغير عندها لون المحلول تختلف من كاشف إلى آخر ويمكن حسابها بسهولة من كتابة ثابت توازن الحمض الضعيف :

$$K_a = \frac{[I_n^-][H_3^+O]}{[H I_n]}$$

عند نقطة التعادل التي ينقلب عندها اللون يكون :

$$[I_n^-] = [H I_n]$$

فتصبح العلاقة :

$$K_a = [H_3^+O]$$

ومنه :

$$PH = PK_a$$

أي أن قيمة الـ PH التي ينقلب عندها اللون هي قيمة اللغاريتم السالب (PK_a) لثابت تشرد الكاشف الذي يعد حمضاً ضعيفاً .

والجدول التالي يظهر أهم أنواع الكواشف الكيميائية وألوانها وطرق تحضيرها .

الجدول (١) بعض الكواشف الملونة

اسم الكاشف	مجال الـ PH الذي يتغير فيه لون المشعر	اللون في وسط حمضي	اللون في وسط أساسي	طريقة التحضير
الهليانتين	3.1 – 4.4	أحمر	أصفر	يحل 0.5 غراماً في ليتر ماء ساخن
أحمر الميتيل	4.2 – 6.3	أحمر	أصفر	يحل 0.5 غراماً في ماء ساخن
أزرق البروموتيمول	6 – 7.6	أصفر	أزرق	يحل 1 غراماً في الكحول عيار 20%
عباد الشمس	5 – 8	أحمر	أزرق	يحل 1 غراماً في ليتر ماء
فنول فتالئين	8.2 – 10	عديم اللون	أحمر وردي	يحل 0.5 غراماً في نصف ليتر كحول ثم يضاف 0.5 ليتر ماء

الفصل الرابع

التجارب

* حرارة (أنتالبية)تعديل الحموض مع الأسس
* المعايرة الحجمية (1)
* المعايرة الحجمية (2)
* قساوة الماء
* معايرات الأكسدة والإرجاع
* تعيين النسبة المئوية لمزيج صلب
* تعيين تركيز شاردة الكبريتات SO_4^{2-}
* ثابت جداء الانحلال للأملاح صعبة الانحلال
* سرعة التفاعلات الكيميائية
* حرارة انحلال ملح في الماء
* قانون بييـــر ــ لامبـــرت
* قانون هيس
* قلويـــــة الأســـمنت
* قياس التغير في الطاقة الحرة القياسية
* التحليل الكيفي لبعض الشوارد
* الأثر الكيميائي للتيار الكهربائي
* الخلايا الغلفانية (الكهركيميائية)
* الناقلية الكهربائية للمحاليل
* تحديد عامل التوزع α
* أسئلة ومسائل

وقل رب زدني علما
Damascus University

حرارة (أنتالبية)تعديل الحموض مع الأسس

1- **الهدف من التجربة :**

قياس كمية الحرارة المنتشرة عن تفاعل تعديل حمض قوي ، مع أساس قوي وحساب انتالبية تعديل مكافئ غرامي واحد من حمض مع مكافئ غرامي واحد من أساس .

2- **المبدأ النظري :**

إن الحموض والأسس القوية ، عندما تنحل في الماء فإنها تتشرد بشكل كامل تقريباً ، ويكون التشرد تاماً في المحاليل الممددة . وعندما يمزج محلول حمض مع محلول أساس يحصل تفاعل بينهما ، ينتج عنه ملح وماء وتنتشر كمية من الحرارة (Q) بسبب ارتباط شوارد الهيدروجين مع شوارد الماءات لتشكيل جزيئات الماء . فمثلاً عند تعديل محلول HCl مع محلول $NaOH$ يحصل التفاعل الآتي :

$$\underset{(aq)}{H^{+}} + \underset{(aq)}{Cl^{-}} + \underset{(aq)}{Na^{+}} + \underset{(aq)}{OH^{-}} \rightarrow \underset{(aq)}{Na^{+}} + \underset{(aq)}{Cl^{-}} + \underset{(\ell)}{H_2O} + Q$$

محلول HCl محلول $NaOH$ ملح متشرد ومنحل جزيئات ماء غير متشردة

وباختصار الشوارد الموجودة في الطرفين نحصل على المعادلة العامة:

$$\underset{(aq)}{H^{+}} + \underset{(aq)}{OH^{-}} \rightarrow \underset{(\ell)}{H_2O} + Q$$

إن كمية الحرارة المنتشرة عند تفاعل مكافئ غرامي واحد من الحمض مع مكافئ غرامي واحد من الأساس تدعى حرارة (أنتالبية) التعديل وهي في الشروط القياسية تساوي $\Delta H = -55.84\ KJ/mol$ والإشارة السالبة تعني أن الحرارة منتشرة إلى الوسط الخارجي .

يمكن قياس كمية الحرارة Q إذا علم ما يلي : ارتفاع درجة حرارة المزيج Δt بسبب التفاعل ، وكتلة المزيج ، والحرارة النوعية للمحلول المائي الممدد وهي تساوي بتقريب جيد $1\ cal/g.C^\circ$ أو $4.18\ J/g.C^\circ$

تظهر القياسات التجريبية ، أن الحرارة الناتجة عن تفاعل مكافئ غرامي واحد من كل من حمض قوي مع أساس قوي لها القيمة نفسها ، بغض النظر عن الحمض والأساس المستعمل . أما في حالة وجود حمض ضعيف ، أو أساس ضعيف ، فإن حرارة التعديل تختلف ، لأن قسماً من الطاقة يستهلك في تفاعل تشرد الحمض الضعيف فمثلاً تكون قيمة ΔH للتفاعل التالي :

$$HCN \rightarrow H^+ + CN^- \quad , \quad \Delta H = 45.56\ KJ/mol$$

ولذلك يصبح تفاعل تعديل الحمض الضعيف HCN أقل نشراً للحرارة

$$HCN + OH^- \rightarrow CN^- + H_2O \quad , \quad \Delta H = -10.28\ KJ/mol$$

3 – **الأدوات والمواد اللازمة :**

١- مسعر حراري حافظ للحرارة (ترمس ، وعاء ديوار) .

٢- أسطوانة مدرجة سعة $25\ ml$ عدد (2) ، بيشر أو أرلينه عدد (2) .

٣- محلول حمض كلور الماء 1 نظامي و 2 نظامي .

٤- محلول حمض الكبريت 1 نظامي و 2 نظامي .

٥- محلول حمض الآزوت 1 نظامي و 2 نظامي .

٦- محلول ماءات الصوديوم 1 نظامي و 2 نظامي .

٧- حمض الخل ١ نظامي

4 – **العمل المخبري :**

١- ضع في البيشر $25\ ml$ من محلول HCl 1 نظامي وسجل درجة

حرارته t_1 .

٢- ضع في البيشر الآخر $25\ ml$ من محلول ماءات الصوديوم 1 نظامي وسجل درجة حرارته بدقة t_2 (غالباً تكون $t_1 = t_2$ إذا كان تحضير المحاليل ليس حديثاً ، وإلا تؤخذ الدرجة الوسطى ($t = \frac{t_1 + t_2}{2}$) .

٣- أضف بسرعة الحمض إلى الأساس داخل المسعر ، ثم حرك بهدوء وسجل أعلى درجة حرارة للمزيج t' (سجل درجات حرارة المحلول كتابع للزمن كل 30 ثانية قراءة ولمدة خمس دقائق ، ثم عين أعلى درجة حرارة للمزيج t' ، بالطريقة البيانية) . وبالتالي قيمة $\Delta t = t' - t$ (انظر الشكل البياني – ٩)

٤- أعد العملية السابقة باستعمال بقية الحموض (مع ماءات الصوديوم) بدلاً من حمض HCl ، للتأكد أن حرارة التعديل لا تتوقف على طبيعة كل من الحمض ، والأساس المتفاعلين .

٥- كرر كل تجربة من التجارب مرتين على الأقل ، لأخذ متوسط القيم فيها .

٦- أعد الخطوات السابقة باستعمال الحمض والأساس 2 نظامي ، ولاحظ في هذه الحالة أن عدد مولات الماء المتشكلة ، هو الضعف .

5 – النتائج والحسابات :

- احسب كمية الحرارة المنطلقة Q من العلاقة :

$$Q = m \cdot c \cdot \Delta t$$

حيث m كتلة المزيج وهي 50 غرام (لماذا ؟) .

- احسب عدد مولات $NaOH$ المتفاعلة وبالتالي عدد مولات الماء المتشكلة :

من أجل 1 نظامي (أو $1M$) من محلول $NaOH$ يكون :

1000 مل محلول تحوي 1 مول $NaOH$

25 مل محلول تحوي x مول $NaOH$

ومنه نجد :

$$x = \frac{25 \times 1}{1000} = 0.025 \ mol$$

- احسب الحرارة المتحررة من أجل مول واحد $NaOH$ والموافقة للحرارة من أجل تشكل مول واحد من الماء . بقاعدة طردية بسيطة نجد :

$$\Delta H = -\frac{Q}{0.025}$$

- يمكن إجراء الحسابات في المعادلة الحرارية التالية :

$$NaOH + \frac{1}{2} H_2SO_4 \rightarrow \frac{1}{2} Na_2SO_4 + H_2O$$

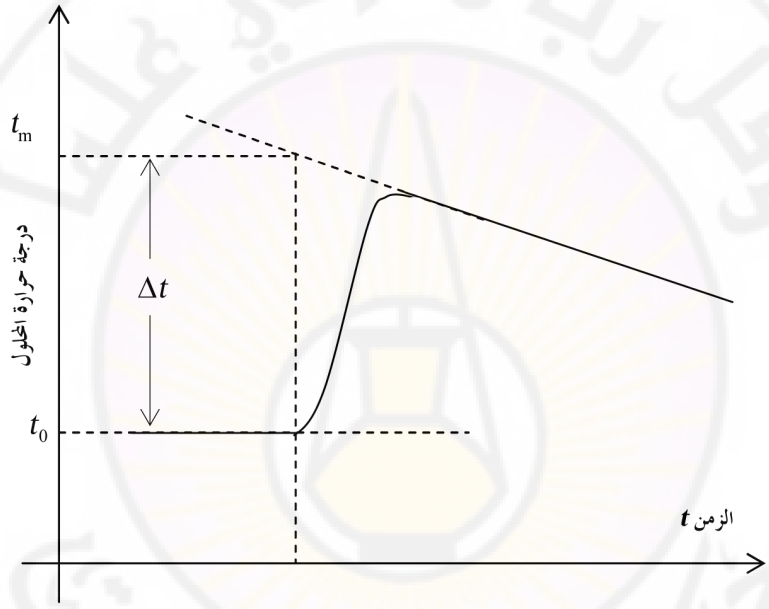
حيث تتحرر حرارة ΔH والموافقة لتشكُل مول واحد من الماء عند تفاعل مول واحد من $NaOH$ مع نصف مول من H_2SO_4 .

- ارسم على ورقة مليمترية المنحنيات المناسبة للحصول على درجة الحرارة النهائية الأعظمية $t' = t_{max}$ ، وهي الناتجة عن تقاطع الخط العمودي على نهاية الخط الموازي لمحور الزمن مع امتداد الخط الناتج من قراءات بعد المزج (لاحظ الشكل 9) .

حيث إنه من غير الممكن ، وبشكل دقيق تعيين درجة الحرارة العظمى من ميزان الحرارة نظراً للتسرب الحراري خارج المسعر .

تطبيق (2) :

أعد نفس الخطوات السابقة باستخدام محلول حمض الخـــل 1 نظـــامي مـــع $Na\,OH$ 1 نظامي وقارن النتائج التي تحصل عليها مفسراً النتيجة الجديدة .



الشكل – 9 –

درجة حرارة مزيج (حمض + أساس) بدلالة الزمن

المعايرة الحجمية (1)

1- **الهدف من التجربة :**

معايرة حمض الكبريت مع محلول قياسي من كربونات الصوديوم اللامائية ثم استخدام النتيجة في معايرة ماءات الصوديوم .

2- **المبدأ النظري :**

- كربونات الصوديوم اللامائية (Na_2CO_3) ، هي أساس ضعيف ، وتعتبر مادة قياسية أساسية ، وحمض الكبريت هو حمض قوي ولمثل هذا النوع من المعايرة، يستخدم برتقالي الميتيل كمشعر مناسب لتعيين نقطة التكافؤ.

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$$

فعند إضافة الحمض تدريجياً إلى محلول الكربونات ، والوصول إلى نقطة التكافؤ فإن القطرة الأخيرة من الحمض ، ستغير لون المحلول من الأصفر إلى الأحمر .

- وحمض الكبريت القوي ، يتفاعل بشكل واضح مع ماءات الصوديوم القوية والتفاعل سريع ، وذو نقطة نهاية واضحة (*Sharp end point*)

$$2\,NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$

أو بالشكل الشاردي :

$$2(Na^+ + OH^-) + (2H^+ + SO_4^{--}) \rightarrow (2Na^+ + SO_4^{--}) + 2H_2O$$

ويعتبر مشعر الفينول فتاليئين الأكثر ملائمة لمثل هذا النوع من المعايرة حيث

محلول حمضي + فينول فتالئين ⟵ محلول عديم اللون

محلول الأساس + فينول فتالئين ⟵ محلول بلون (أحمر وردي)

فعند إضافة الأساس تدريجياً إلى المحلول الحمضي ، والوصول إلى نقطة التكافؤ، يكتسب المحلول اللون الأحمر الوردي بعد إضافة القطرة الأخيرة .

3 – **المواد والأدوات اللازمة :**

١- سحاحة 50 مل ،

٢- ماصة 10 مل

٣- دورق مخروطي (ارلينماير) سعة 150 مل

٤- قمع زجاجي صغير ، بيشر سعة 150 مل

٥- محلول قياسي $0.1\ N$ من كربونات الصوديوم

٦- محلول $H_2\ SO_4$ مجهول العيار

٧- مشعر برتقالي الميتيل ومشعر الفنول فتالئين

٨- محلول $Na\ OH$ مجهول العيار .

4 – **العمل المخبري** (1) :

١- تغسل الأدوات جيداً بالماء العادي ، ثم تغسل بقليل من الماء المقطر . تغسل السحاحة بقليل من الحمض ، والماصة بقليل من محلول كربونات الصوديوم .

٢- تملأ السحاحة بمحلول حمض الكبريت (بمساعدة قمع زجاجي يوضع أعلى السحاحة) ، بحيث يكون مستوى الحمض أعلى بقليل من علامة الصفر .

٣- يزال القمع ، ويفتح صمام السحاحة للسماح لكمية من الحمض بالنـــزول لإزالة فقاعات الهواء الموجودة أسفل السحاحة ، ثم يضبط مستوى الحمض جيداً على علامة الصفر .

٤- يسحب بالماصة حجم 10 مل من محلول كربونات الصوديوم إلى الدورق المخروطي ، ثم تضاف قطرتان من مشعر برتقالي الميتيل مع الخلط جيداً. ويوضع الدورق فوق قطعة ورق بيضاء مثبتة على قاعدة الحامل لتسهيل مراقبة تغير اللون .

٥- تبدأ المعايرة بفتح صمام السحاحة قليلاً للسماح للمحلول الحمضي بالنزول

من السحاحة تدريجياً ، وأثناء ذلك يحرك الدورق باستمرار بشكل دائري .

٦- تستمر المعايرة إلى حين حصول تغير واضح بلون المحلول ، بحيث تعطي القطرة الأخيرة لوناً يبقى ثابتاً بعد رجّ الأرلينه ، عندها توقف المعايرة، وتؤخذ قراءة السحاحة.

٧- تغسل الأرلينة بالماء العادي ، ثم بالماء المقطر ، وتعاد التجربة للحصول على قراءتين متطابقتين تقريباً ، ويؤخذ المتوسط بينهما .

5 – **النتائج والحسابات** :

نعتبر حجم الحامض المستهلك V_1 ونظاميته N_1 وحجم محلول الكربونات V_2 هو 10 ونظاميته هي 0.1 فيكون :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

وبالتالي نحسب نظامية حمض الكبريت N_1 وكذلك التركيز :

$$P = N.Eq \qquad (\text{غ/لتر})$$

حيث Eq الوزن المكافئ لحمض الكبريت ويساوي 49 غم

6 – **العمل المخبري** (2) :

١- تملأ السحاحة بمحلول حمض الكبريت الذي أصبح معلوم التركيز (الذي تم تعيين نظاميته وتركيزه في التجربة السابقة) .

٢- ينقل بالماصة مقدار 10 مل من ماءات الصوديوم مجهولة العيار إلى دورق مخروطي مع إضافة نقطتين من مشعر الفينول فتالئين ، ويرج الدورق قليلاً .

٣- نبدأ بالمعايرة لحين اختفاء اللون الوردي عند نقطة التكافؤ ، وتسجل قراءة السحاحة ، والممثلة لحجم حمض الكبريت المستهلك .

٤- تعاد المعايرة مرة ثانية ثم يؤخذ متوسط القراءتين .

٥- يتم حساب العيارية والتركيز (غ/لتر) لمحلول ماءات الصوديوم كما في التجربة السابقة ، حيث الوزن المكافئ لماءات الصوديوم هو 40 غ.

– تطبيق (2) :

المعايرة السابقة كانت لحمض قوي مع أساس قوي ، وفيما تبقى من الوقت عاير محلول الحمض الضعيف وهو حمض الحماض ($C_2O_4H_2.2H_2O$) المجهول العيار (N_1) بمحلول ماءات الصوديوم الذي حسبت عياره في التجربة السابقة . خذ $V_1 = 10\,m\ell$ من محلول حمض الحماض وضعه في الأرلينة وأضف إليه (2 – 3) قطرات من مشعر الفنول فتالئين ، فلا يتغير لون المحلول ، لأن المشعر عديم اللون في وسط حمضي . أضف محلول ماءات الصوديوم من السحاحة قطرة قطرة مع التحريك حتى الوصول إلى نقطة انتهاء التفاعل ، ويستدل على ذلك من ظهور لون أحمر وردي وهو لون الكاشف في وسط قلوي . احسب حجم ماءات الصوديوم المضافة V_2 ومن ثم احسب عيار محلول حمض الحماض من العلاقة :

$$\underset{\text{حمض الحماض}}{N_1 V_1} = \underset{\text{ماءات الصوديوم}}{N_2 V_2}$$

ثم احسب تركيز حمض الحماض مقدراً بالغرام / ليتر

$$P = N.Eq$$

حيث Eq = المكافئ الغرامي لحمض الحماض وهو $\frac{126}{2} = 63$

المعايرة الحجمية (2)

1- **الهدف من التجربة :**

معايرة حمض متعدد الوظائف الحمضية ، مثل حمض الفوسفور H_3PO_4 ، بواسطة محلول عشر نظامي من هيدروكسيد الصوديوم ، ثم معايرة مزيج من حمض الفوسفور وحمض الكبريت H_2SO_4 (المعايرة بالتعديل) :

2- **المبدأ النظري :**

إن لحمض الفوسفور H_3PO_4 ثلاث وظائف حمضية ، تمثل الوظيفة الأولى حمض متوسط القوة ($K_a = 7.5\times10^{-3}$) ، والوظيفة الثانية حمض ضعيف القوة ($K_a = 6.2\times10^{-8}$)، والوظيفة الثالثة حمض ضعيف جداً ($K_a = 1.0\times10^{-13}$) . فعند التعديل بواسطة الصود (عشر نظامي) يجب الوصول إلى ثلاث نقاط تكافؤ تتميز عن بعضها بتغير لون المشعرات .

يمكن تعيين نقطتي التكافؤ الأولى والثانية بسهولة ، أما الثالثة فيصعب تعيينها لعدم وجود مشعر يحددها بوضوح (لا يلاحظ نقطة تعديل ثالثة واضحة لتساوي أساسية المحلول النهائي الحمضي ، وأساسية محلول الصود عملياً نتيجة حلمهة Na_3PO_4 المتشكل الذي يعطي $NaOH$ و Na_2HPO_4 من جديد).

- فعند معايرة حمض الفوسفور بمحلول الصود ، يتم تعديل الوظيفة الأولى بالشكل:

$$H_3PO_4 + NaOH \quad \rightarrow \quad H_2NaPO_4 + H_2O$$

- إن PH المحلول الناتج تساوي 4.66 حيث يمكن استخدام مشعر الهليانتين (برتقالي الميتيل) في هذا المجال والذي يغير لونه من الأحمر إلى الأصفر .

أما تعديل الوظيفة الثانية فتتم بإضافة لاحقة من الصود حسب المعادلة :

$$H_2\ NaPO_4 + Na\,OH \rightarrow \quad H\,Na_2PO_4 + H_2O$$

- إن PH المحلول الناتج (عند نقطة التعادل الثانية) تساوي 9.8 تقريباً ، ويستخدم في هذه الحالة مشعر الفينول فتاليين

- وكذلك فإن تعديل الوظيفة الثالثة يتم نظرياً بالشكل :

$$Na_2HPO_4 + Na\,OH \rightarrow \quad Na_3PO_4 + H_2O$$

- إن PH المحلول الناتج هو حوالي 12.5 ، ولكن يصعب تحديد نقطة التكافؤ في هذه الحالة كما ذكرنا .

- محلول نظامي من حمض الفوسفور في المعايرة الأولى هو محلول يحتوي على مول واحد من حمض الفوسفور في الليتر .

- إن المحلول النظامي من حمض الفوسفور في المعايرة الثانية يحتوي على نصف مول فقط من حمض الفوسفور في الليتر .

ويجب الإشارة أخيراً إلى أن معايرة حمض الفوسفور (حمضاً ثلاثي الوظيفة) ، لا تتم مباشرة باستخدام أي من المشعرات ، كما ذكرنا ، لذلك تتم المعايرة بطريقة تحليلية غير مباشرة لا مجال لذكرها .

- أما في معايرة حمض الكبريت H_2SO_4 ، وهو ثنائي الوظيفة ، فهناك نقطة تعديل واحدة مثله مثل حمض HCl ، نظراً إلى أن الفارق بين ثابت تشرد K_{a_1} و K_{a_2} للوظيفة الحمضية الأولى والثانية ليس كبيراً بما يكفي لمعايرة كل منهما لوحده . أي أن حمض الكبريت يعاير دائماً على مرحلة واحدة ، يتعدل فيها الهيدروجينان في آن واحد ، ويمكن أن يستخدم أي مشعر في مجال PH من 3 إلى 10 ، مثل مشعر الهليانتين . لذلك فإن المحلول النظامي من حمض الكبريت هو محلول يحتوي على نصف مول من هذا الحمض في الليتر .

3 – **أدوات التجربة وموادها :**

١- الأدوات : سحاحة سعة 50 *ml* – أرلينة سعة 150 *ml* بيشر عدد 1 – مقياس مدرج أو ماصة .

٢- محلول ماءات الصوديوم 0.1 نظامي .

٣- محلول حمض الفوسفور 0.2 نظامي .

٤- محلول مزيج من حمض الفوسفور ، وحمض الكبريت مجهول النظامية .

4 – **طريقة العمل المخبري :**

١- ضع في أرلينة 10 مل من محلول حمض الفوسفور وأضف إليه نقطتين من مشعر برتقالي الميتيل ، فيتلون المحلول باللون الوردي .

٢- أضف المحلول العشر نظامي للصود من السحاحة ، حتى انقلاب اللون إلى اللون الأصفر الواضح ، وسجل حجم الصود المستهلك .

٣- أضف ثلاث نقاط من مشعر الفينول فتالئين وتابع إضافة الصود حتى انقلاب اللون. سجل حجم الصود المستهلك في هذه المرحلة .

5 – **النتائج والحسابات :**

– حساب نظامية وتركيز حمض الفوسفور :

نفرض أن حجم الصود المستهلك لتعديل الوظيفة الأولى هو V_1 ، وحجم الصود المستهلك لتعديل الوظيفة الثانية هو V_2 . (ينتج لديك $V_1 = V_2$ تأكد من ذلك) .

يمكن تعيين نظامية حمض الفوسفور ثنائي الوظيفة الحمضية من العلاقة :

$$N \cdot V = N' \cdot V'$$

$$N \times 10 = 0.1\,(V_1 + V_2)$$

– وتركيز الحمض (غ/ليتر) يكون :

$$P = N.Eq$$

حيث Eq الوزن المكافئ لحمض الفوسفور الثنائي الوظيفة ويساوي :

$$\frac{\text{وزنه المولي}}{\text{٢}}$$

ملاحظة : يمكن اعتبار وبشكل تقريبي أن الحجم المستهلك لتعديل كامل حمض الفوسفور هو $3V_1$ ، وبالتالي تحسب نظامية الحمض ثلاثي الوظيفة الحمضية ، وتركيزه (غ/ليتر) باعتبار وزنه المكافئ هو :

$$\frac{\text{وزنه المولي}}{\text{٣}}$$

(تأكد من ذلك)

– تطبيق (2) :

معايرة مزيج من حمض الكبريت وحمض الفوسفور بمحلول ماءات الصوديوم 0.1 نظامي :

- خذ 10 مل من محلول مزيج من حمض الكبريت ، وحمض الفوسفور مجهول العيار ، وأضف إليه ثلاث نقاط من مشعر الهليانتين فيصبح المحلول وردياً .
- أضف من السحاحة المملوءة بمحلول الصود (عشر نظامي) قطرة قطرة حتى يصبح المحلول لونه أصفر مما يدل على نهاية معايرة كل من حمض الكبريت والوظيفة الأولى من حمض الفوسفور ، وليكن V_1 حجم الكمية المستهلكة من الصود وفق المعادلتين :

$$Na\,OH + H_3PO_4 \rightarrow Na\,H_2PO_4 + H_2O$$

$$2\,Na\,OH + H_2SO_4 \rightarrow Na_{\,2}SO_4 + 2\,H_2O$$

- أضف قطرتين من مشعر الفينول فتالئين ، فيبقى المحلول باللون الأصفر ثم تابع

إضافة محلول الصود ، حتى يتحول لون المحلول إلى الوردي مما يدل على نهاية معايرة الوظيفة الثانية لحمض الفوسفور وفق المعادلة :

$$Na\,OH + Na\,H_2PO_4 \rightarrow \quad Na_{\ 2}H\,PO_4 + H_2O$$

- ولتكن V_2 حجم كمية الصود المستهلكة في المرحلة الثانية ، فتكون كمية الصود التي لزمت لمعايرة الوظيفة الأولى والثانية من حمض الفوسفور هي $2V_2$ وبالتالي فإن حجم كمية الصود التي لزمت لمعايرة حمض الكبريت هي $V_1 - V_2$. احسب من ذلك :
- نظامية كل من الحمضين في المزيج بتطبيق قانون المعايرة : $N \cdot V = N' \cdot V'$ على كل من حمض الكبريت وحمض الفوسفور .
- التركيز المولي لكل منهما حيث ($N = n \cdot M$).
- التركيز الوزني لكل منهما مقدراً بـ غ/ليتر .
- نسبتهما الوزنية المئوية في المحلول .

قساوة الماء

وتحديد درجة قساوة الماء

1- الهدف من التجربة :

توضيح مفهوم قساوة الماء بأنواعها الثلاثة ، وكيفية تحديد درجة القساوة عملياً اعتماداً على معايرة شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم في المحلول المائي .

2- المبدأ النظري :

تأتي عسرة الماء الطبيعي عموماً من أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم المنحلة في الماء مثل ثاني كربونات الكالسيوم $Ca(HCO_3)_2$ الذي يشكل عسرة مؤقتة للماء تزول بالغليان ، وكربونات وكبريتات وكلور ونترات الكالسيوم والمغنيزيوم التي تشكل عسرة دائمة حيث لا تزول بالغليان ، وهذه الأملاح تأتي على الغالب من انحلال التربة والصخور في مياه الأمطار (التي تحوي غازات منحلة أهمها غاز CO_2). إن المواد المنظفة لا تشكل رغوة مع الماء القاسي ، بسبب تفاعل معظم شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم مع المادة الفعالة في المنظفات وتشكيل مواد غير منحلة .

تحدد الأنظمة الدولية المختلفة قيماً عددية لدرجات القساوة ، فدرجة القساوة حسب النظام الأمريكي تعادل 10 ميلي غرام من CaO في الليتر وهو ما يعادل 17.8 ميلي غرام من $CaCO_3$ في الليتر . وحسب هذا النظام يعتبر الماء غير قاسٍ إذا كانت درجة القساوة دون 4 درجات ، ومتوسط القساوة بين 8-4 درجات ، وقاسي بين 12-8 درجة ، وشديد القساوة إذا تجاوز 12 درجة .

تكون المياه شديدة القساوة غير مرغوبة للاستعمال المترلي أو في الصناعة .

– يدعى مجموع القساوة الدائمة ، والمؤقتة بالقساوة الكلية . وسنحدد في هذه التجربة درجات القساوة الثلاث .

3 – المعايرة باستخدام *EDTA* لتحديد مجموع شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم :

تقدر عسرة الماء بطريقة المعايرة مع اتيلين ثنائي الآمين – رباعي حمض الخل : (*Etheylene di amine tetra acetic acid – EDTA*) وتدعى هذه المواد بالمرتبطات *Ligands* أو المركبات المخلبية ، لأنها ترتبط مع الشوارد المعدنية مثل الكالسيوم من طرفين كالمخلب . تسلك مادة *EDTA* سلوك أساس لويس فتعطي أزواجاً الكترونية لشاردة المعدن المتحدة معه التي تسلك سلوك حمض لويس ، وتتشكل نتيجة لذلك معقدات منحلة يمكن تعيين تراكيزها . ومن أهم المرتبطات المستخدمة هو ملح الصوديوم الثنائي للمركب *EDTA* :

$$\begin{matrix} Na\,OOC-CH_2 \\ H\,OOC-CH_2 \end{matrix} \diagdown\diagup CH_2-CH_2 \diagup\diagdown \begin{matrix} CH_2COO\,Na \\ CH_2COO\,H \end{matrix}$$

ويرمز له عادة بـ Na_2H_2Y . حيث ينحل معطياً الشاردة H_2Y^{2-} التي تكوّن مع شاردة الكالسيوم Ca^{2+} أو المغنيزيوم Mg^{2+} معقداً عديم اللون الذي يميل لونه إلى اللون الأحمر ، عندما يتفاعل مع قليل من كاشف أسود الايروكروم عند $PH=(10)$ باستخدام محلول منظم لمزيج من ماءات الأمونيوم وكلور الأمونيوم لجعل قيمة *PH* المحلول مساوية إلى (10).

في عملية المعايرة ، تتفاعل جزيئات *EDTA* الطليقة في المحلول مع شوارد Ca^{2+} وتشكل معه معقداً أكثر ثباتاً من معقد الكاشف مع المعدن . عند نقطة التكافؤ يسحب *EDTA* كل شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم من المحلول ، ويتحرر الكاشف بلون أزرق . عند إعادة التجربة مع مشعر آخر (موريكسايد *Murexide*) يشكل معقداً

مع Ca^{2+} فقط ، وبالتالي فإن كمية *EDTA* المضافة ، ترتبط فقط مع شوارد الكالسيوم في المحلول ، والفرق بين كميتي *EDTA* في الحالتين السابقتين يمثل المقدار المرتبط مع المغنيزيوم .

ملاحظة : في المعايرة التي سنجريها نعتبر أن قساوة الماء تتأتى فقط من شوارد الكالسيوم وبشكل تقريبي ومقبول .

4 – **الأدوات والمواد اللازمة** :

١- محلول مائي (ماء الشرب) ويحوي شوارد الكالسيوم مجهول درجة القساوة.

٢- المحلول الصودي لمركب *EDTA* 0.02 نظامي .

٣- محلول منظم (واقي : *Buffer*) يجعل الوسط قلوياً له $PH \approx 10$ ويحضر من مزيج لماءات الأمونيوم مع كلور الأمونيوم والماء .

٤- كاشف الأيروكروم الأسود (يحضر من حل 0.05 غرام في منه في 100 مل كحول 50%) .

٥- سحاحة ، بيشر ، أرلينة ، ماصة ، قمع .

٦- سخانة كهربائية .

5 – **العمل المخبري** :

١- يوضع 50 مل من الماء (العينة المدروسة) مقاساً بدقة كافية ، في أرلينة المعايرة .

٢- يضاف 2 مل تقريباً من المحلول المنظم ، إلى المحلول المائي في أرلينة المعايرة ، ثم قطرتان من كاشف الأيروكروم .

٣- تملأ السحاحة بمحلول عياره (0.02) نظامي من *EDTA* ، ويضبط المستوى على الصفر .

٤- تبدأ المعايرة بإضافة محلول *EDTA* من السحاحة تدريجياً مع تحريك المزيج

بشكل دائري إلى حين تغير اللون من الأحمر إلى الأزرق . ويسجل الحجم المستهلك من $EDTA$ عند نقطة التكافؤ .

٥- تعاد المعايرة لحين الحصول على قراءتين متطابقتين .

6 – النتائج والحسابات :

١- احسب عيار شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم في المحلول المائي ، ثم ما يكافئه من كربونات الكالسيوم مقدراً بالميلي غرام من العلاقة :

$$\underset{\text{محلول مائي}}{N_1\ V_1} = \underset{\text{محلول } EDTA}{N_2\ V_2}$$

ثم احسب عدد الغرامات في الليتر (حيث Eq الوزن المكافئ لـ $CaCO_3$):

$$P = N \cdot Eq$$

فيكون عدد الميلي غرامات في الليتر : $Z = P \times 1000$

وتكون القساوة بالنظام الأمريكي هي $\dfrac{Z}{17.8}$

٢- سخن 50 مل أخرى من الماء حتى قرب درجة الغليان ، ثم بردها إلى الدرجة العادية من الحرارة ، وانقل الماء إلى أرلينة المعايرة النظيفة ، ثم حدد درجة القساوة الدائمة كما في السابق .

٣- حدد القساوة المؤقتة بالشكل :

القساوة المؤقتة = القساوة الكلية – القساوة الدائمة

٤- حدد القساوة الكلية للمحلول المائي (المجهول) مقدراً بعدد الميلي غرامات من كربونات الكالسيوم / الليتر ، ثم وفق النظام الأمريكي .

7 – تحديد كل من الكالسيوم والمغنيزيوم في محلول مائي:

يؤخذ 50 مل من المحلول المائي في دورق مخروطي ويضاف إليه 3 – 2 مل من محلول ماءات الصوديوم $1\ N$ لجعل قيمة الـ $PH = 12.5$ تقريباً .يضاف إلى المحلول

قطرتان من كاشف ملون هو الميروكسيد(*Murexide*).

يضاف إلى المحلول من السحاحة محلول *EDTA* عياره $0.02\ N$ مع التحريك وحتى انقلاب اللون . إن محلول *EDTA* المضاف يتفاعل مع الكالسيوم فقط عند $PH = 12.5$ وبذلك يمكن تحديد تركيز الكالسيوم في المحلول المائي من العلاقة :

$$N_1\ V_1 = N_2\ V_2$$

حيث : V_1 , N_1 حجم وعيار المحلول المائي الحاوي شوارد Ca^{2+} .

V_2 , N_2 حجم وعيار محلول *EDTA* .

إن حجم محلول *EDTA* اللازم للتفاعل مع شوارد Mg^{2+} هو الفرق بين حجم *EDTA* في المعايرتين الأولى والثانية ، وعليه يمكن أيضاً تحديد تركيز شوارد المغنيزيوم من استعمال العلاقة العامة :

$$N_1\ V_1 = N_2\ V_2$$

حيث : V_1 , N_1 حجم وعيار المحلول المائي الحاوي شوارد Mg^{2+} .

V_2 , N_2 حجم وعيار محلول *EDTA* (فرق الحجم بين المعايرتين).

معايرات الأكسدة والإرجاع

Redox Titration

واستخدامها في تعيين نقاوة الأملاح

1- الهدف من التجربة :

التعرف على معايرات الأكسدة والإرجاع من خلال معايرة محلول برمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ ، مع محلول قياسي من حمض الحماض 0.1 نظامي (حمض الأوكزاليك) ، ثم استخدام محلول البرمنغنات في معايرة محلول كبريتات الحديدي النشادرية $FeSO_4(NH_4)_2SO_4$.

2- المبدأ النظري :

إن حمض الحماض مادة قياسية أولية توجد بهيئة بلورات تحوي جزيئين من ماء التبلور $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ ، وهي عامل مُرجع قوي تتفاعل بسهولة مع برمنغنات البوتاسيوم في وسط حمضي ، حيث تتأكسد إلى ثاني أوكسيد الكربون في حين يُرجع المنغنيز من Mn^{7+} ذي اللون البنفسجي إلى Mn^{2+} عديم اللون ، لذلك يمكن استخدام محلول حمض الحماض لمعايرة محلول برمنغنات البوتاسيوم بدون استعمال كاشف ملون للمعايرة . فعند إضافة محلول البرمنغنات تدريجياً إلى محلول حمض الحماض ، يزول اللون البنفسجي لتحول Mn^{7+} إلى Mn^{2+} ، وبعد الوصول إلى نقطة التكافؤ يكتسب المحلول لوناً وردياً ، لأن كل حمض الحماض يكون قد تفاعل ، لذلك فإن إضافة نقطة واحدة من محلول البرمنغنات تجعل المحلول ملوناً . وتجري التفاعلات التالية :

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O \qquad (\text{إرجاع})$$

$$5C_2O_4^{2-} \rightarrow 10CO_2 + 10e^- \qquad (\text{أكسدة})$$

$$2MnO_4^- + 16H^+ + 5C_2O_4^{2-} \Leftrightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 10CO_2 \quad (\text{التفاعل الكلي})$$

أو بالشكل الجزيئي :

$$2KMnO_4 + 5H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O + 3H_2SO_4 \rightarrow$$
$$2MnSO_4 + K_2SO_4 + 10CO_2 + 18H_2O$$

- أما كبريتات الحديدي النشادرية (ملح مور) : $FeSO_4(NH_4)_2SO_4$ فهي مادة تتأكسد بسهولة بواسطة البرمنغنات في وسط حمضي ، فتتحول شاردة الحديدي Fe^{2+} إلى شاردة الحديد Fe^{3+} ، وعند معايرة محلول الملح مع محلول قياسي من البرمنغنات ، يكتسب المحلول لوناً وردياً (كما في المعايرة السابقة) بعد الوصول إلى نقطة التكافؤ.
- تستخدم هذه المعايرة لمعرفة تركيز ونقاوة ملح مور في العينات التجارية :

(إرجاع) $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

(أكسدة) $5Fe^{2+} \rightarrow 5Fe^{3+} + 5e^-$

(التفاعل الكلي) $MnO_4^- + 8H^+ + 5Fe^{2+} \leftrightarrows 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$

والشكل الجزيئي لهذه المعادلة :

$$2KMnO_4 + 8H_2SO_4 + 10FeSO_4(NH_4)_2SO_4 \rightarrow$$
$$2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 10(NH_4)_2SO_4$$

3 – المواد والأدوات اللازمة :

سحاحة 50 مل ، بيشر وأرلينة ، مقياس مدرج ، ميزان حرارة ، قمع وقضيب تحريك ، محلول برمنغنات البوتاسيوم مجهول العيار ، محلول حمض الحماض 0.1 نظامي ، محلول ثاني كرومات البوتاسيوم 0.1 نظامي ، محلول ملح مور مجهول العيار .

4 – طريقة العمل :

آ – معايرة محلول برمنغنات البوتاسيوم مع محلول قياسي من حمض الحماض :

١- املأ السحاحة بمحلول البرمنغنات مجهول العيار .

٢- انقل بواسطة الماصة حجم 10 مل من محلول حمض الحماض $0.1N$ إلى دورق المعايرة ، وأضف إليه 10 مل من حمض الكبريت $4N$ ، وسخن المزيج بهدوء إلى الدرجة $60-70$ مئوية .

٣- ابدأ المعايرة مع التحريك المستمر إلى حين انقلاب اللون إلى اللون الوردي (بحيث لا يختفي هذا اللون عند رج المحلول) ، وسجل قراءة السحاحة . تأكد من أن المحلول يبقى ساخناً خلال المعايرة .

٤- تعاد التجربة إلى حين الحصول على قراءتين متطابقتين تقريباً ، ويؤخذ متوسط القراءتين ، ومنها عيارية محلول البرمنغنات من القانون :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

٥- احسب عدد غرامات البرمنغنات في الليتر من العلاقة :

$$P = N \cdot E_q$$

حيث E_q الوزن المكافئ للبرمنغنات ويساوي: $\frac{\text{وزنها المولي}}{5}$

لأن المنغنيز في تفاعل الأكسدة والإرجاع انخفض رقم أكسدته من $+7$ إلى $+2$ أي التغير هو (5) .

ب – معايرة محلول كبريتات الحديدي النشادرية :

١- املأ السحاحة بمحلول البرمنغنات القياسي (أصبح معلوم التركيز) .

٢- انقل إلى دورق المعايرة 10 مل من محلول كبريتات الحديدي النشادرية وأضف لها حوالي 10 مل من حمض الكبريت ($4N$) .

٣- ابدأ المعايرة بإضافة محلول البرمنغنات تدريجياً من السحاحة ، وسجل قـــراءة السحاحة عند حصول تغير لون المحلول إلى اللون الوردي .

٤- تعاد التجربة مرة أو أكثر ، ويحسب متوسط القراءات .

٥- احسب عيارية محلول كبريتات الحديدي النشادرية (N_1) من القانون :

$$N_1 \cdot 10 = N_2 \cdot V_2$$

حيث V_2 , N_2 حجم ونظامية محلول البرمنغنات ، وبالتالي احسب تركيـــز محلـــول ملح مور مقدراً بـــ غرام/ليتر :

$$P = N \cdot E_q$$

حيث E_q الوزن المكافئ لمحلول ملح مور ، ويساوي وزنه المولي لأن شاردة الحديدي فيه Fe^{2+} تأكسدت إلى Fe^{3+} وبالتالي الارتفاع برقم التأكسد هو (1) أي :

$$\text{الوزن المكافئ} = \frac{\text{الوزن المولي}}{\text{التغير في رقم التأكسد}}$$

$$= \frac{391}{1} = 391 \text{ غرام/مول}$$

تطبيق (2) :

- تعيين نسبة نقاوة كبريتات الحديدي في عينة تجارية بالمعايرة مع محلول قياسي من ثاني كرومات البوتاسيوم .

- **المبدأ والتفاعلات :**

إن كبريتات الحديدي النقية (الـــزاج الأخـــضر) $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ مـــادة مُرجعة تتأكسد إلى كبريتات الحديد $Fe_2(SO_4)_3$ عند تفاعلها مـــع محلـــول ثـــاني كرومات البوتاسيوم في وسط حمضي ، واستخدام ثنائي فينيل أمين كمشعر ، وهـــو عديم اللون يتحول إلى اللون البنفسجي عند نقطة التعديل .

ويضاف مزيج من حمض الفوسفور وحمض الكبريت إلى المحلول قبل المعايرة كي لا يظهر اللون البنفسجي قبل الوصول إلى نقطة التعديل .

بعد انتهاء التفاعل ، وتحول جميع شوارد Fe^{2+} إلى Fe^{3+} ، فإن نقطة واحدة زيادة من محلول ثاني كرومات البوتاسيوم تحول المشعر إلى حالته المتأكسدة ، ويظهر باللون البنفسجي مشيراً إلى انتهاء التفاعل :

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad (\text{إرجاع})$$

$$6Fe^{2+} \rightarrow 6Fe^{3+} + 6e^- \quad (\text{أكسدة})$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6Fe^{2+} \Leftrightarrow 2Cr^{3+} + 6Fe^{3+} + 7H_2O$$

والشكل الجزيئي لهذه المعادلة :

$$K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + 7H_2SO_4 \rightarrow$$
$$K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3Fe_2(SO_4)_3 + 7H_2O$$

لاحظ أن الوزن المكافئ لكبريتات الحديدي هو : $\frac{\text{الوزن المولي}}{1}$

لأن شاردة الحديدي Fe^{2+} تتحول إلى Fe^{3+} ويكون التغير في رقم التأكسد للكروم هو (3) لكل ذرة ، وبوجود ذرتي كروم يكون التغير الكلي في رقم التأكسد هو (6).

- **طريقة العمل** :

١- املأ السحاحة بمحلول ثاني كرومات البوتاسيوم من خلال قمع زجاجي صغير .

٢- ضع 10 مل من محلول كبريتات الحديدي بتركيز 16 غـــرام/ليتـــر في دورق المعايرة ، وأضف إليه 10 مل من حمض الكبريت ($4N$) و 3 مـــل مـــن حمض الفوسفور وحمض الكبريت المركز .

٣- أضف ثلاث قطرات من محلول المشعر (ثنائي فينيل امين) .

٤- ابدأ بإضافة محلول ثاني كرومات البوتاســـيوم القياســـي ($0.05N$) مـــن السحاحة مع التحريك المستمر للدورق إلى حين الوصول إلى نقطة التعديل، فينقلب لون المحلول إلى بنفسجي قوي .

٥- سجل القراءة للسحاحة عند نقطة التعديل ومنها الحجم المستهلك .

ومن القانون :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

احسب عيارية محلول كبريتات الحديدي (N_1) ، ثم عدد الغرامات/ليتر (النقية) من القانون :

$$P = N \cdot E_q$$

حيث E_q الوزن المكافئ لكبريتات الحديدي $FeSO_4 \cdot 7H_2O$

٦- احسب النسبة المئوية لكبريتات الحديدي النقية في العينة :

$$\text{النقاوة}\,\% = \frac{P}{16} \times 100$$

حيث 16 هي كتلة العينة الأصلية في ليتر من المحلول .

تعيين النسبة المئوية لمزيج صلب

1- **الهدف من التجربة :**

هو التعرف على بعض الطرق المتبعة لفصل وتحديد مكونات مزيج صلب من كربونات الصوديوم وكربونات الكلسيوم والرمل السيليسي ، اعتماداً على الخواص الكيميائية والفيزيائية لمكونات المزيج لفصلها ثم معايرتها .

2- **المبدأ النظري :**

يمكن الاعتماد على الخواص الفيزيائية والكيميائية لمكونات مزيج صلب لفصل مكوناته ، ومن ثم تحديد كمية كل مكون من مكونات المزيج في مقدار معلوم من المزيج للوصول إلى النسبة المئوية لهذه المكونات في المزيج ، ومن هذه الخواص الفيزيائية قابلية انحلال بعض المكونات في الماء ، وعدم قابلية انحلال مواد أخرى مما يمكننا من فصل هذه المواد عن بعضها بإضافة الماء ، ثم الترشيح لفصل الراسب عن المحلول ، ومن الخواص الكيميائية ، يمكننا الاعتماد على كون إحدى المواد تتفاعل مع الحمض مثلاً بينما لا تتفاعل مادة أخرى ، وعليه يمكن تحديد مقدار المادة التي تتفاعل مع الحمض بعملية معايرة بالحمض .

ليكن لدينا المزيج الصلب والمؤلف من المواد التالية :

١- كربونات الصوديوم Na_2CO_3 وهي مادة قابلة للانحلال في الماء ، وتتفاعل مع حمض كلور الماء .

٢- كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ ، وهي مادة غير قابلة للانحلال في الماء لكنها تتفاعل مع حمض كلور الماء .

٣- رمل سيليسي (رمل المازار) SiO_2 ، وهي مادة لا تنحل في الماء ، ولا تتفاعل مع الحموض .

إن إضافة الماء إلى مقدار معين من المزيج ، يؤدي إلى انحلال المادة الأولى فقط ، فإذا رشح المحلول ، فيمكن فصل المادة الأولى عن الثانية والثالثة ، ولتحديد مقدارها تتم عملية معايرتها بالحمض . ثم يؤخذ مقدار مماثل من المزيج ويضاف إليه الماء ثم يعاير (بدون عملية ترشيح) فتتم معايرة مجموع المادتين الأولى والثانية ، ولما كانت كمية المادة الأولى ، قد حددت سابقاً ، فيمكن حساب كمية المادة الثانية . ولمعرفة مقدار المادة الثالثة يطرح مجموع المادتين الأولى والثانية من المقدار الكلي للمزيج .

3 – **المواد والأدوات اللازمة :**

١- مزيج صلب مؤلف من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 ، وكربونات الكالسيوم $CaCO_3$ والرمل السيليسي SiO_2 .

٢- حمض كلور الماء $0.5\ N$.

٣- كاشف ملون (برتقالي الميتيل) .

٤- سحاحة $50\ m\ell$.

٥- أرلينة معايرة عدد 2 .

٦- قمع وورق ترشيح ومقياس مدرج وبيشر وقضيب زجاجي للتحريك .

4 – **العمل المخبري :**

١- زن بدقة مقداراً من المزيج الصلب ، وليكن $1g$ بشكل مسحوق ناعم ومجفف مسبقاً للتخلص من الرطوبة .

٢- ضع المزيج في البيشر ، وأضف عليه $50\ m\ell$ من الماء المقطر النقي ، وحركه بالقضيب الزجاجي ، فتنحل كربونات الصوديوم فقط ، أما القسم المنحل من كربونات الكالسيوم ، فهو قليل جداً يمكن إهماله .

٣- ضع القمع وفيه ورقة الترشيح فوق المقياس المدرج ، ثم رشح المحلول العكر حتى تجمع في المقياس المدرج حجماً قدره $25\ m\ell$ من المحلول الصافي (إذا

لم يكن المحلول صافياً بعد الترشيح ، أعد عملية الترشيح حتى الحصول على محلول صافٍ) لاحظ أن حجم المحلول $25\ m\ell$ هو نصف حجم المحلول الكلي ، وهو $50\ m\ell$.

٤- انقل المحلول الصافي إلى الأرلينة وضع 4 – 3 قطرات من الكاشف الملون (برتقالي الميتيل) فيتلون المحلول باللون الأصفر .

٥- املأ السحاحة بحمض كلور الماء $0.5\ N$ ، وابدأ عملية المعايرة ، وسجل حجم الحمض (V_1) اللازم حتى يتغير لون المحلول إلى اللون الأحمر . إن حجم الحمض V_1 هو الحجم اللازم للتفاعل مع نصف كمية المحلول ($25\ m\ell$) وعليه فإن حجم الحمض اللازم للتفاعل مع كامل المحلول هو $2V_1$.

٦- إن كل $1\ m\ell$ من الحمض تتفاعل مع $26.5\ mg$ من كربونات الصوديوم . ولحساب وزن كربونات الصوديوم الكلي في المزيج نضرب الحجم الكلي للحمض بهذا الرقم أي :

$$\text{وزن كربونات الصوديوم} = m_1 = 2V_1 \times 26.5 = \cdots \ mg$$

ولمعرفة كيفية التوصل إلى هذا الرقم نقول :

إن كل $1\ m\ell$ من الحمض $0.5\ N$ تحوي $\frac{36.5}{2}\ mg$ من الحمض

وإذا كتبنا معادلة التفاعل :

$$2HC\ell + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaC\ell + H_2O + CO_2$$

$$2 \times 36.5 \qquad 106$$

$$\frac{36.5}{2} \qquad x\ mg$$

$$x = \frac{106 \times \frac{36.5}{2}}{2 \times 36.5} = 26.5\ mg$$

٧- اغسل الأوعية الزجاجية ، وابدأ العمل من جديد بأخذ نفس الوزن السابق من المزيج ، وضعه في الأرلينة ، وضع فوقه $50\ m\ell$ من الماء المقطر . حرك المزيج نحو $2-1$ دقيقة حتى تنحل كربونات الصوديوم .

٨- بدون أن تقوم بعملية الترشيح ، أضف إلى المحلول عدة قطرات من الكاشف الملون فيصبح المحلول أصفراً ، ثم قم بعملية المعايرة بحمض كلور الماء مع ملاحظة ما يلي : عندما يتحول اللون إلى الأحمر ، توقف عن إضافة الحمض واستمر بالتحريك ، فيعود اللون إلى الأصفر ، والسبب هو وجود كربونات الكالسيوم الصلبة التي لم تتفاعل بعد مع الحمض ، استمر في إضافة الحمض ببطء مع التحريك حتى إذا أصبح اللون أحمراً ، ولم يعد إلى الأصفر بعد التحريك المستمر لمدة $2-1$ دقيقة ، عندئذ تكون المعايرة قد انتهت . سجل حجم الحمض الكلي المستهلك وليكن V_2 .

٩- إن الحجم V_2 يمثل حجم الحمض المستهلك للتفاعل مع كربونات الصوديوم وكربونات الكالسيوم . ولما كان حجم الحمض اللازم للتفاعل مع كربونات الصوديوم هو $2V_1$ فإن حجم الحمض اللازم للتفاعل مع كربونات الكالسيوم V_3 هو :

$$V_3 = V_2 - 2V_1$$

نفترض أن المزيج الصلب ، هو مزيج متجانس ، ويحوي كل غرام منه نفس الكميات من المكونات الثلاثة .

١٠- احسب وزن كربونات الكالسيوم في الخليط m_2 علماً بأن كل $1\ m\ell$ من الحمض تتفاعل مع $25\ mg$ من كربونات الكالسيوم حسب العلاقة :

$$\text{وزن كربونات الكالسيوم} = m_2 = V_3 \times 25 = \cdots\ mg$$

(قم بالتحقق من هذا الرقم بعملية حسابية مشابهة لما ورد في الفقرة ٦) .

١١- لحساب وزن الرمل السيليسي m_3 نطرح مجموع وزن كربونات الكالسيوم وكربونات الصوديوم من الوزن الكلي ($1g$)

وزن الرمل السيليسي $= m_3 = 1000 - (m_1 + m_2) = \cdots \; mg$

١٢- احسب النسبة المئوية لكل مكون من مكونات المزيج .

تعيين تركيز شاردة الكبريتات SO_4^{2-}

1- الهدف من التجربة :

هو التعرف على طريقة عملية وسريعة لقياس تركيز شاردة الكبريتات في محلول مائي ، اعتماداً على المعايرة الحجمية لمحلول مائي ، يحوي شاردة الكبريتات SO_4^{2-} باستعمال محلول كلور الباريوم وكاشف ملون .

مقدمة :

إن شاردة الكبريتات SO_4^{2-} توجد في المياه الطبيعية نتيجة انحلال بعض أملاح الكبريتات فيها ، ويتفاوت تركيز شاردة الكبريتات في المياه الطبيعية من بضعة ميلي غرامات في الليتر في مياه الشرب والمياه المعدنية (ماء بقين – الفيجة) إلى عدة آلاف ميلي غرام في الليتر في مياه بعض الآبار والمياه الجوفية الموجودة في تماس مع تربة غنية بأملاح الكبريتات كالتربة الجصية .

إن شاردة الكبريتات تعد من أخطر المواد التي تسبب تآكل الخرسانة الأسمنتية، فعندما ترشح المياه الحاوية على شاردة الكبريتات إلى داخل الخرسانة فإنها تتفاعل معها ويؤدي ذلك إلى تشكل نواتج تفاعل صلبة كبيرة الحجم ، وتسبب انتفاخاً وتصدعاً يضعف الحجر الأسمنتي شيئاً فشيئاً . إذا كان تركيز شاردة الكبريتات أقل من $1000\ mg/\ell$ (أو $1\ g/\ell$) فإن التآكل يكون ضعيفاً ، وإذا كان التركيز ($1-2\ g/\ell$) فيصبح التآكل متوسطاً ، أما إذا زاد عن ($2\ g/\ell$) فيصبح التآكل شديداً .

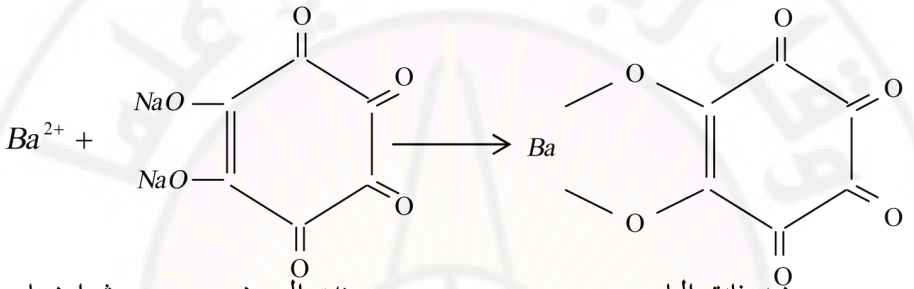
2- المبدأ النظري :

تعتمد فكرة معايرة شاردة الكبريتات على تفاعل الشاردة مع محلول كلور الباريوم ، الذي يكون متشرداً إلى شوارد الباريوم وشوارد الكلور ، حيث تتفاعل

شوارد الباريوم مع شوارد الكبريتات ليتشكل راسب أبيض من كبريتات الباريوم

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow Ba\,SO_4$$

وللاستدلال على نقطة انتهاء التفاعل ، يستعمل كاشف مناسب هو روديزونات الصوديوم $C_6O_6Na_2$ ، الذي يشكل مع شوارد الباريوم راسباً أحمر اللون حسب المعادلة :



شوارد باريوم　　روديزونات الصوديوم　　روديزونات الباريوم (راسب أحمر)

عند إضافة قطرة من محلول يحوي شاردة الكبريتات فوق المحلول الحاوي على روديزونات الباريوم الحمراء ، فإن شوارد الباريوم الحرة تتفاعل مع شوارد الكبريتات وتشكل راسباً أبيضاً ضعيف الانحلال هو $Ba\,SO_4$ ، ويبقى لون المحلول أحمراً ويميل إلى اللون الزهري ، نظراً لتشكل بعض الراسب الأبيض من $Ba\,SO_4$ ، ويحافظ المزيج على اللون الزهري لأن المحلول يحوي على شوارد الباريوم التي تشكل مع الكاشف راسباً أحمراً . وعند الوصول إلى نقطة انتهاء التفاعل تكون كل شوارد الباريوم قد تفاعلت مع شوارد الكبريتات المضافة . وبما أن كبريتات الباريوم ، أقل انحلالاً من روديزونات الباريوم ، فإن هذه الأخيرة تتفكك متحولةً إلى راسب $Ba\,SO_4$ ويبقى الكاشف بلون أصفر ، وهذا يدل على انتهاء التفاعل .

ومن معرفة حجم V_1 وعيار N_1 لكلوريد الباريوم ، وحجم محلول الكبريتات V_2 ، يمكن حساب عيار شاردة الكبريتات N_2 من تطبيق قانون المعايرة الأساسي :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

3 – **المواد والأدوات اللازمة :**

١- محلول كلور الباريوم ثنائي الماء $Ba\,Cl_2 \cdot 2H_2O$ ($0.2\,N$) .

٢- محلول يحوي شاردة الكبريتات بتراكيز مجهولة مختلفة ، وأحد هذه المحاليل يحوي شاردة الكبريتات بتركيز قدره $10\ g/l$ ، ويمكن تحضيره بحل 18.125غراماً من كبريتات البوتاسيوم في كمية من الماء المقطر ، ثم إتمام الحجم إلى ليتر واحد.

٣- كاشف ملون (روديزونات الصوديوم) يحضر الكاشف يوم التجربة، ويحفظ بعيداً عن الضوء حتى لا يتفكك .

٤- سحاحة وأرلينة للمعايرة ومقياس مدرج وماصة وقمع .

٥- محلول كلور الباريوم $Ba\,Cl_2 \cdot 2H_2O$ مجهول التركيز .

4 – **العمل المخبري :**

١- ضع $10\,m\ell$ من محلول كلور الباريوم ($0.2\,N$) في أرلينة نظيفة ، وأضف 3 – 4 قطرات من الكاشف الملون روديزونات الصوديوم ، فيتشكل راسب أحمر .

٢- جهز السحاحة ، واملأها بمحلول شاردة الكبريتات ذي التركيز المعلوم ، وهو $10\,g/\ell$.

٣- أضف محلول الكبريتات فوق محلول كلور الباريوم قطرة قطرة مع التحريك المستمر . لاحظ تشكل الراسب الأبيض من $Ba\,SO_4$ واستمرار اللون المائل إلى الأحمر (الزهري) . استمر في الإضافة مع التحريك ، حتى تلاحظ انقلاب اللون ، وزوال اللون الأحمر .

٤- توقف عن الإضافة فور انقلاب اللون ، وقس حجم محلول الكبريتات

المضاف.

٥- احسب عيار محلول الكبريتات من قانون المعايرة :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

حيث N_1 عيار محلول كلور الباريوم وهو $0.2\,N$.

V_1 حجم محلول كلور الباريوم وهو $10\,m\ell$.

N_2 عيار محلول شاردة الكبريتات .

V_2 حجم محلول شاردة الكبريتات المضافة .

٦- احسب تركيز شاردة الكبريتات مقدراً بالغرام / ليتر .

$$P = N \cdot E_q$$

حيث P = التركيز g/ℓ .

N = العيار (النظامية) .

E_q = المكافئ الغرامي للكبريتات = $\frac{96}{2}$.

٧- قارن النتيجة التي تحصل عليها مع القيمة المعلومة لتركيز شاردة الكبريتات في المحلول المستعمل وهي $10\,g/\ell$. إذا كانت القيمة التي حصلت عليها قريبة من هذا الرقم ، فهذا يدل على أن عملك وحساباتك صحيحة ومقبولة .

٨- احسب الخطأ المطلق ، وكذلك الخطأ النسبي المئوي للنتيجة التي حصلت عليها.

٩- اغسل الأرلينة وضع فيها $10\,m\ell$ من محلول كلور الباريوم المجهول العيار وأضف $4-3$ نقاط من محلول الكاشف ، ثم أتمم عملية المعايرة كالسابق باستخدام نفس محلول الكبريتات ذي التركيز $10\,g/\ell$.

١٠- إن الفارق بين هذه التجربة ، والتجربة السابقة ، هو أن المعلوم أصبح مجهولاً والمجهول أصبح معلوماً ، فكلور الباريوم الذي كان معلوماً ($0.2\,N$) أصبح

هنا مجهولاً ، أما محلول شاردة الكبريتات الذي افترضنا أنه كان مجهـــولاً في التجربة الأولى أصبح هنا معلوماً وهو $10\,g/\ell$.

١١- احسب عيار كلور الباريوم وتركيزه مقدراً بالـــ g/ℓ .

١٢- أفرغ السحاحة من محلول الكبريتات المعلوم ، وضع عوضـــاً عنـــه محلـــول كبريتات مجهول التركيز ($A, B, C, \cdots$) .

١٣- اغسل الأرلينة وضع فيها $10\,m\ell$ محلول كلـــور البـــاريوم ($0.2\,N$) مـــع قطرات من الكاشف الملون ، ثم أتمم عملية المعايرة كالـــسابق ، واحـــسب تركيز شاردة الكبريتات في المحلول المجهول مقدراً بـــ g/ℓ .

١٤- سجل النتائج في دفترك ، وسجل على ورقة خارجية تقرير بنتائج قيم التراكيز المجهولة المطلوبة منك .

ثابت جداء الانحلال للأملاح صعبة الانحلال
وتأثير الشاردة المشتركة

1- **الهدف من التجربة :**

- تحديد الانحلالية المولية ومن ثم ثابت جداء الانحلال K_{sp} لماءات الكالسيوم $Ca(OH)_2$ وإثبات أن الجداء الشاردي $[Ca^{2+}][OH^-]^2$ يبقى ثابتاً في محلول مشبع لماءات الكالسيوم .
- تحديد الانحلالية المولية لماءات الكالسيوم $Ca(OH)_2$ ، بوجود الشاردة المشتركة المضافة Ca^{2+}

2- **المبدأ النظري :**

إن العديد من الأملاح المعروفة ، وذات الانحلالية المحدودة في الماء تدعى بالأملاح ضعيفة الانحلال . والمحلول المشبع من هذا الملح ، يصل إلى حالة توازن ديناميكي بين الملح وشوارده في المحلول المائي .

مثال ذلك محلول مشبع من كبريتات الباريوم $Ba\,SO_4$ يكون هناك حالة توازن بين $Ba\,SO_{4(s)}$ وشوارده $Ba^{2+}_{(aq)}$ و $SO^{2-}_{4(aq)}$ بالشكل :

$$Ba\,SO_{4(s)} \Leftrightarrow Ba^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$$

وبتطبيق قانون فعل الكتلة على هذا التفاعل المتوازن يكون :

$$K = \frac{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]}{[Ba\,SO_4]}$$

- وحيث إن تركيز $Ba\,SO_4$ ، ثابت في درجة الحرارة المعتبرة نجد :

$$K_{sp} = k[Ba\,SO_4] = [Ba^{2+}]\,[SO_4^{2-}]$$

يدعى K_{sp} ثابت جداء الانحلال للملح $Ba\,SO_4$ وقيمته صغيرة جداً

وتساوي 1.5×10^{-9} (يوجد جداول خاصة لعديد من الأملاح صعبة الانحلال وقيمة K_{sp} لها) ومن معادلة التشرد يمكن حساب الانحلالية S :

$$K_{sp}=[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]=1.5\times10^{-9}$$

وحيث : $S=[Ba^{2+}]=[SO_4^{2-}]$ نجد :

$$S^2==1.5\times10^{-9}\Rightarrow S=3.9\times10^{-5}\ \ mol/liter$$

و S هي أيضاً قيمة ما ينحل من ملح $BaSO_4$ (لاحظ معادلة التشرد) ، ويطلق على جداء الشوارد $[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$ اسم الجداء الشاردي :

- ففي المحلول المشبع ، يكون الجداء الشاردي مساوياً الثابت K_{sp} ، أما في المحلول غير المشبع ، فيكون الجداء الشاردي أصغر من K_{sp} .

وفي المحلول فوق المشبع ، يكون الجداء الشاردي أكبر من K_{sp} وعندها يترسب قسم من الملح ، حتى يصبح الجداء الشاردي مساوياً K_{sp} .

- **تأثير الشاردة المشتركة :**

إن إضافة الشاردة المشتركة SO_4^{2-} (بإضافة 0.001 مول/ليتر من كبريتات التوتياء $ZnSO_4$) تزيح التوازن التالي :

$$\underset{x'}{BaSO_4}\Leftrightarrow\underset{x'}{Ba^{2+}}+\underset{(x'+0.001)}{SO_4^{2-}}$$

إلى جهة تشكل الملح $BaSO_4$ (حسب مبدأ لوشاتولييه في التوازن) حتى التوازن من جديد ، وبالتالي تتناقص الانحلالية S من القيمة $3.9\times10^{-5}\ mol/liter$ إلى القيمة S' $1.5\times10^{-6}\ mol/liter$.

3 – أدوات التجربة وموادها :

١- بيشر سعة 25 مل عدد 2 ، سحاحة سعة 50 مل ، دورق معايرة سعة 100 $m\ell$.

٢- أرلينة سعة 125 مل عدد 4 ، ممص 25 مل ، سدادات للأرلينة .

٣- مشعر مناسب للمعايرة (الفينول فتالئين) .

٤- محلول $0.1\ M$ من HCl ، مركب $Ca(OH)_2$ الصلب .

٥- مركب كلور الكالسيوم الصلب ثنائي الماء $CaCl_2 \cdot 2H_2O$ أو اللامائي $CaCl_2$.

٦- محلول ماءات الصوديوم 100 مل بتركيز ($1\ M$)

4 – **العمل المخبري :**

أولاً : حساب انحلالية ماءات الكالسيوم

١- أضف نحو 1 غرام من ماءات الكالسيوم الصلبة إلى أرلينة تحوي 100 مل من الماء المقطر ، ضع السدادة على الأرلينة ، وحرك المحلول حتى ينحل قسم من ماءات الكالسيوم ، ونحصل على محلول مشبع . يرشح المزيج للتخلص من الجزء الصلب الزائد من ماءات الكالسيوم ، والرشاحة هي محلول مشبع نقي من ماءات الكالسيوم ، يكون تركيز شوارد الماءات ضعفي تركيز شوارد الكالسيوم وعليه يكون الانحلال (S) لماءات الكالسيوم وحسب المعادلة :

$$Ca(OH)_2 \Leftrightarrow Ca^{2+} + 2\,OH^-$$

$$S = [Ca(OH)_2] = [Ca^{2+}] = \frac{[OH^-]}{2}$$

ملاحظة : يفضل ترك المحلول الحاوي $Ca(OH)_2$ ، الصلب لفترة طويلة مع التحريك لضمان الوصول إلى حالة الإشباع .

٢- خذ 25 مل من المحلول المشبع النقي ، وضعه في أرلينة ، وأضف إليه بضع قطرات من الكاشف (الفينول فتالئين) وأضف من السحاحة حمض كلور الماء مع التحريك وحتى زوال اللون الأحمر .

٣- احسب تركيز الشاردة OH^- علماً بأن التفاعل بين الحمض والشاردة

OH^- يتم بنسبة 1:1 حسب المعادلة :

$$OH^- + HCl \rightarrow H_2O + Cl^-$$

٤- احسب انحلالية ماءات الكالسيوم S مقدرةً بـ mol/ℓ ثم بـ g/ℓ .

٥- احسب ثابت جداء الانحلال K_{sp} لماءات الكالسيوم .

ثانياً : حساب الانحلالية بوجود شاردة مشتركة هي Ca^{2+}

١- ضع 1 غرام من ماءات الكالسيوم + 10 غرام من ملح كلور الكالسيوم المائي $CaCl_2 \cdot 2H_2O$ أو اللامائي $CaCl_2$ في دورق معايرة سعة 100 ml ، وأضف إليه الماء المقطر ، وحرك حتى الانحلال الكامل لكلور الكالسيوم ، وانحلال ماءات الكالسيوم ، للوصول إلى حد الإشباع . رشح المحلول للحصول على محلول مشبع نقي (يفضل تحضير المحلول في وقت سابق للحصول على محلول مشبع) .

٢- خذ 25 مل من المحلول المشبع النقي ، وعاير بحمض كلور الماء كما في السابق واحسب تركيز الشاردة OH^- .

٣- احسب الانحلالية الجديدة S' (هل هي أقل من S ؟ ولماذا ؟) .

٤- احسب جداء التراكيز الجديد وقارنه مع K_{sp} . ماذا تلاحظ ؟

ثالثاً : حساب الانحلالية بوجود الشاردة المشتركة هي OH^-

١- ضع في أرلينة 1 غرام من $Ca(OH)_2$ الصلب مع 100 مل من محلول ماءات الصوديوم 1 M ضع السدادة ، ثم حرك جيداً ، حتى يصبح المحلول مشبعاً (يفضل تحضير المحلول في وقت سابق ، وتركه حتى يصل إلى حد الإشباع) .

٢- رشح المحلول ، ثم خذ 25 مل من الرشاحة النقية ، وعايرها بحمض كلور الماء كما في السابق .

٣- إن تركيز OH^- الكلي ، هو مجموع تركيز محلول OH^- المستعمل ، وهو $1\ M$ ، وهو التركيز الناتج عن انحلال ماءات الكالسيوم حيث S' هي الانحلالية الجديدة بوجود $Na\,OH$.

٤- احسب الانحلالية الجديدة S' من العلاقة :

$$K_{sp} = [Ca^{2+}]\,[OH^-]^2$$

$$K_{sp} = [\ S'\ ]\,[1 + 2S']^2 \approx S'$$

(لأن S' أصغر بكثير من 1 فيمكن إهمالها). ماذا تلاحظ ؟ .

سرعة التفاعلات الكيميائية

1- **الهدف من التجربة :**

هو الدراسة التجريبية لبعض العوامل الهامة ، التي تؤثر على سرعة التفاعلات الكيميائية مثل تغيير التركيز ودرجة الحرارة . ثم تحديد مرتبة التفاعل وطاقة التنشيط E_a .

2- **المبدأ النظري :**

من أجل التفاعل الافتراضي التالي :

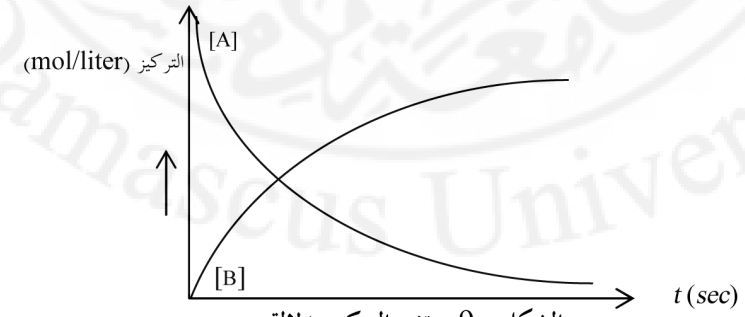
$$A + B \rightarrow C + D$$

فإن سرعة هذا التفاعل ، يمكن أن تعطى بدلالة تغير تركيز أية مادة من المواد المتفاعلة ، أو الناتجة عن التفاعل بدلالة الزمن ، أي تساوي إلى مشتق التركيز (مقدراً بـ $mol/liter$) بدلالة الزمن . ومثال على ذلك :

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

والشكل التالي ، يوضح تغير التراكيز بدلالة الزمن لتفاعل من الشكل : $A \rightarrow B$

- ويتضح مما سبق أن سرعة التفاعل غير ثابتة بمرور الزمن ، وتتعلق سرعة التفاعل



الشكل (9) تغير التركيز بدلالة

عموماً باحتمال تصادم الجزيئات المتفاعلة بقوة تكفي للتغلب على حاجز قدروي لإعطاء نواتج جديدة . وبالتالي فإن هذه التصادمات (الفعالة منها) تزداد بازدياد تركيز الجزيئات المتفاعلة من جهة ، وبارتفاع درجة حرارتها من جهة أخرى (زيادة في الطاقة الحركية للجزيئات) .

- **التجربة** (1) :

سندرس في هذه الحالة تفاعل حمض كلور الماء مع محلول ثيوكبريتات الصوديوم $Na_2\,S_2\,O_3$ ، حيث يمكن تحديد سرعة التفاعل من قياس الزمن اللازم لظهور العكر في وعاء التفاعل ، نتيجة ترسب الكبريت في المحلول بالشكل :

$$2\,HCl + Na_2\,S_2\,O_3 \;\rightarrow\; 2\,NaCl + SO_2 + S_{\downarrow} + H_2\,O$$

أو الشكل الشاردي

$$2\,H^+ + S_2\,O_3^{2-} \;\rightarrow\; SO_2 + S_{\downarrow} + H_2\,O$$

يمكن تحديد سرعة التفاعل عن طريق قياس الزمن اللازم ، لترسب كمية معينة من الكبريت ، وبالتالي فإن سرعة التفاعل في هذه الحالة ، تتناسب عكساً مع الزمن اللازم، أو طرداً مع مقلوب الزمن .

وبفرض أن $[\,S_2\,O_3^{2-}\,]$ هو تركيز الثيوكبريتات مقدراً بـ مول/ليتر تكون سرعة التفاعل :

$$(*) \qquad V = \frac{d[S_2\,O_3^{2-}]}{dt} = k\,[S_2\,O_3^{2-}]^{\,n}$$

حيث n هو مرتبة التفاعل ويكون $n=1$ إذا كان التفاعل من المرتبة الأولى بالنسبة للثيوكبريتات . ويمكن أن نكتب مما سبق :

$$-\frac{d[S_2\,O_3^{2-}]}{[S_2\,O_3^{2-}]} = k\,dt \qquad \Rightarrow \qquad \frac{\ln\,[S_2\,O_3^{2-}]}{C_0} = -k\,t$$

حيث C_0 هو ثابت التكامل . أي برسم تغيرات التركيز $\ln(S_2\,O_3^{2-})$ بدلالة الزمن

نحصل على منحني انسيابي . وبأخذ لوغاريتم طرفي العلاقة السابقة (*) نجد :

$$\log V = \log k + n \log[S_2\, O_3^{2-}]$$

وبرسم المقدار $\log V$ أو ($\log \frac{1}{t}$) بدلالة $\log[S_2\, O_3^{2-}]$ نحصل على خط مستقيم ميله يساوي مرتبة التفاعل n . ونقطة التقاطع مع محور العينات هو $\log k$ ، حيث وجد تجريبياً أن مرتبة التفاعل بالنسبة إلى HCl تساوي الصفر . وبالتالي :

$$V = k[S_2\, O_3^{2-}]^{n}\ [HCl]^{0}$$

أي أن سرعة التفاعل تتناسب مع تركيز الثيوكبريتات مرفوعة إلى القوة n .

3 – المواد والأدوات اللازمة

١"- بيشر عدد (2) سعة 100 مل .

٢"- أسطوانة مدرجة 100 مل وأخرى سعة 10 مل .

٣"- ميقاتية للزمن .

٤"- محلول HCl ($3M$) .

٥"- محلول ثيوكبريتات الصوديوم ($0.15\ M$) وماء مقطر .

4 – العمل المخبري :

١"- ارسم دائرة على ورقة بيضاء وظللها بالحبر ، ثم ضع وعاء التفاعل فوقها ، صب في وعاء التفاعل 25 مل من محلول الثيوكبريتات .

٢"- أضف $4\ ml$ من المحلول الحمضي ، وعين من بدء الإضافة ، الزمن اللازم لاحتجاب الدائرة المظللة بشكل تام . ما هو سبب الاحتجاب ؟ .

٣"- أعد التجربة مغيراً تركيز الثيوكبريتات وفق الجدول التالي ، وثبت في كل تجربة حجم HCl المضاف ($4\ ml$) من المحلول $3M$.

5 – **النتائج والحسابات :**

الجدول (2) حجوم السوائل المستعملة في تجربة سرعة التفاعلات

$\frac{1}{t}(\sec^{-1})$	$t(\sec)$	حجم HCl $(3M)$ (ml)	حجم H_2O (ml)	التركيز الجديد (M)	حجم $Na_2S_2O_4$ $(0.15\ M)$
–	–	4	0	0.13	25
–	–	4	5	0.1	20
–	–	4	10	0.077	15 *
–	–	4	15	0.050	10
–	–	4	20	0.026	5

يحسب تركيز الثيوكبريتات الجديد في كل تجربة من قانون التمديد :

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \qquad \Rightarrow \qquad 0.15 \times 25 = M_2 \times 29$$

$$M_2 = \frac{0.15 \times 25}{29} = 0.13 \ \ mol/liter$$

– ارسم سرعة التفاعل ($\frac{1}{t}$) بدلالة تركيز محلول ثيوكبريتات ، ما هو شكل المنحني ؟

– ارسم السرعة بدلالة مربع التركيز .

– ارسم تغيرات $\log V$ بدلالة $\log[S_2O_3^{2-}]$.

– عين مرتبة التفاعل بالنسبة لمادة الثيوكبريتات ، ثم اكتب عبارة السرعة . ما هي قيمة ثابت السرعة k ؟

التجربة (2) :

– تأثير درجة الحرارة وحساب طاقة التنشيط E_a :

بصورة عامة تزداد سرعة التفاعل الكيميائي بازدياد درجة الحرارة ، حيث تزداد طاقة التنشيط E_a لعدد من الجزيئات المتفاعلة ، ويكون ناتج تصادمها مرافقاً بتشكل نواتج التفاعل ، وقد وضع أرينيوس العلاقة بين ثابت سرعة التفاعل (وبالتالي سرعة التفاعل) ودرجة الحرارة بالشكل :

$$K = Ae^{-E_a/RT}$$

حيث: R ثابتة الغازات

E_a طاقة التنشيط مقدرة بالجول (أو الكيلو جول)

A ثابتة أرينيوس (وهي خاصة بالتفاعل المعتبر وتصادم الجزيئات).

– يمكن كتابة العلاقة السابقة بشكلها اللوغاريتمي :

$$\ln K = -\frac{E_a}{RT} + Const.$$

ومن رسم $\ln K$ (أو $2.3 \log K$) مع مقلوب درجة الحرارة $\frac{1}{T}$ نحصل على مستقيم ميله يساوي $-E_a/R$ – .

– أعد عملية زمن ظهور العكر ، واختفاء الدائرة المظللة في درجات الحرارة 20 و 30 و 40 و 50 مع المحافظة في كل مرة على التراكيز كما في القيمة الثالثة * .

– رتب النتائج كما في الجدول التالي :

الجدول (3) نتائج تجربة سرعة التفاعلات

$t\,(C^\circ)$	$T(K^\circ)$	$\frac{1}{T}$	زمن ظهور العكر $t(\sec)$	سرعة التفاعل $V \approx \frac{1}{t}$	$\log V$

- ارسم السرعة ($1/t$) بدلالة درجة الحرارة ، ما هو الشكل الناتج ؟
- ارسم لوغاريتم السرعة (لوغاريتم مقلوب الزمن) بدلالة مقلـــوب درجـــة الحرارة ($\frac{1}{T}$) واستنتج قيمة طاقة التنشيط E_a من ميل المستقيم الناتج.

حرارة انحلال ملح في الماء

1- **الهدف من التجربة :**

هو الحصول على حرارات ، أو أنتالبيات الانحلال لعدة أملاح صلبة وشاردية وعلاقتها بأنتالبيات الإماهة ، والطاقة الشبكية لهذه الأملاح .

2- **المبدأ النظري :**

تمثل حرارة أو أنتالبية التفاعل الكيميائي الفرق في أنتالبيات الروابط المتفككة وأنتالبيات الروابط المتشكلة ، وبمعنى آخر هي الفرق بين أنتالبيات الروابط للمواد المتفاعلة ، وبين أنتالبيات الروابط للمواد الناتجة عن التفاعل .

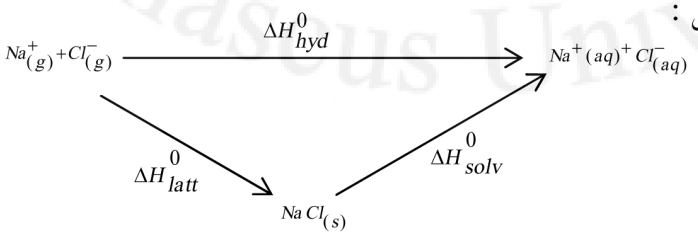
أما في التحولات الفيزيائية ، فإن أنتالبية التحول ، تمثل الفرق بين قوى التجاذب قبل التحول وبعده .

- وعند انحلال الأملاح في الماء فإن أنتالبية الذوبان ΔH^0_{solv} تساوي محصلة أنتالبية الشبكة البلورية ΔH^0_{latt} وأنتالبية الإماهة ΔH^0_{hyd} وفق العلاقة :

$$\Delta H^0_{solv} = -\Delta H^0_{latt} + \Delta H^0_{hyd}$$

- وحيث إن $(-\Delta H^0_{latt})$ للشبكة البلورية تكون موجبة ، وأنتالبية الإماهة سالبة، وتختلف قيمها من ملح إلى آخر ، فإن أنتالبية الإنحلال ΔH^0_{solv} سالبة في بعض الأملاح وموجبة في بعضها الآخر ، وقد تكون قريبة من الصفر .

- فمن أجل ملح $NaCl$ يمكن تلخيص ما سبق شعاعياً وفق قوانين الكيمياء الحرارية بالشكل :



$$\Delta H^0_{hyd} = \Delta H^0_{latt} + \Delta H^0_{solv}$$

- وحيث إن ΔH^0_{latt} للمركب $Na\,Cl_{(s)}$ تساوي $-769.12\ kJ/mol$ و ΔH^0_{solv} تساوي $-5.43\ kJ/mol$ (تجريبياً) يكون :

$$\Delta H^0_{hyd} = -769.12 - 5.43 = -763.68\ kJ/mol$$

- وفي هذه التجربة ، سنقوم بإيجاد حرارة ، أو أنتالبية الانحلال ΔH^0_{solv} لبعض الأملاح المجهولة . على أن تحسب حرارة الانحلال أولاً مقدرة بـ جول / غرام للملح . ثم من أجل كل مول .

3 – **المواد والأدوات اللازمة** :

سحاحة ، دورق مخروطي ، مسعر (وعاء ديوار) ، بيشر عدد 2 ، ميزان حرارة ، أملاح ذات انحلالية جيدة في الماء مثل :

$$Ca\,Cl_2 \quad , \quad K\,Br \quad , \quad Na\,Br \quad , \quad Na\,Cl \quad , \quad Na\,NO_3$$

4 – **العمل المخبري** :

١- انقل 50 مل من الماء إلى المسعر ، بعد الحصول على معادله المائي ، وسجل درجة الحرارة عند ثبوتها t_1 .

٢- زن حوالي 7 غرام من الملح المطلوب حساب حرارة انحلاله .

٣- أضف الملح إلى ماء المسعر ، وحرك جيداً ، ثم سجل أكبر درجة حرارة (إذا كان التغير ناشر للحرارة) أو أقل درجة حرارة (إذا كان التغير ماص للحرارة) ، t_2 ، ثم حدد الكتلة النهائية للمحلول وهي كتلة الماء + الملح .

٤- أعد العملية باستخدام مختلف الأملاح المتوفرة لديك .

5 – **النتائج والحسابات** :

حدد لكل ملح :

١- كتلة الملح المستخدمة (m) وكتلة المحلول الملحي (m').

٢- التغير في درجة الحرارة (Δt) .

٣- المعادل المائي W للمسعر ثم كمية الحرارة (Q_1) التي يمتصها المسعر

$Q_1 = W(t_2 - t_1)$.

٤- (Q_2) التي يتبادلها المحلول الملحي $Q_2 = m'c(t_2 - t_1)$.

(مع اعتبار أن الحرارة النوعية للمحلول الملحي = 3.98 جول/لكل غرام/لكل درجة)

٥- جملة الحرارة المتبادلة من أجل m غرام (Q) .

$$Q = Q_1 + Q_2$$

للانحلال للمسعر للمحلول

٦- حرارة الانحلال المرتبطة بمول واحد من الملح والموافقة : ΔH^0_{solv}

- من أجل الملح $Na\,NO_3$ له وزن مولي 85 غرام/مول يكون :

كل $\frac{7}{85}$ مول من ملح $Na\,NO_3$ (يتبادل) حرارة Q

كل 1 مول من ملح $Na\,NO_3$ (يتبادل) حرارة ΔH^0_{solv}

وبالتالي نجد :

$$\Delta H^0_{solv} = \frac{85 \times Q}{7}\ J/mol$$

تمرين : إذا كانت الطاقة الشبكية للمركب $K\,Br$ تساوي $672\ KJ/mol$ – استنتج أنتالبية الإماهة ΔH_{hyd} ، مستخدماً قيمة ΔH^0_{solv} المحسوبة تجريبياً .

تطبيق (2) : من أجل المركبات صعبة الانحلال في الماء ، التي يزداد انحلالها بارتفاع درجة الحرارة مثل حمض البنزويك ، يمكن حساب أنتالبية الانحلال ΔH_{solv} من معادلة فانت هوف بعد القيام بتحديد قيمة الانحلالية S للمادة في درجات حرارة مختلفة :

$$\log S = -\frac{\Delta H_{solv}}{2 \cdot 3RT} + C$$

توضع كمية زائدة من حمض البنـــزويك الصلب في الماء ، ويحرك جيداً ثم يؤخذ بالممص حجم معين من المحلول الحمضي المشبع ، ويعاير بماءات الصوديوم . يسخن المحلول ، ثم تعاد عملية المعايرة وهكذا .... برسم $\log S$ بدلالة $\frac{1}{T}$ نحصل على مستقيم ميله $-\frac{\Delta H_{solv}}{2 \cdot 3RT}$

قانون بييـــر ــ لامبـــرت

1- **هدف التجربة :**

هو التعرف على مطيافية الامتصاص ، والتحقق من قانون بيير ــ لامبرت

2- **المبدأ النظري :**

آ ــ **تمهيد** : يعرف الضوء بأنه إشعاع كهرطيسي ، يتألف من فوتونات ، وينتـــشر على شكل أمواج ، أي أن له تواتراً وطول موجه . فلو لاحظنا الضوء الأبيض مـــثلاً، فإنه عند إسقاطه على موشور ، يتحلل إلى مكوناته (أحمر ــ برتقالي ــ أصـــفر ..) حيث يسمى كل شعاعٍ منها بـــ شعاع وحيد اللون ، أي أنه وحيد الطول الموجي . وعليه فإن الضوء الأبيض ، هو ضوء مركب من عدد من الأطوال الموجية .

الجدول (٤) أطوال موجات مختلف أنواع الإشعاعات

X-Ray	Ultraviolet	Visible	Infra red	Micro wave	Radio wave
أشعة رونتجن	فوق بنفسجي	مرئي	تحت الحمراء	أمواج ميكروية	أمواج الراديو

λ(nm) 200 320 800 10^5 10^7 10^{11}

سنركز في دراستنا على الامتصاص في المجال المرئي من الأشعة ، وهنا لا بـــد من الإشارة إلى أن المحاليل التي تمتص في المجال المرئي ، هي محاليل ملونة حتماً . وكما لاحظنا في المخطط السابق ، فـــإن المجـــال المرئـــي محـــصور بـــين طـــولي الموجـــة $\lambda = [320 - 800]\ (nm)$.

ب ــ مفهوم مطيافية الامتصاص : تعرف المطيافية بشكل عام بأنهـــا علـــم يـــدرس تبادلات الطاقة الكهرطيسية بين المادة وما يحيط بها . ومن أنواعها مطيافية الامتصاص، التي تعتمد على تسليط ضوء وحيد اللون (*monochromatic*) على العينة ، فتمتص

هذه العينة بعضاً من طاقة الإشعاع ، وتؤدي الطاقة الممتصة لدى الجزيئات والشوارد إلى زيادة الطاقة الإلكترونية والدورانية والاهتزازية . فإذا قيست شدة الضوء بعد مروره في المحلول (I) وتمت مقارنتها مع شدة الحزمة الضوئية في البدء ، قبل مرورها في المحلول ، (I_0) ، فيمكن عندئذ حساب تركيز المادة التي امتصت الضوء وذلك وفق قانون بيير ــ لامبرت :

$$A = \log \frac{I_0}{I} = \varepsilon . b . c$$

حيث : A الامتصاص (*Absorbtion*) .

I_0 شدة الحزمة الضوئية قبل المرور في المحلول .

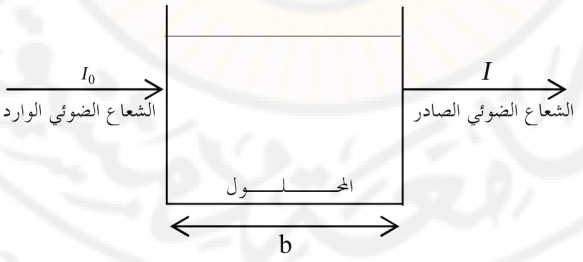
I شدة الحزمة الضوئية بعد مرورها في المحلول .

c التركيز المولاريتي ــ التركيز الجزيئي الحجمي ــ (مول/ليتر).

b سماكة الخلية مقدرة بالـ سم (cm) .

ε الامتصاصية الجزيئية .

انظر الشكل (10)



الشكل (10)

جـ ــ **الامتصاصية الجزيئية** (ε) : وتختلف قيمتها من مادة إلى أخرى ، لكنها ذات قيمة ثابتة في المادة الواحدة إذا تم مراعاة ما يلي :

1- قياس امتصاص المادة عند طول الموجة الأعظمي λ_{max} ، حيث تتفاوت

قدرة المادة على الامتصاص ، تبعاً للطول الموجي للضوء المسلَّط عليها ، ويكون الامتصاص أعظمياً عند طول موجة معين يسمى λ_{max} الشكل (2)

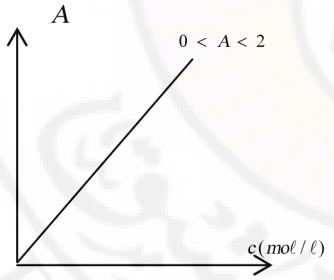
2 – قياس امتصاص المحاليل الممددة فقط . إذ إن التراكيز العالية تؤدي إلى تغير في قدرة امتصاص المادة للضوء الساقط عليها . وبالتالي يجب أن يكون الامتصاص ضمن مجال محدد لا يتعداه $0 < A < 2$.

فإذا تمت مراعاة هذين الشرطين ،كان قانون بيير ـــ لامبرت صحيحاً ويكون :

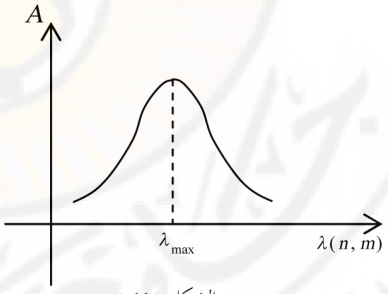
$$A = \log \frac{I_0}{I} = \varepsilon . c$$

عندما $b = 1$

فيكون التناسب بين الامتصاص والتركيز تناسباً خطياً ، وبرسم الخط البياني يمكن استنتاج تركيز مادة مجهولة بمجرد قياس امتصاصها للضوء عند λ_{max} ، ثم استقراء



الشكل (12)



الشكل (11)

تركيزها من الخط البياني . وتمثل النسبة $\frac{A}{c}$ ميل الخط المستقيم ، وهو قيمة معامل الامتصاصية الجزيئية ε : الشكل (12) .

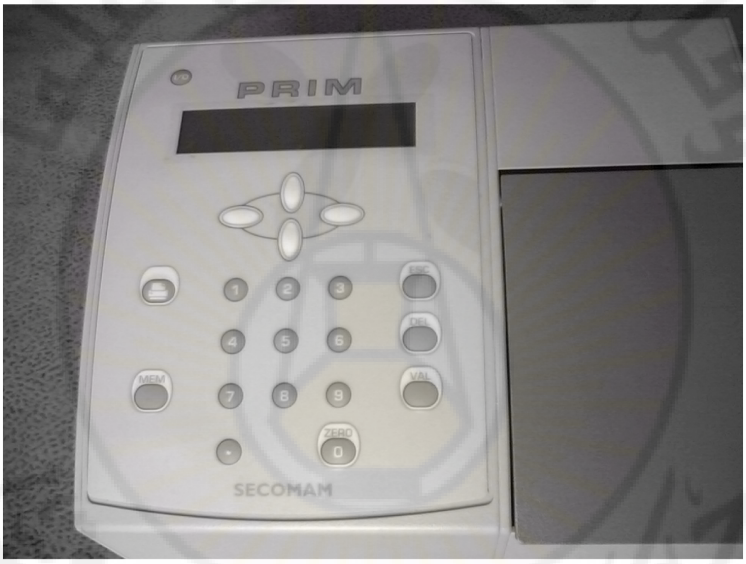
3 – **المواد والأدوات اللازمة** : دورق معايرة سعة $500\ m\ell$ عدد (1) – دورق معايرة سعة $25\ m\ell$ عدد (6) – ماصة مدرجة سعة $10\ m\ell$ عدد (1) – جهاز

امتصاص في المجال المرئي – خلايا زجاجية سماكتها $b = 1cm$ عدد (2)

مادة كرومات البوتاسيوم – ماء مقطر .

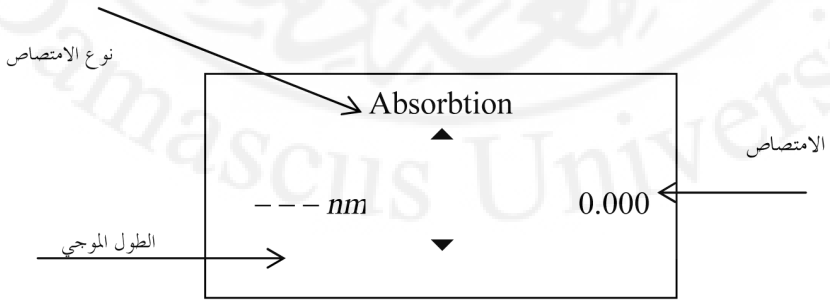
آ – وصف الجهاز :جهاز مطيافية الامتصاص *Secomom* فرنسي ذو حجرة واحدة تتسع لخلية واحدة . يقيس الامتصاص بدقة 0.001 وتتراوح الأطوال الموجية التي يقيسها بين [800–320] أي في المجال المرئي فقط .

ب – **واجهة الجهاز :**



جهاز مطيافية الامتصاص الشكل (١٣)

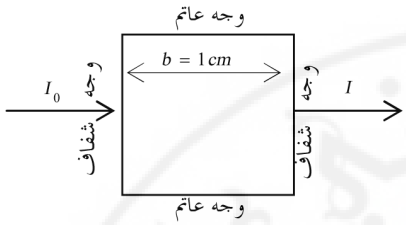
جـ – **آلية تشغيل الجهاز :** نضغط زر التشغيل فتطفأ الشاشة



الرقمية ويبدأ الجهاز بإجراء فحص ذاتي سريع . ومن ثم يظهر على الشاشة

نوع القياس *Absorbtion* ويكون بقياس امتصاص العينة عند طول موجة معين يتم إدخاله . ويتم ذلك كما يلي :

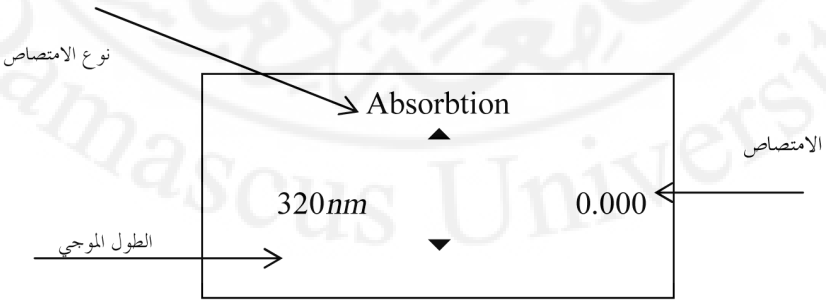
١- تعبأ خلية القياس الزجاجية بالمادة المُحلَّة وهي الماء في أغلب الأحيان ويُسمى هذا بالـ *Blank* أو المحلول الشاهد . يلاحظ أن للخلية الزجاجية وجهين مختلفين . الوجه الأول شفاف ، والثاني عاتم ، وكل وجهان متقابلان متماثلان يراعى عند وضع الخلية في الجهاز ، أن يكون الوجه الشفاف مُعرضاً للشعاع الضوئي وليس العكس .وأن يكون الوجه الشفاف نظيفاً وجافاً للحصول على نتائج صحيحة ودقيقة.



مقطع عرضي في الخلية الزجاجية الشكل (١٤)

٢- يتم وضع الخلية الشاهدة – *Blank* – داخل حجرة الجهاز ، ويراعى إغلاق الحجرة بشكل جيد ، وذلك بالضغط عليها

٣- يتم إدخال الطول الموجي المؤلف من ثلاثة أرقام محصورة ضمن المجال $nm\,[320-800]$ وليكن $320\ nm$ مثلاً وبعد الانتهاء من الإدخال نضغط الزر *Val* فتظهر الشاشة التالية :



الشكل (١٥) شاشة جهاز المطيافية

٤- ثم نضغط الـــــ  حتى نجعل قراءة الامتصاص في الزاوية اليمنى صفراً.

٥- نقوم بإخراج الخلية الشاهد (*Blank*) من حجرة الجهاز ، ونضع بدلاً منها العينة المـُعبّأة في الخلية الزجاجية الثانية بحيث يقابل الوجه الشفاف مـــصدر الشعاع الضوئي. نغلق باب الحجرة ونقرأ الامتصاص على الشاشة في الزاوية اليمنى .

٦- تكرر العملية في كل مرة مع كل عينة جديدة ، أو عند أي تغـــيير للطـــول الموجي ، حيث يجب ضبط الامتصاص على القراءة صفر أولاً مـــع الخليـــة الشاهدة ثم إدخال العينة المطلوبة وقراءة امتصاصها وتسجيله .

4 – **العمل المخبري :**

آ – **تحضير المحاليل :**

١- قم بوزن $0.243\ g$ من كرومات البوتاسيوم بدقة .

٢- ضعها في بالون معايرة سعة $500\ m\ell$ ، ثم أضف إليها القليل من الماء المقطر. حرك حتى يتم انحلال كرومات البوتاسيوم .

٣- أتمم الحجم حتى الإشارة الموجودة على البالون بالماء المقطر . خـــض بـــالون المعايرة جيداً حتى التأكد من تمام الامتزاج . وهكذا تكون حـــصلت علـــى محلول من كرومات البوتاسيوم تركيزه $2.5\times10^{-3}\ mol/\ell$ وهـــو المحلـــول الأساسي – المحلول الأم – الذي سنقوم بتحضير باقي المحاليل منه.

٤- حضر من المحلول الأم ذي التركيز $25\times10^{-3}\ mol/\ell$ ستة محاليل عيارية ذات التراكيز التالية :

1×10^{-4} , 1.5×10^{-4} , 2×10^{-4} , 2.5×10^{-4} , 3×10^{-4} , 3.5×10^{-4}

مثال : تحضير المحلول الأول :

المحلول الأم		المحلول الممدد	
2.5×10^{-3}	$\times$ V $=$	3.5×10^{-4}	$\times$ 25
تركيز المحلول	الحجم الواجب أخذه منه	تركيز المحلول المطلوب المحضر	الحجم الكلي للمحلول الممدد

$$\Rightarrow \quad V = 3.5\ m\ell$$

أي نقوم بأخذ $3.5\ m\ell$ من المحلول الأم ذي التركيز $2.5\times10^{-3}\ mol/\ell$ ونضعها في دورق معايرة سعة $25\ m\ell$ ، ثم نتمم إلى الحجم $25\ m\ell$ حتى العلامة على دورق المعايرة . نخض البالون بضع مرات لضمان امتزاج السائل بالماء المقطر ، وبالتالي نكون قد حصلنا على المحلول الممدد المطلوب 3.5×10^{-4} .

٥- احسب الحجوم اللازم أخذها لكل من المحاليل الممددة الباقية، وقم بتحضيرها.

ب – **تحديد λ_{max} طول الموجة الأعظمية للمادة** :

١- شغل الجهاز وانتظر حتى ينهي معايرته الذاتية .

٢- أدخل بواسطة الأزرار المرقمة طول الموجة $330\ nm$ ثم اضغط 

٣- اغسل الخليتين الزجاجيتين ، واملأ الأولى بالماء المقطر – *Blank* – المحلول الشاهد ، والثانية بمحلول كرومات البوتاسيوم ذي التركيز $2.0\times10^{-4}\ mol/\ell$. احرص على نظافة سطوح الخلايا ، وإمساكها من الوجه العاتم .

$\lambda\,(nm)$	A
330	
340	
⋮	
420	

جدول (5) الامتصاص عند أطوال موجات مختلفة

٤- ضع الخلية الأولى الحاوية على الماء المقطر – *Blank* – في حجرة الجهاز أغلق باب الحجرة واضغط 
 .

٥- راقب الشاشة الرقمية حتى تعطي امتصاصاً مقداره 0.000 .

٦- أخرج الخلية الأولى ، ثم أدخل الخلية الثانية الحاوية على كرومات البوتاسيوم. سجل قيمة الامتصاص عند طول الموجة المحدد .

٧- كرر العملية في كل مرة مع تغيير طول الموجه بزيادة مقدارها $10\ nm$ وذلك بالتداول بين خلية المحل *Blank* ، وخلية العينة *Sample* .

٨- سجل نتائجك في جدول (1) .

٩- ارسم المنحني البياني : A بدلالة λ ، وحدد بناء عليه قيمة λ_{max} لمادة كرومات البوتاسيوم.

١٠- استنتج أن قيمة $\lambda_{max} = 380\ nm$ بالنسبة لمادة كرومات البوتاسيوم .

جـ – تحديد تركيز مادة مجهولة :

١- أدخل المحلول الشاهد إلى حجرة الجهاز وأغلقها .

٢- غير طول الموجة حتى تكون موافقة لـ λ_{max} الموافقة والمادة المستخدمة – كرومات البوتاسيوم – باستخدام الأرقام والزر  .

٣- اضغط  حتى تصبح قراءة الامتصاص 0.000 .

٤- عبئ الخلية الثانية بمحلول كرومات البوتاسيوم ذي التركيز $1\times10^{-4}\ mol/\ell$ وقِس امتصاصها .

٥- سجل النتيجة في جدول (2) .

٦- أخرج الخلية العينة وأدخل مكانها الخلية الشاهد *Blank* وأعد تصفير الجهاز.

$\lambda_{max} = \dots\ nm$	
$C(mol/\ell)$	A
1×10^{-4}	
1.5×10^{-4}	
2.0×10^{-4}	
2.5×10^{-4}	
3.0×10^{-4}	
3.5×10^{-4}	

جدول (6)الامتصاص من أجل تراكيز مختلفة

٧- عبئ الخلية الثانية بمحلول كرومات البوتاسيوم ذي التركيز $1.5\times10^{-4}\,mol/\ell$ ، وقِس امتصاصه .

٨- كرر العملية حتى نهاية المحاليل التي حضرتها .

٩- ارسم المنحني البياني A بدلالة C ، ولاحظ تشكل خط مستقيم ، وبذلك تكون قد حصلت على سلسلة عيارية لكرومات البوتاسيوم .

١٠-احسب ميل الخط ، وبالتالي قيمة معامل الامتصاصية الجزيئية لكرومات البوتاسيوم .

١١-خذ محلول مجهول التركيز من كرومات البوتاسيوم ، قس امتصاصه ، ثم استقرئ قيمة تركيزه من خلال المنحني الذي رسمته .

قانون هيس

1- الهدف من التجربة :

تهدف التجربة إلى التأكد من قانون هيس في الكيمياء الحرارية بصورة تجريبية عن طريق حساب أنتالبية التشكل لأوكسيد المغنـــزيوم

2- المبدأ النـــظـــري :

- بين العالم هيس أن الأثر الحراري للتفاعل الكيميائي لا يتعلق بالطريق الذي يجـــري وفقه التفاعل ، بل يتعلق بوضعي الجملة الابتدائي والنهائي فقط .

وحيث إن حرارة التشكل لمركب كيميائي (أو أنتالبية التشكل) هو كمية الحـــرارة المرافقة لتشكل مول واحد من هذا المركب من عناصره الأساسية في الشروط القياسية ($P = 1\ atm\ ,\ t = 25 C^{\circ}$) ، فإنه عندما يصعب القيام بالتفاعل المؤدي إلى المركب انطلاقاً من عناصره الأساسية ، فإنه بالإمكان الحصول على أنتالبية التشكل القياســـية بطريقة غير مباشرة بتطبيق قانون هيس في الكيمياء الحرارية ، حيث يعتبر أن التغير في الأنتالبية لتفاعل ما ، هو مجموع تغيرات الأنتالبية للمجمـــوع الجـــبري للتفـــاعلات الحرارية المكونة له .

مثال :

1) $Mg_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$: ΔH^{0}_{1}

2) $MgO_{(s)} + 2H^{+}_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$: ΔH^{0}_{2}

3) $H_{2(g)} + 1/2\, O_{2(g)} + H_2O_{(\ell)}$: ΔH^{0}_{3}

وإذا عكسنا جهة التفاعل (2) وجمعنا النتيجة مع التفاعل (3) والتفاعل (1) نحـــصل

على التفاعل :

$$Mg_{(s)} + 1/2\,O_{2(g)} \rightarrow MgO_{(s)} + H_{2(g)} \quad : \qquad \Delta H_4^0$$

حيث يمكن حساب ΔH_4^0 والممثلة لأنتالبية تشكل أكسيد المغنيزيوم $MgO_{(s)}$ القياسية وتساوي :

$$kJ/mol \quad \Delta H_4^0 = \Delta H_1^0 + \Delta H_3^0 - \Delta H_2^0$$

حيث ΔH_3^0 هو أنتالبية التشكل القياسية للماء السائل ، وتساوي تقريباً إلى $-285.40\,kJ/mol$

3 – الأدوات والمواد اللازمة :

١- مسعر ، ميزان حرارة ، أنبوب اختبار ، ميزان بدقة $\pm 1\ mg$

٢- حمض HCl ($0.5M$) ، مسحوق Mg ، مسحوق MgO

4 – العمل المخبري :

أولاً : تحديد ΔH_1 لتفاعل المغنيزيوم مع الحمض :

١- تحدد أولاً قيمة المعادل المائي للمسعر (W) كما يلي : يوضع في المسعر كتلة محددة من الماء m_1 بدرجة حرارة t_1 ، يضاف إلى المسعر كمية من الماء بدرجة حرارة أعلى t_2 كتلتها m_2 فتصبح درجة حرارة المزيج t_3 (أقل من t_2 وأعلى من t_1) وتكون كمية الحرارة المفقودة من الماء الساخن مساوية إلى كمية الحرارة التي اكتسبها الماء البارد والمسعر وعليه يكون :

$$m_2 c(t_2 - t_3) = m_1 c(t_3 - t_1) + W(t_3 - t_1)$$

حيث : m_2 = كتلة الماء الساخن المضاف .

t_2 = درجة حرارة الماء الساخن .

t_3 = درجة حرارة المزيج النهائية .

m_1 = كتلة ماء المسعر .

t_1 = درجة حرارة ماء المسعر البدائية .

c = السعة الحرارية للماء وهي $4.18\ J/g\cdot c^\circ$.

W = المعادل المائي للمسعر .

٢- ضع $100\ g$ من حمض HCl داخل المسعر ، وعين درجة حرارته t_1 .

٣- زن بدقة $0.4\ g$ من مسحوق المغنيزيوم .

٤- ضع ميزان الحرارة داخل المسعر ، وأضف المغنيزيوم .

٥- حرك وسجل أعلى درجة t_2 [يمكن حساب t_2 بشكل أدق بالطريقة البيانية بأخذ درجة الحرارة كل نصف دقيقة ، ولمدة خمس دقائق بعد المزج، ثم رسم درجة الحرارة بدلالة الزمن ، واستقراء أعلى درجة حرارة للمزيج. انظر الشكل (9) ص 47].

٦- تحسب كمية الحرارة المنتشرة من التفاعل Q ، والمساوية إلى كمية الحرارة التي اكتسبها المحلول Q_1 ، وكمية الحرارة التي اكتسبها المسعر Q_2

$$Q = Q_1 + Q_2 = m\,c(t_2 - t_1) + W(t_2 - t_1)$$

٧- إن Q المحسوبة ، هي الحرارة المنتشرة من تفاعل $0.4\ g$ من المغنيزيوم ، قم بحساب ΔH_1 ، وهي الحرارة المنتشرة من تفاعل مول واحد من المغنيزيوم

$$\Delta H_1 = \frac{Q}{0.4 \div 24}$$

ثانياً : تحديد ΔH_2 لتفاعل أكسيد المغنيزيوم مع الحمض :

١- انقل إلى المسعر نفسه $100\ g$ من حمض HCl ، وعين درجة حرارته t_1 .

٢- زن بدقة $0.6\ g$ من أكسيد المغنيزيوم .

٣- ضع ميزان الحرارة داخل المسعر ، وأضف أكسيد المغنيزيوم .

٤- حرك وسجل أعلى درجة t_2 (يمكن حسابها بيانياً) .

٥- إن كمية الحرارة التي انتشرت من التفاعل Q' هي مجموع كمية الحرارة التي اكتسبها المحلول Q'_1 و كمية الحرارة التي اكتسبها المسعر Q'_2

$$Q' = Q'_1 + Q'_2 = m' c(t_2 - t_1) + W(t_2 - t_1)$$

٦- إن Q' المحسوبة هي الحرارة المنتشرة من تفاعل $0.6\ g$ من أكسيد المغنيزيوم. قم بحساب ΔH_2 ، وهي الحرارة المنتشرة من تفاعل مول واحد من أكسيد المغنيزيوم

$$\Delta H_2 = \frac{Q'}{0.6 \div 40}$$

ملاحظة : إن قيمة c لمحلول الحمض تساوي تقريباً $4.07\ J/g\cdot c^\circ$ ، وقيمة m هي كتلة الحمض وتساوي تقريباً $100\ g$.

ثالثاً : احسب أنتالبية تشكل أكسيد المغنيزيوم ΔH_4 من العلاقة :

$$\Delta H_4^0 = \Delta H_1^0 + \Delta H_3^0 - \Delta H_2^0$$

حيث ΔH_3^0 هي أنتالبية التشكل القياسية للماء السائل وتساوي : $-285.4\ KJ/mol$.

قلويـــــة الأســـمنت

1- الهدف من التجربة :

هو التحقق من أن تفاعل الأسمنت مع الماء ، يعطي وسطاً قلوياً ، حيث ترتفع قيمة الـــ PH إلى قيمة مرتفعة أكبر من 12 بعد عدة دقائق من مزج الأسمنت مـــع الماء ، وكذلك التحقق من أن جداء تراكيز شوارد الكالسيوم والماءات ، يرتفـــع إلى قيمة عالية أكبر من جداء الانحلال .

2- المبدأ النـــظـــري :

عندما يتفاعل الأسمنت مع الماء العادي الذي تكون قيمة الـــ PH له تساوي 7 تقريباً ، فإن قيمة الـــ PH ترتفع بسرعة خلال دقائق ، لتتجاوز القيمة 12 وذلك لتشكل ماءات الكالسيوم $Ca(OH)_2$ ، التي تكون بشكل شوارد الكالـــسيوم Ca^{2+} وشوارد الماءات OH^-

$$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$$

إن مصدر ماءات الكالسيوم ، هو تفاعل سيليكات ثلاثية الكالسيوم C_3S مع الماء ، ويمكن لمكونات الأسمنت الأخرى ، أن تتفاعل أيضاً مع الماء ، وتعطي بعض الشوارد، لكن هذه التفاعلات بطيئة ، ولذلك يمكن بتقريب جيد أن نعد مصدر هذه الـــشوارد في الدقائق أو الساعات الأولى من بدء التفاعل هو ماءات الكالسيوم ، الـــتي يكـــون تركيز شوارد الماءات ضعفي تركيز شوارد الكالسيوم .

إذا كان الماء المستعمل ماءً مقطراً ، فإن تركيز شوارد الكالسيوم فيه يـــساوي الصفر تقريباً ، كما أن تركيز شوارد الماءات صغير جداً ، وهو نحـــو $10^{-7}\ mol/\ell$ ، وعندما يبدأ تفاعل الأسمنت مع الماء ، فإن تراكيز كل من الكالسيوم والماءات ، يزداد

بسرعة في الدقائق الأولى ، ثم ببطء ليصل إلى قيمة عظمى بعد نحو ساعتين ، حيث يكون عندها جداء التراكيز أكبر بمرة ونصف من جداء الانحلال تقريباً .

ويرجع بعض الباحثين السبب في عدم ترسب ماءات الكالسيوم من المحلول فوق المشبع إلى وجود كمية من مواد سيليكاتية منحلة لها فعل معطل (مسمم) لتشكل ونمو بلورات ماءات الكالسيوم ، ومع ازدياد تركيز الشوارد يتم التغلب على الفعل المسمم للمواد السيليكاتية ، وتبدأ ماءات الكالسيوم الصلبة بالتشكل والترسب، فيقل تركيزها في المحلول لتصل إلى حد الإشباع .

يمكن تحديد تركيز شوارد الماءات في المحلول بعد فصل حبيبات الأسمنت الصلبة عن المحلول بواسطة الترشيح ، ثم معايرة شوارد الماءات باستعمال حمض كلور الماء . ولحساب تركيز شوارد الكالسيوم بتقريب جيد ، يمكن تقسيم تركيز شوارد الماءات على 2 باعتبار أن ماءات الكالسيوم ، تتشكل من شاردة كالسيوم وشاردتين ماءات .

3 – الأدوات والمواد اللازمة :

١- أرلينة للمعايرة .

٢- وعاء بلاستيك مع غطاء .

٣- سحاحة .

٤- مقياس مدرج $50\ m\ell$ وقمع ودورق ترشيح ومحقن (سيرينغ) .

٥- أسمنت .

٦- حمض كلور الماء $0.1\ N$.

٧- كاشف ملون (فنول فتالئين) .

4 – العمل المخبري :

١- يوزن $15\ g$ أسمنت ويوضع في الوعاء البلاستيكي .

٢- يضاف إلى الأسمنت $60\,ml$ ماء نقي مقطر .

٣- يوضع الغطاء على الوعاء ، ويحرك المزيج لمدة دقيقة واحدة .

٤- يترك المزيج ليرقد مدة دقيقة أخرى ، ثم يؤخذ من السائل الطافي إما بواسطة محقن (سيرينغ) أو بالإبانة ويرشح على مقياس مدرج للحصول على $10\,ml$ من المحلول الصافي ، ضع الغطاء واحتفظ بالمزيج الباقي للمرحلة التالية مع تحريكه كل بضع دقائق .

٥- ينقل المحلول الصافي إلى الأرلينة ، ويضاف إليه نقطتان من محلول الفنول فتالئين ، فيتلون المحلول باللون الأحمر .

٦- تتم عملية المعايرة لشوارد الماءات بإضافة حمض كلور الماء $0.1\ N$ من السحاحة حتى زوال اللون الأحمر .

٧- احسب عيار الماءات (مكافئ / ليتر) ، وهو يساوي تركيز الماءات مقدراً بالمول / ليتر .

٨- احسب تركيز شوارد الكالسيوم وهو نصف تركيز الماءات .

٩- احسب جداء التراكيز حسب العلاقة :

$$\text{جداء التراكيز} = [Ca^{2+}][OH^-]^2$$

١٠- قارن قيمة جداء التراكيز مع قيمة K_{SP} لماءات الكالسيوم وهي (3×10^{-5}) .

١١- بعد مرور 40 دقيقة من بدء مزج الأسمنت والماء ، يترك المزيج ليرقد ثم يؤخذ من المحلول الطافي بواسطة المحقن (سيرينغ) ، أو بالإبانة ويرشح منه $10\,ml$ في مقياس مدرج .

١٢- تُجرى عملية المعايرة كما في السابق ويُحسب جداء تراكيز الشوارد أيضاً، ويقارن مع قيمة K_{SP} . إذا كان جداء التراكيز أكبر من K_{SP} فهذا يعني أن

المحلول أصبح فوق مشبع .

١٣- احسب الزيادة المئوية في جداء التراكيز عن حد الإشباع من العلاقة :

$$\text{الزيادة } \% = \frac{\text{جداء التراكيز} - K_{SP}}{K_{SP}} \times 100 = \cdots \%$$

Damascus University

قياس التغير في الطاقة الحرة القياسية ΔG°

Gibbs Free Energy

لتفاعل النحاس مع التوتياء

1- الهدف من التجربة :

هو حساب التغير في الطاقة الحرة القياسية ΔG° (طاقة جيبس) لتفاعل كبريتات النحاس مع التوتياء بالطريقة الكهربائية ، ودراسة تلقائية التفاعل ، ثم حساب ΔH° الموافقة لهذا التفاعل بتطبيق العلاقة الأساسية في الترموديناميك :

$$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$$

حيث تؤخذ قيم الأنتروبي للتفاعل :

$$Cu^{++} + Zn(s) \Leftrightarrow Cu(s) + Zn^{++}$$

من الجداول الخاصة . يمكن حساب قيمة ΔH^0 لهذا التفاعل بالطريقة المسعرية، ومن ثم المقارنة بين الطريقتين .

2- المقدمة النظرية :

تعتمد قياسات حرارة أو أنتالبية التفاعلات على الطريقة المسعرية التي تستخدم المسعر لحساب الحرارة المنتقلة من جسم إلى آخر ، ومن حالة إلى أخرى ، ولكن عند دراسة تفاعلات الأكسدة والإرجاع ، يمكن الحصول على قيمة هذه الطاقة الحرارية بطريقة ثانية ، تعتمد على قياس الطاقة الكهربائية (E) المرتبطة بمرور ألكترونات التفاعل (خلية غلفانية) ومنها حساب الطاقة الحرة القياسية :

$$\Delta G^0 = -n\ F\ E^0$$

حيث إن :

ΔG^0 : تمثل الطاقة الحرة القياسية .

F : ثابت فاراداي ويساوي 96500 كولون .

n : عدد الألكترونات المتبادلة في الخلية الغلفانية الناتجة عن تفاعلات الأكسدة والإرجاع .

E^0 : كمون الخلية القياسي ($e.m.f$ القياسية) .

حيث :

$$E^0 = E_1^0 + E_2^0$$

إذ إن E_1^0 هو كمون الأكسدة القياسي لنصف الخلية الأول و E_2^0 هو كمون الإرجاع القياسي لنصف الخلية الثاني .

– **مثال** : يتفاعل النحاس (Cu) مع التوتياء (Zn) بالشكل :

$$Cu^{++}_{(aq)} + Zn(s) \Leftrightarrow Cu(s) + Zn^{++}_{(aq)}$$

والذي ينشأ عن مجموع نصفي تفاعل الأكسدة والإرجاع التاليين :

$E_1^0 = +0.76\ V$ $\quad Zn(s) \rightarrow Zn^{++}_{(aq)} + 2e$ (أكسدة عند المهبط)

$E_2^0 = +0.34\ V$ $\quad Cu^{++}_{(aq)} + 2e \rightarrow Cu(s)$ (إرجاع عند المصعد)

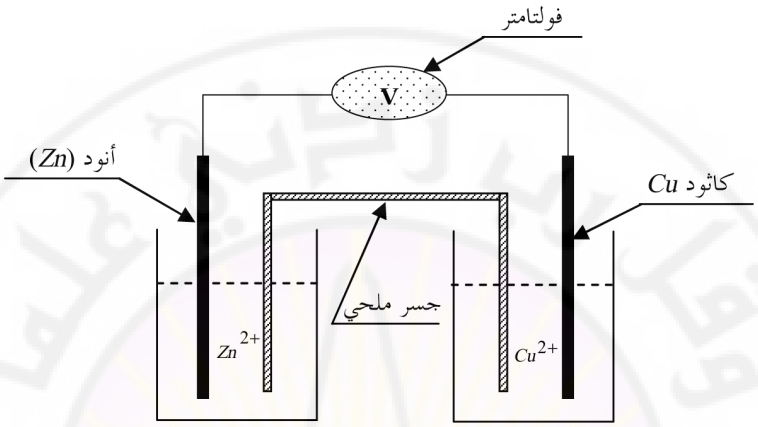
– والشروط القياسية هي الشروط التي يتم فيها التفاعل السابق عند $25C^\circ$ وضغط $1\ atm$ وتركيز المحاليل ($1M$) .

ويمكن أن نرمز للخلية السابقة (دانييل) بالشكل :

$$Zn \mid Zn^{++}_{(aq)} \parallel Cu^{++}_{(aq)} \mid Cu_{(s)}$$

– يمثل الخط المزدوج الجسر الملحي ، الذي يمكن الشوارد من المرور عبره لضمان

التوازن الشاردي والكهربائي داخل الخلية . كما هو مبين في الشكل التالي :



الشكل – 16– خلية دانييل

– ويكون الكمون القياسي للخلية بالشكل :

$$E^0 = E_1^0 + E_2^0$$

$$E^0 = 0.76 + 0.34 \Rightarrow E^0 = 1.1\ V$$

إذا كانت تراكيز المحاليل لا تساوي ($1M$) ، نطبق قانون نرنست في الخلايا الكهربائية لحساب E :

$$E = E^0 - \frac{0.059}{n} \log \frac{[Zn^{++}]}{[Cu^{++}]}$$

حيث n عدد الألكترونات المتبادلة في الخلية (في مثالنا $n = 2$)

كما ذكرنا إن التعرف على الجهد القياسي للخلية سيمكننا من الحصول على قيمة ΔG^0 القياسية لتفاعل الخلية وبالتالي قيمة ΔH^0 .

– **الطريقة الأولى** (الكهربائية) :

نحسب ΔS^0 للتفاعل انطلاقاً من قيم الأنتروبي S^0 لمكونات التفاعل :

$$Cu^{++} + Zn \Leftrightarrow Cu + Zn^{++}$$

حيث :

$$\Delta S^0 = [S^0_{Cu} + S^0_{Zn^{2+}}] - [S^0_{Cu^{2+}} + S^0_{Zn}]$$

حيث S^0 لمكونات التفاعل تعطى بالشكل :

الجدول (7) الأنتروبي القياسية لبعض المواد

العنصر	Cu	Cu^{2+}	Zn	Zn^{2+}
$S^0\ (J\ mol^{-1}.k^{-1})$	33.2	-99.6	41.6	-112.1

ومن العلاقة : $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$

يكون : $\Delta H^0 = \Delta G^0 + T\Delta S^0$

– **ملاحظة** : عند عدم توفر قيم للأنتروبي القياسية لمواد التفاعل نلجأ للحساب التقريبي ، والمتمثل في اقتراب قيمة ΔS^0 للتفاعل من القيمة ($136 \times \Delta n_g$) جول أي:

$$\Delta H^0 = \Delta G^0 + T(136 \times \Delta n_g)$$

حيث إن Δn_g تمثل الفرق بين عدد المولات الغازية للنواتج والمتفاعلات .

3 – **العمل المخبري** :

- جهز خلية دانييل القياسية كما في الشكل ... الخلايا الغلفانية)
- حدد عدد الألكترونات المتبادلة في تفاعل الخلية .
- قس E^0 .
- استخرج قيمة ΔG^0 بعد معرفة E^0 .
- حدد قيمة ΔH^0 .

- حدد قيمة ثابت التوازن k^0 لتفاعل الخلية علماً أن :

$$\Delta G^0 = -R\,T\,\ln k^0$$

- عرف إشارة كل قطب للخلية وحدد اتجاه التفاعل .

قياس (ΔH) **بالطريقة المسعرية :**

١- زن 1.63 غرام من مسحوق التوتياء (Zn) ، وضعها داخل المسعر بعد تحديد سعته ، وكتلته النوعية (المعادل المائي).

٢- خذ 100 مل من محلول كبريتات النحاس $(0.5\,M)$ ، وسجل درجة حرارتها t_1 .

٣- أضف وبسرعة محلول كبريتات النحاس إلى التوتياء ، وراقب درجة الحرارة مع التحريك المستمر .

٤- سجل أعلى درجة حرارة يصل إليها المحلول t_2 (يمكن تحديدها بدقة بيانياً).

٥- زن المسعر بمحتوياته .

4 – النتائج والحسابات :

١- حدد كتلة الخليط .

٢- حدد عدد مولات المواد المتفاعلة Cu^{++} و Zn .

٣- احسب كمية الحرارة الممتصة من قبل المسعر Q_1 (السعة الحرارية للمسعر وتوابعه) ، وكمية الحرارة الممتصة من قبل الخليط Q_2 باعتبار أن الحرارة النوعية للخليط هي $(4)\,J\,g^{-1}\,k^{-1}$ فتكون Q للتفاعل $Q = Q_1 + Q_2$.

٤- حدد قيمة (ΔH_1) للتفاعل من أجل كل مول للمادة المحددة للتفاعل (الأقل في عدد المولات) .

٥- قارن ما حصلت عليه الآن مع ما حصلت عليه في السابق .

التحليل الكيفي لبعض الشوارد

الهدف من التجربة :

هو التعرف على بعض طرق الكشف عن وجود عدد من الشوارد المعدنية الموجبة وبعض الشوارد السالبة في محلول مائي بطرق بسيطة .

أولاً – الكشف الكيفي عن بعض الشوارد المعدنية الموجبة

1- المبدأ النظري :

تشكل معظم الشوارد المعدنية راسباً ، هو ماءات المعدن عند إضافة كمية قليلة من محلول قلوي قوي مثل ماءات الصوديوم . وبعض هذه الرواسب ينحل عند إضافة زيادة من المحلول القلوي ، وبعضها الآخر لا ينحل . وعند استخدام محلول قلوي ضعيف مثل ماءات الأمونيوم ، يمكن أن تختلف النتائج ، وهذا يساعد على التمييز بين الشوارد .

إن محاليل شوارد المعادن الانتقالية ، تكون ملونة وتعطي راسباً ملوناً من ماءات المعدن عند إضافة محلول قلوي ، مما يجعل الكشف عنها أمراً سهلاً ، أما المعادن الأخرى فإنها إما أن تشكل راسباً أبيض اللون مثل الألمنيوم والرصاص والكالسيوم والتوتياء الخ .. أو لا تشكل راسباً مثل المعادن القلوية كالصوديوم والبوتاسيوم .

2- المواد والأدوات اللازمة :

١- سبعة محاليل يحوي كل محلول منها شاردة معدنية واحدة من الشوارد التالية :

$$Fe^{2+} \quad Cu^{2+} \quad Al^{3+} \quad Pb^{2+} \quad Ba^{2+} \quad Ca^{2+} \quad Ag^{1+}$$

٢- محلول ماءات الصوديوم (عبوة بلاستيك + قطارة) .

٣- محلول ماءات الأمونيوم (عبوة بلاستيك + قطارة) .

٤- محلول يحوي شاردة الكبريتات (حمض الكبريت) .

٥- حامل أنابيب + سبعة أنابيب اختبار .

3 – **العمل المخبري :**

١- ضع في الأنبوب الأول (1 مل) من أحد المحاليل السبعة .

٢- أضف من القطارة (2 – 3) نقاط من محلول ماءات الصوديوم ، هز الأنبوب قليلاً ، وانتظر نحو دقيقة ، ولاحظ تشكل راسب أو عكر .

٣- أضف من العبوة البلاستيكية زيادة من محلول ماءات الصوديوم (2 – 4 مل) ولاحظ ماذا يحصل للراسب ، سجل النتيجة .

٤- أعد العمل على بقية المحاليل وسجل النتائج .

٥- اغسل الأنابيب ، وأعد التجارب السابقة تماماً وذلك باستعمال محلول ماءات الأمونيوم بدلاً من ماءات الصوديوم ، وسجل النتائج في كل حالة .

٦- يلاحظ مما سبق أن المحلول الحاوي لشوارد الرصاص ، يعطي نتائج مشابهة لحالة الألمنيوم . ولذلك يجب إجراء تجربة إضافية للتمييز بينهما . أضف بضع نقاط من محلول شوارد الكبريتات لمحلول جديد من كل منهما ، فيتشكل راسب أبيض مع الرصاص بينما لا يتشكل راسب مع الألمنيوم .

٧- وكذلك يلاحظ أن المحلول الحاوي شوارد الباريوم ، يعطي نتائج مشابهة للمحلول الحاوي شوارد الكالسيوم ، وللتمييز بينهما يضاف بضع نقاط من محلول شوارد الكبريتات لمحلول جديد من كل منهما ، فيتشكل راسب أبيض مع الباريوم ، بينما لا يتشكل راسب مع الكالسيوم .

٨- خذ محلولاً مجهولاً يحوي شاردة واحدة من الشوارد السابق ذكرها ، ضع نحو (1) مل من المحلول في كل من ثلاثة أنابيب اختبار . أجرِ الاختبارات السابقة على المحلول المجهول ، ثم استنتج نوع الشاردة في المحلول المجهول .

الجدول (8) ، طرق الكشف الكيفي عن بعض الشوارد الموجبة

الشاردة	إضافة قطرات $Na\,OH$	إضافة زيادة $Na\,OH$	إضافة قطرات $NH_4\,OH$	إضافة زيادة $NH_4\,OH$	إضافة قطرات محلول كبريتات
Cu^{2+}	راسب أزرق	راسب أزرق	راسب أزرق	محلول أزرق غامق	—
Fe^{2+}	راسب أخضر زيتي	راسب أخضر زيتي	راسب أخضر زيتي	راسب أخضر زيتي	—
Al^{3+}	راسب أبيض	ينحل الراسب	راسب هلامي	راسب أبيض	لا يتشكل راسب
Pb^{2+}	راسب أبيض	ينحل الراسب	راسب أبيض	راسب أبيض	راسب أبيض
Ca^{2+}	لا يتشكل راسب يظهر عكر أبيض إذا كان تركيز Ca^{2+} مرتفعاً	لا يتشكل راسب يظهر عكر أبيض إذا كان تركيز Ca^{2+} مرتفعاً	لا يتشكل راسب	لا يتشكل راسب	لا يتشكل راسب
Ba^{2+}	لا يتشكل راسب	لا يتشكل راسب ووجود شوائب يعطي عكر خفيف	لا يتشكل راسب	لا يتشكل راسب	راسب أبيض
Ag^{1+}	راسب قاتم	راسب قاتم	راسب رمادي	ينحل الراسب	—

ثانياً – الكشف الكيفي عن بعض الشوارد السالبة

1- المبدأ النظري :

تختلف طرق الكشف عن الشوارد السالبة وفقاً لنوع الشاردة ، فمنها ما يشكل راسباً بلون معين بإضافة كاشف مناسب مثل شاردة الكبريتات SO_4^{2-} التي

تشكل راسباً أبيض ($Ba\,SO_4$) بإضافة محلول يحوي شاردة الباريوم ، وكذلك شاردة اليود I^- التي تعطي راسباً أصفر ($Ag\,I$) مع شاردة الفضة . أما بعض الشوارد ، فتتفكك لتطلق غازاً بإضافة كاشف مناسب مثل شاردة الكربونات CO_3^{2-} التي تطلق غاز CO_2 عند إضافة حمض ، كما يتم الكشف عن شاردة النترات NO_3^- ، بإضافة محلول ماءات الصوديوم ، وقطعة من الألمنيوم إلى المحلول مع التسخين فتتحول شاردة NO_3^- إلى غاز النشادر NH_3 الذي ينطلق من المحلول .

2 – **المواد والأدوات اللازمة :**

١- ستة محاليل تحوي الشوارد التالية :

الكربونات CO_3^{2-} ، والكبريتات SO_4^{2-} ، والكلور Cl^- ، واليود I^- ، والكرومات CrO_4^{2-} ، والنترات NO_3^- .

٢- محلول حمض HCl ممدد .

٣- محلول كلور الباريوم $Ba\,Cl_2$.

٤- محلول نترات الفضة $Ag\,NO_3$.

٥- محلول نترات الرصاص .

٦- محلول $Na\,OH$.

٧- قطعة من ورق الألمنيوم .

٨- حامل أنابيب مع ستة أنابيب .

3 – **العمل المخبري :**

١- للكشف عن شاردة الكربونات CO_3^{2-} ضع في الأنبوب الأول $2-1\ ml$ من المحلول ، وأضف إليه محلول حمض HCl قطرة قطرة ، ولاحظ انطلاق غاز CO_2 بشكل فوران (يمكن التأكد من أن هذا الغاز هو CO_2 بإمراره في رائق الكلس فيسبب تعكره) .

٢- للكشف عن شاردة الكبريتات SO_4^{2-} ، يوضع في أنبوب الاختبار $2-1\ ml$ من المحلول ، ويضاف إليه قطرات من محلول كلور الباريوم ، فيتشكل راسب أبيض من كبريتات الباريوم .

٣- للكشف عن شاردة الكلور Cl^- يوضع في أنبوب الاختبار $2-1\ ml$ من المحلول ، ويضاف إليه بضع قطرات من محلول نترات الفضة ، فيتشكل راسب أبيض من $AgCl$ (يتحول إلى رمادي بتعرضه للضوء) ، وللتأكد من أن الراسب هو $AgCl$ ، يضاف إليه محلول ماءات الأمونيوم NH_4OH فينحل الراسب .

٤- للكشف عن شاردة اليود I^- يوضع في أنبوب الاختبار $2-1\ ml$ من المحلول ، ويضاف إليه قطرات من محلول نترات الفضة ، فيتشكل راسب أصفر من AgI ، ويمكن استعمال محلول نترات الرصاص بدلاً من نترات الفضة فيتشكل راسب أصفر من يود الرصاص .

٥- للكشف عن شاردة الكرومات CrO_4^{2-} ، يوضع في الأنبوب $2-1\ ml$ من المحلول ، ويضاف إليه قطرات من كلور الباريوم ، فيتشكل راسب أصفر من كرومات الباريوم ، أو يمكن إضافة محلول نترات الرصاص ، فيتشكل راسب أصفر من كرومات الرصاص ، كما يمكن التأكد من وجود شاردة الكرومات (الصفراء اللون في محلول قلوي) ، بإضافة قطرات من حمض فيتحول اللون إلى البرتقالي في وسط حمضي .

٦- للكشف عن شاردة النترات NO_3^- يوضع في الأنبوب $2-1\ ml$ من المحلول مع قطعة صغيرة من ورق الألمنيوم ، ويضاف $2-1\ ml$ من محلول $NaOH$ ثم يسخن المزيج إلى قرب الغليان ، فيلاحظ انطلاق غاز NH_3 ، ويستدل

عليه إما من رائحته المميزة ، أو بتعريض ورقة عباد الشمس الحمراء المبللة إلى الغاز الذي يحول اللون إلى الأزرق .

- يمكن الكشف عن الشاردة NO_3^- بطريقة الحلقة السمراء :

يضاف نحو ($1 m\ell$) من كبريتات الحديدي $FeSO_4$ الطازجة $0.5 M$ إلى محلول الشاردة NO_3^- في أنبوب اختبار مع التحريك . ثم يضاف على جدار الأنبوب الداخلي (بشكل مائل بدون خض الأنبوب) نقاط من H_2SO_4 المركز فتتشكل حلقة سمراء واضحة داخل المحلول (نظراً لتشكل معقد كيميائي) . إن ظهور الحلقة السمراء يدل على وجود شاردة النترات NO_3^- .

(يجب الانتباه إلى خطورة استعمال H_2SO_4 المركز) .

الأثر الكيميائي للتيار الكهربائي

1- **الهدف من التجربة :**

هو تعيين المكافئ الكيميائي الكهربائي مع حساب ثابت فاراداي .

2- **المبدأ النـــظـــري :**

عند إدخال قطبين في محلول كهرليتي ، وربطهما بمصدر كهربائي خـــارجي، نشاهد حدوث تفاعل كيميائي ، يسمى التحليل الكهربائي ، فمثلاً يتحلل المـــاء إلى أوكسجين وهيدروجين في محلول مائي محمض بحمض الكبريت (وعاء فولطـــا) ، أو ترسب المعدن على مهبط وعاء تحليل يحوي محلول ملحي لمعدن المصعد مثل مصعد من النحاس ، ومحلول كبريتات النحاس (الطلي الغلفاني) . أو تحليـــل ملـــح $NaCl$ في محلوله المائي والأقطاب من الكربون غير مشاركة في التفاعل ، ويقتصر دورها علـــى إتمام الدارة الكهربائية .

- درس فاراداي ($Faraday$) عملية التحليل الكهربائي ، وتوصل إلى النتيجة التالية: لإنتاج مكافئ غرامي من المعدن المترسب ، يلزم إمرار كمية من الكهرباء مساوية إلى 96500 كولون ، وتمثل هذه القيمة شحنة مول من الالكترونات :

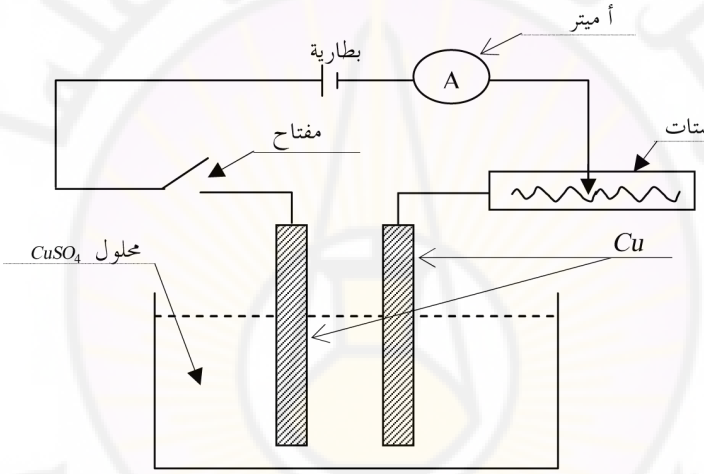
مثال (1) : $Na^{+} + 1e^{-} \rightarrow Na$ أي أن :

مول من Na و مول من e^{-} $\Leftarrow$ مكافئ واحد من Na

مثال (2) : $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$ أي أن :

مول Cu^{2+} و 2 مول e^{-} $\Leftarrow$ 2 مكافئ من Cu

- فعند استعمال محلول كبريتات النحاس في الماء ، وصفيحتين من النحـــاس ، يؤدي إغلاق الدارة (انظر الشكل 2) إلى مرور تيار كهربائي في المحلـــول نتيجة حركة الشوارد :
- حيث تتجه الشاردة Cu^{2+} نحو المهبط ، وتترسب بشكل نحاس Cu ، بينمـــا تتجه



الشكل –`17– دارة التحليل الكهربائي

الشاردة SO_4^{2-} نحو المصعد ، لتتفاعل معه ويتشكل $CuSO_4$ فيكون تركيز هذا الملح ثابتاً داخل المحلول .

– تتناسب كتلة النحاس المترسبة على المهبط (m) طرداً مع شدة التيار الكهربـــائي المار في الدارة وزمن مرور التيار (قانون فاراداي):

$$m = k \cdot I \cdot t$$

حيث :

I : شدة التيار بوحدة الأمبير (Am)

t : زمن مرور التيار بالثانية (Sec)

k : المكافئ الغرامي الكيميائي الكهربائي بوحدة غرام/كولون

وإذا جعلنا شدة التيار ثابتةً فإن قانون فاراداي يؤدي إلى خط مستقيم بين كتلة المعدن المترسب (m) بدلالة الزمن (t) وميل هذا المستقيم هو kI :

فإذا كان المكافئ الغرامي من النحاس يساوي نصف مول من النحاس أي :

المكافئ الغرامي من النحاس $= \frac{64}{2} = 32$ غرام

فيكون عدد فاراداي للنحاس $= \frac{32}{k}$

3 – **الأدوات والمواد اللازمة** :

كأس للتحليل الكهربائي ، $CuSO_4$ ($1M$) ، مغذي لتيار كهربائي متواصل ، مقياس أمبير ، صفائح النحاس ، أسلاك توصيل .

4 – **العمل المخبري** :

١- ركب الدارة الكهربائية الموضحة بالشكل 2 .

٢- أخرج المهبط ، ونظفه ثم جففه وعين كتلته (m_1) .

٣- أعد المهبط داخل المحلول ، وأغلق الدارة ، ومرر تيار ثابت ($0.5\ Am$) لمدة 20 دقيقة .

٤- افتح الدارة ، وانزع المهبط ، وجففه بلطف باستخدام مجفف حراري ، وعين كتلته (m_2) .

٥- سجل كتلة النحاس المترسب ($m_2 - m_1$) .

ملاحظة : يمكن تعيين كتلة النحاس المترسب من وزن المصعد بعد تجفيفه ، ومعرفة المفقود من النحاس من مقدار النقص في وزن المصعد .

٦- أعد المهبط داخل المحلول ، وأغلق الدارة لمدة 10 دقائق وعند تيار ثابت ($0.5\ Am$) .

٧- افتح الدارة ، وانزع المهبط ، وجففه ثم زنه (m_3) ، وحدد كتلة الراسب ($m_3 - m_1$) .

٨- كرر الخطوات (4) و (6) و (7) مع تعيين كتلة الراسب في كل مرة حتى إدراك الزمن الكلي (60) دقيقة .

5 – **النتائج والحسابات :**

سجل النتائج على النحو التالي :

الزمن بالدقيقة	20	30	40	50	60
كتلة الراسب (m)					

- ارسم العلاقة البيانية بين كتلة الراسب (m) والزمن (t) .
- استنتج قيمة k من حساب ميل المستقيم الناتج .
- باعتبار $I = 0.5\ Am$ ، احسب ثابت فاراداي .

الخلايا الغلفانية (الكهركيميائية)

وقياس قوتها المحركة (E)

1- **الهدف من التجربة :**

هو التعرف على مبدأ الخلايا الغلفانية ، وكيفية توليد تيار كهربائي اعتماداً على تفاعلات الأكسدة والإرجاع ، ثم طريقة قياس القوة المحركة الكهربائية لخلية غلفانية.

2- **الخلايا الغلفانية :**

تتألف الخلية الغلفانية من مسريين مغموسين في محلولين كهرليتيين ، بحيث يتصل المسريان مع بعضهما بواسطة ناقل معدني خارجي ، ويتصل المحلولان الكهرليتيان بواسطة ناقل كهرليتي (جسر ملحي) ، يساعد على انتقال الشوارد عبره، وتكتمل بذلك الدارة الكهربائية . وإذا لم يكن المسرى المعدني موجوداً ، فيمكن استعمال البلاتين مسرى ناقل لا علاقة له بتفاعلات الخلية .

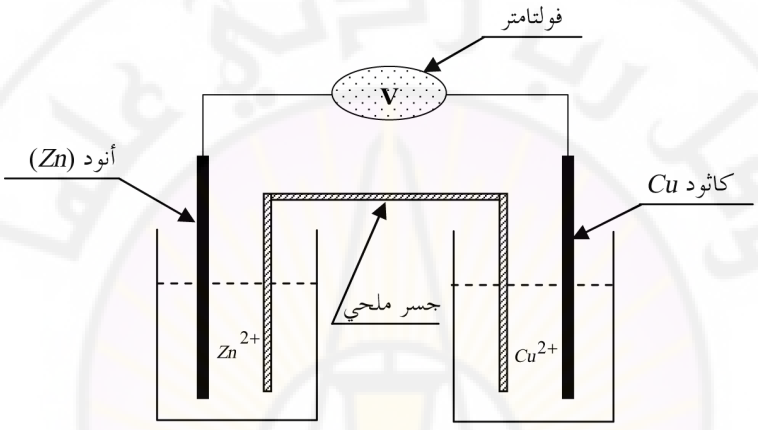
- كمثال على الخلايا الغلفانية ، نستعرض تركيب خلية دانييل التي تتألف من نصف خلية أولى تحوي مسرى من النحاس مغموس في محلول كبريتات النحاس تركيزه ($1M$) ، والنصف الآخر مسرى من توتياء مغموس في محلول كبريتات التوتياء تركيزه ($1M$) أيضاً والشكل (1) يوضح الرسم التخطيطي لها .
- عندما يوصل المسرى النحاسي بمسرى التوتياء ، يحصل التفاعلان التلقائيان التاليان على المسريين :

$$Cu^{++} + 2e^{-} \rightarrow Cu \quad , \quad E^{0} = +0.34\ V \qquad (\text{إرجاع})$$

$$Zn \rightarrow Zn^{++} + 2e^{-} \quad , \quad E^0 = +0.76\ V \qquad (\text{أكسدة})$$

والتفاعل الكلي التلقائي الحاصل حتى تعمل الخلية هو :

$$Zn + Cu^{++} \Leftrightarrow Zn^{++} + Cu$$



الشكل (18) خلية دانييل

القوة المحركة لهذه في الشروط القياسية هي $1.1\ V$ أما إذا لم تكن التراكيز قياسية فيمكن حساب القوة المحركة الكهربائية ($e.m.f$) للتفاعل السابق وفق معادلة نرنست :

$$E = E^0 - \frac{0.059}{n} \log \frac{[Zn^{++}]}{[Cu^{++}]}$$

حيث E^0 هو كمون الخلية (أو القوة المحركة) عندما تكون التراكيز مساوية ($1M$) وقيمتها في هذه الحالة 1.1 فولط ، وحيث n هو عدد الألكترونات المتبادلة وتساوي 2 في خلية دانييل .

ملاحظة : يمكن أن ينشأ كمون للخلية ، عندما يكون المسريان متماثلين إذا اختلفت تراكيز المحاليل ، وتعد هذه الكمونات المتولدة صغيرة بالمقارنة مع كمونات الخلايا

الغلفانية . تدعى مثل هذه الخلايا بخلايا التركيز . مثال ذلك خلية التركيز :

$$Ag \;/\; Ag\,NO_3\,(0.1M) \;\|\; Ag\,NO_3\,(0.01M) \;/\; Ag$$

القطب الموجب (مصعد) القطب السالب (مهبط)

وتفاعله هو :

$$Ag^{+}(0.1\,M) \rightarrow Ag^{+}(0.01\,M)$$

- (يمكن تشغيل خلية تركيز من النحاس ، ومحلول كبريتات النحاس لسهولة التعامل معها) وتفاعلها هو :

$$Cu^{++}(0.1\,M) \rightarrow Cu^{++}(0.01\,M)$$

3 - **المواد والأدوات اللازمة :**

١- محلول كبريتات النحاس ($1M$, $0.1M$, $0.01M$).

٢- محلول كبريتات التوتياء ($1M$, $0.1M$, $0.01M$).

٣- محلول كبريتات المغنيزيوم ($0.1M$).

٤- محلول كبريتات الحديد والأمونيوم ($0.1M$) يحضر بمزج حجوم متساوية من محلول كبريتات الحديد ($0.2M$) + محلول كبريتات الأمونيوم ($0.2M$).

٥- مساري من النحاس والتوتياء والمغنيزيوم والحديد بشكل صفائح .

٦- جسر ملحي (أنبوب على شكل حرف U مملوء بمحلول مشبع من KNO_3 أو KCl مسدود عند طرفيه بسدادات من القطن المشبع بنفس المحلول .

٧- مقياس فولط وأسلاك توصيل وبيشر سعة 250 مل عدد 2 .

ملاحظة :

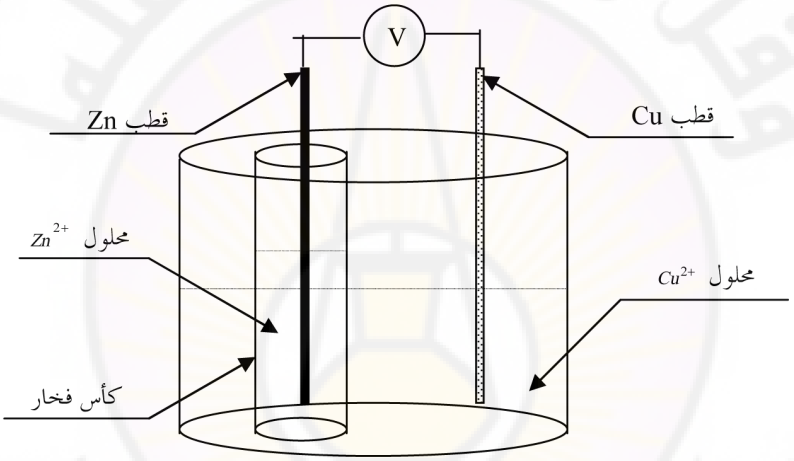
يمكن الاستغناء عن الجسر الملحي باستعمال وسط نفاذ (وعاء أو كأس فخار غير مطلي) حيث يوضع أحد المحلولين فيه ويغمس بعد ذلك الوعاء الفخاري في المحلول

الثاني الموجود في بيشر مناسب ، كما هو مبين في الشكل – 19 – .

4 – **العمل المخبري :**

١- نظف الأقطاب (صفائح النحاس والتوتياء) باستخدام ورق زجاج ناعم .

٢- انقل 50 مل من محلول $CuSO_4$ ($1M$) إلى الكأس الأول وضع داخله قطب النحاس .



الشكل – 19 – خلية غلفانية

٣- انقل 50 مل من محلول $ZnSO_4$ ($1M$) إلى الكأس الثاني وضع داخله قطب التوتياء .

٤- جهز الخلية حسب الرسم الوارد في النص .

٥- تأكد أن المحلولين في مستوى واحد ، وعدلهما إن استوجب الأمر .

٦- ضع الجسر الملحي داخل الكأسين (طرف في كل كأس) ، وتأكد من عدم وجود فقاعات هواء داخله .

5 – **النتائج والحسابات :**

- اقرأ مباشرة قيمة كمون الخلية ($e.m.f$) . ثم أعد القياس السابق باستخدام محلول كبريتات النحاس ($0.01M$) في النصف الأول ومحلول كبريتات النحاس ($1M$) في النصف الثاني ولاحظ الفرق ؟ علل ذلك .
- رتب النتائج في الجدول التالي :

الجدول (9) ، خلايا التركيز

المسرى الأول	محلول المسرى الأول	المسرى الثاني	محلول المسرى الثاني	فرق الكمون
Cu	كبريتات النحاس 1 مول/ليتر	Zn	كبريتات التوتياء 1 مول/ليتر	.....
Cu	كبريتات النحاس 0.1 مول/ليتر	Zn	كبريتات التوتياء 0.1 مول/ليتر	.....
Cu	كبريتات النحاس 0.01 مول/ليتر	Zn	كبريتات التوتياء 0.01 مول/ليتر	.....
Cu	كبريتات النحاس 1 مول/ليتر	Mg	كبريتات المغتزيوم 0.1 مول/ليتر	.....
Cu	كبريتات النحاس 0.1 مول/ليتر	Fe	كبريتات الحديد 0.1 مول/ليتر	.....
Cu	كبريتات النحاس 0.1 مول/ليتر	Cu	كبريتات النحاس 0.01 مول/ليتر	.....
Cu	كبريتات النحاس 0.1 مول/ليتر	Cu	كبريتات النحاس 1 مول/ليتر	.....
Cu	كبريتات النحاس 0.01 مول/ليتر	Cu	كبريتات النحاس 1 مول/ليتر	.....

الناقلية الكهربائية للمحاليل

1- الهدف من التجربة :

هو التعرف على كيفية قياس الناقلية الكهربائية لمحلول ناقل للتيار الكهربائي بسبب وجود شوارد موجبة وسالبة في المحلول ، واستخدام جهاز قياس الناقلية في عملية معايرة حمض ثنائي الوظيفة الحمضية بوساطة ماءات الصوديوم ، وتحديد نقاط التعادل الأولى والثانية .

2- المبدأ النظري :

تعد المحاليل المائية الحاوية شوارد موجبة وسالبة محاليل ناقلة للتيار الكهربائي ، وتختلف قيمة الناقلية الكهربائية باختلاف نوعية الشوارد وتركيزها . وتعرف الناقلية الكهربائية (G) بأنها مقلوب المقاومة (R) :

$$G = \frac{1}{R}$$

وإذا كان في المحلول عدة أنواع من الشوارد ، فإن الناقلية الكلية هي مجموع ناقلية كل الشوارد الموجودة فيه أي :

$$G = \sum_{i=1}^{i=n} G_i$$

حيث : G = الناقلية الكلية .

G_i = ناقلية الشاردة i .

n = عدد أنواع الشوارد الموجودة في المحلول .

إن ناقلية شاردة ما تتعلق بشحنة الشاردة وحجمها ، فالناقلية تزداد بزيادة شحنتها وبتناقص قطرها . لذلك نجد أن شاردة الهيدروجين H^+ تتمتع بناقلية عالية نظراً لصغر قطرها (بروتون) ، أما بقية الشوارد الموجبة فلها قيم ناقلية أدنى . أما

أعلى الشوارد السالبة ناقلية فهي شاردة الماءات ، والجدول التالي يعطي قيم الناقلية لبعض الشوارد ، علماً أن ناقلية الماء المقطر هي صفر .

الجدول (10) ، الناقلية الكهربائية لبعض الشوارد

الشاردة	الناقلية
H^+	8.5
OH^-	4.8
$C\ell^-$	1.9
Na^+	1.2
CH_3COO^-	1
H_2O	0

تتم عملية قياس ناقلية محلول باستخدام مقياس الناقلية بغمس مسبار الجهاز في المحلول ، وأخذ القراءة على الشاشة الرقمية . يمكن إجراء عملية معايرة حمض مع أساس باستخدام مقياس الناقلية للتعرف على نقطة انتهاء التفاعل دون الحاجة إلى استعمال كاشف ملون ، لأن إضافة نقاط من الأساس فوق الحمض يؤدي إلى ارتباط شوارد الهيدروجين H^+ مع OH^- ، ولذلك تتناقص الناقلية مع استمرار إضافة الأساس وحتى الوصول إلى نقطة التعادل . وبعد الوصول إلى نقطة التعادل وإضافة المزيد من الأساس فإن شوارد الأساس تبقى في المحلول ، وتؤدي إلى ازدياد الناقلية أي أن الخط البياني الممثل لقيمة الناقلية بدلالة حجم الأساس المضاف يمر بقيمة صغرى ثم يزداد ، والقيمة الصغرى تمثل نقطة انتهاء التفاعل (نقطة التعادل) .

في هذه التجربة سنستخدم حمضاً ثنائي الوظيفة الحمضية ، هو حمض الحماض

$C_2O_4H_2 \cdot 2H_2O$ مع ماءات الصوديوم ، حيث يتم في المرحلة الأولى تعديل الوظيفة الحمضية الأولى ، وباستمرار إضافة الأساس يتم تعديل الوظيفة الحمضية الثانية حسب التفاعلات الآتية :

$$\begin{array}{l} COOH \\ | \\ COOH + NaOH \rightarrow \end{array} \quad \begin{array}{l} COO^- Na^+ \\ | \\ COOH \end{array} \quad + H_2O$$

$$\begin{array}{l} COO^- Na^+ \\ | \\ COOH + NaOH \rightarrow \end{array} \quad \begin{array}{l} COONa^+ \\ | \\ COO\ Na^+ \end{array} \quad + H_2O$$

3 – **المواد والأدوات اللازمة :**

١- جهاز قياس الناقلية الكهربائية (تعرف على الجهاز وطريقة استعماله بشكل صحيح قبل بدء العمل) .

٢- سحاحة مدرجة مع قمع .

٣- خلاط مغناطيسي لتحريك المحلول الخاضع للمعايرة .

٤- بيشر أو أرلينة سعة $500\,m\ell$.

٥- محلول حمض الحماض مجهول التركيز .

٦- محلول ماءات الصوديوم 0.5 نظامي .

4 – **العمل المخبري :**

١- ضع في الأرلينة أو البيشر $100\,m\ell$ من حمض الحماض وضعها على الخلاط المغناطيسي ، وضع مسبار جهاز الناقلية لقياس قيمة الناقلية . سجل القراءة .

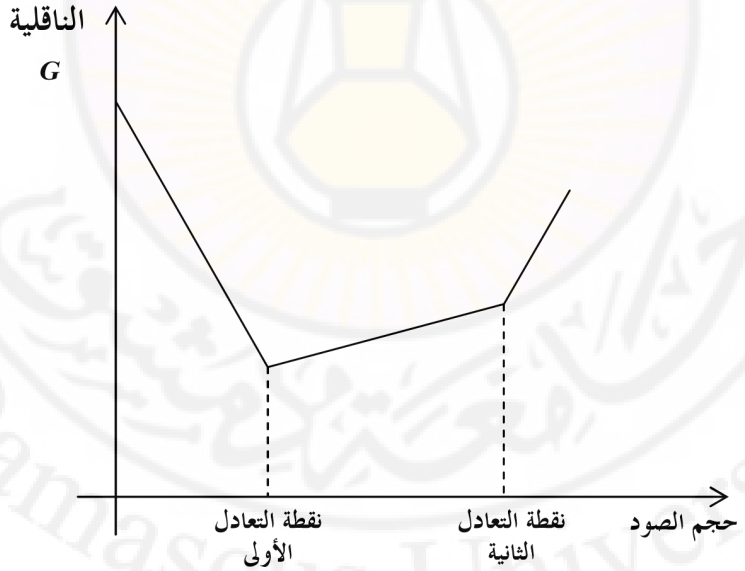
٢- املأ السحاحة بمحلول ماءات الصوديوم وأضف $1\,m\ell$ من ماءات الصوديوم فوق الحمض مع استمرار التحريك ولاحظ تناقص قيمة الناقلية ثم ثباتها بعد برهة . سجل القراءة .

٣- أضف $1\,m\ell$ أخرى من ماءات الصوديوم ، وسجل القراءة بعد ثبات قيمتها ، وهكذا حتى تصل الناقلية إلى قيمة صغرى (ليكن حجم الأساس اللازم $= V$).

٤- مع استمرار إضافة ماءات الصوديوم ، تبدأ الناقلية بالازدياد بعد تجاوز نقطة التعادل الأولى ، استمر بإضافة $1\,m\ell$ كل مرة وسجل القراءات حتى يكون حجم الأساس الكلي المضاف $= 3V$ تقريباً .

٥- ارسم على ورقة رسم بياني قيمة الناقلية الكهربائية على المحور الشاقولي بدلالة حجم ماءات الصوديوم على المحور الأفقي .

٦- لاحظ أن النقاط تؤلف ثلاث مجموعات ، تبدو كل مجموعة على استقامة واحدة تقريباً . ارسم أفضل مستقيم في كل مجموعة .



الشكل – 20 – الناقلية الكهربائية بدلالة حجم الصود المضاف

٧- إن نقطة التعادل الأولى هي نقطة تقاطع المستقيمين الأول والثاني ، ونقطة التعادل الثانية هي نقطة التقاطع بين المستقيمين الثاني والثالث .

تحديد عامل التوزع α

1- **الهدف من التجربة :**

هو قياس عامل توزع مادة بين سائلين غير قابلين للامتزاج اعتماداً على خض مزيج السائلين للسماح للمادة بالتوزع بينهما ، ثم فصلهما ومعايرة المادة في كل من السائلين .

2- **المبدأ النظري :**

عند وجود مادة (X) في مزيج من سائلين غير قابلين للامتزاج مثل الماء والزيت أو الماء ورابع كلور الفحم $CC\ell_4$ ، وإذا كانت هذه المادة تنحل في أحد الطورين السائلين أكثر من انحلالها في الطور الآخر ، فإن إجبار السائلين على الامتزاج بالخض مثلاً في وعاء مغلق يؤدي إلى توزع المادة (X) بين السائلين بنسبة ثابتة دوماً تدعى عامل التوزع (α) ، وهي بالتعريف نسبة تركيز المادة في السائل الأول إلى تركيز المادة في السائل الثاني .

$$\textbf{عامل التوزع} = \alpha = \frac{\textbf{تركيز المادة (X) في السائل A}}{\textbf{تركيز المادة (X) في السائل B}}$$

إن المادة المستعملة عادةً في تجربة تحديد عامل التوزع هو عنصر اليود ، الذي ينحل في رابع كلور الفحم أكثر من انحلاله في الماء .

إن محلول اليود في رابع كلور الفحم يكون بني اللون ، فإذا مزج هذا المحلول مع الماء ، ووضع المزيج في قمع فصل ـــ وهو حوجلة مجهزة بصنبور من طرف

وسدادة من طرف آخر ـــ ثم أجبرنا السائلين على الامتزاج بعملية الخض الجيد لعـــدة دقائق فإن قسماً من اليود ينتقل من رابع كلور الفحم إلى الماء ، فإذا تركنا المزيج يهدأ فإنه ينفصل ثانية إلى طورين ، الأول رابع كلور الفحم في الأسفل (أثقل من المـــاء) والثاني هو الطبقة المائية في الأعلى .

يتم فصل السائلين باستخدام الصنبور ، ثم يعاير اليود في كل طور باستخدام محلـــول ثيوكبريتات الصوديوم . إن شاردة اليود I^- عديمة اللون وتنتج من أكـــسدة اليـــود حسب المعادلة :

$$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$$

إن وجود اليود مع شاردة اليود ، يؤدي إلى تشكل شاردة منحلة ذات لون بني محمـــر هي شاردة ثلاثية اليود I_3^- إن شاردة ثيوكبريتات $S_2O_3^{2-}$ مـــادة مرجعـــة ترجـــع الشاردة ثلاثية اليود إلى شاردة اليود الأحادية I^- عديمة اللون حسب المعادلة :

$$2S_2O_3^{2-} + I_3^- \rightarrow S_4O_6^{2-} + 3I^-$$

وعندما تتحول الشاردة I_3^- إلى شاردة اليود الأحادية I^- ، فإن اللون البني المحمـــر يزول ، وهذا يساعد في تحديد نقطة انتهاء التفاعل في عملية المعايرة .

3 – المواد والأدوات اللازمة :

١- قمع فصل .

٢- ماصة مدرجة سعة $10\ m\ell$ أو $5\ m\ell$.

٣- أرلينة للمعايرة سعة $150\ m\ell$.

٤- سحاحة سعة $50\ m\ell$.

٥- مقياس مدرج سعة $50\ m\ell$.

٦- محلول رابع كلور الفحم مشبع باليود .

٧- محلول ثيوكبريتات الصوديوم N 0.1 .

4 – العمل المخبري :

١- جهز السحاحة ، واملأها بمحلول ثيوكبريتات الصوديوم .

٢- خذ بدقة وباستخدام الماصة حجماً محدداً من رابع كلور الفحم المشبع باليود ($10\ m\ell$) ، أو حسب إرشادات المشرف ، وضعها في الأرلينة تمهيداً لعملية المعايرة .

٣- عاير هذا المحلول باستخدام محلول ثيوكبريتات الصوديوم من السحاحة . يلزم في هذه المعايرة تحريك المحلول في الأرلينة بشكل جيد ومستمر ، لأنه غير قابل للامتزاج مع محلول ثيوكبريتات الصوديوم ، ويفضل أن تجري هذه المعايرة ببطء للحصول على نتائج دقيقة .

٤- توقف عن الإضافة عند زوال اللون البني المحمر ، واحسب حجم محلول ثيوكبريتات المضاف ، ثم احسب عيار اليود في محلول رابع كلور الفحم N_1 من العلاقة :

$$N_1\ V_1 = N_1'\ V_1'$$

حيث : $N_1\ ,\ V_1$ = حجم وعيار اليود في محلول رابع كلور الفحم .

$N_1'\ ,\ V_1'$ = حجم وعيار محلول ثيوكبريتات الصوديوم .

٥- هيئ لعملية المعايرة الثانية بأن تأخذ حجماً من محلول رابع كلور الفحم مساوياً تماماً للحجم المستعمل في المعايرة الأولى ، وضعه في قمع الفصل بعد التأكد من إغلاق الصنبور ، وأضف إليه $100\ m\ell$ من الماء ثم ضع السدادة، ورج الخليط جيداً مدة خمس دقائق ، ثم ضع قمع الفصل على الحامل المعدني، وانزع السدادة واتركه ليرقد ، وينفصل إلى طورين منفصلين ، يكون الطور

الأسفل هو رابع كلور الفحم بلون بني محمر ، والطور الأعلى هو الطور المائي بلون بني فاتح .

٦- افصل السائلين عن بعضهما بفتح الصنبور ببطء ، فينساب المحلول الأول في الأرلينة ، ثم أغلق الصنبور ، وضع أرلينة أخرى لتجمع فيها المحلول المائي .

٧- عاير محلول رابع كلور الفحم باستخدام محلول ثيوكبريتات الصوديوم كما في المعايرة الأولى ، وحدد عيار اليود في رابع كلور الفحم (N_2) من العلاقة :

$$N_2 \ V_2 = N_2' \ V_2'$$

حيث : N_2 , V_2 = حجم وعيار اليود في رابع كلور الفحم .

N_2' , V_2' = حجم وعيار ثيوكبريتات الصوديوم .

٨- عاير المحلول المائي بعد عملية الفصل باستخدام محلول ثيوكبريتات الصوديوم ، ثم احسب عيار اليود في الطور المائي (N_3)

$$N_3 \ V_3 = N_3' \ V_3'$$

حيث : N_3 , V_3 = حجم وعيار اليود في المحلول المائي .

N_3' , V_3' = حجم وعيار محلول ثيوكبريتات الصوديوم .

٩- احسب عامل التوزع α وهي نسبة التركيز (أو العيار) في الوسط المائي مقسوماً على التركيز (أو العيار) في رابع كلور الفحم :

$$\alpha = \frac{N_3}{N_2}$$

١٠- يمكن حساب α بشكل آخر اعتماداً على نتائج معايرة اليود في المحلول المشبع من رابع كلور الفحم (قبل مزجه مع الماء) ، ثم بعد عملية الاستخلاص بالمزج مع الماء إذ يكون الفرق بينهما هو مقدار يتناسب مع ما انتقل من اليود من رابع كلور الفحم إلى الطور المائي ($N_1 - N_2$) . ولما كان حجم المحلول

المائي V_3 وحجم محلول رابع كلور الفحم المشبع هو V_1 ، فإن عيار اليود في المحلول المائي يصبح :

$$N' = \frac{N_1 - N_2}{V_3 / V_1}$$

ويكون معامل التوزع المحسوب بهذه الطريقة (α') هو :

$$\alpha' = \frac{\dfrac{N_1 - N_2}{V_3 / V_1}}{N_2} = \frac{N_1 - N_2}{N_2 (V_3 / V_1)}$$

١١- قارن قيمة α مع α' وإذا كان الفرق يمثل الارتياب ، أو الخطأ المطلق في قيمة عامل التوزع $\Delta\alpha$ ، فاحسب الارتياب النسبي المئوي في قيمة α .

أسئلة ومسائل

I. علل ما يلي :

١- استخدام الزجاج كمادة أولية لصناعة الأدوات المخبرية .

٢- حدوث خطأ في المعايرة عند استخدام البيشر .

٣- استعمال مشعرين مختلفين عند معايرة حمض الفوسفور .

٤- قياس امتصاص المحلول عند الطول الموجي الأعظمي .

٥- المطيافية الضوئية لا تستخدم إلا في التراكيز المنخفضة .

٦- عدم استخدام مشعر في معايرة مادة برمنغنات البوتاسيوم .

٧- اعتبار مادة كربونات الصوديوم اللامائية مادة قياسية .

II. أجب بصح أو خطأ مع التعليل :

١- يحتوي الماء المقطر على نسبة ضئيلة من أملاح الكالسيوم .

٢- تعبر النهايتان الصغريان في منحني معايرة حمض الحماض بطريقة الناقلية عن تركيز الحمض .

٣- تتناسب سرعة تفاعل تيوكبريتات الصوديوم مع حمض الكبريت مع درجة حرارة المحاليل .

٤- يتعلق امتصاص محلول مادة ملونة بالطول الموجي المستخدم في القياس .

٥- ترتبط قساوة الماء المؤقتة بتركيز شاردة المغنيزيوم في المحلول .

٦- تزداد قيمة الناقلية الكهربائية لشاردة في محلول بازدياد حجم الشاردة .

٧- تستخدم آلية المطيافية الضوئية المرئية في قياس تركيز محلول من ماءات الصوديوم .

٨- تؤثر فقاعة الهواء الموجودة في السحاحة على صحة نتائج عملية المعايرة .

٩- يستحيل معايرة مزيج من حمض الفوسفور ، وحمض الكبريت باستخدام مشعر واحد .

١٠- يمكن إجراء عمليات المعايرة بدون وجود مشعر كيميائي .

١١- يعتبر حمض الكبريت من المواد القياسية .

١٢- عملية بناء السلسلة العيارية في المطيافية الضوئية من العمليات الثانوية التي يمكن الاستغناء عنها .

III. عرّف كلاً مما يلي :

١- المعايرة . ٢- المادة القياسية . ٣- قساوة الماء .

٤- التآكل الكبريتاتي . ٥- المطيافية الضوئية المرئية . ٦- النظامية .

IV. **حل المسائل الآتية :**

مسألة (1) : تعاير مادة برمنغنات البوتاسيوم في وسط حمضي باستخدام حمض الحماض $C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$ ذي العيار ($0.15\ N$) فلزم لمعايرة $15\ ml$ منها $5\ ml$ من حمض الحماض . والمطلوب :

١- اكتب معادلة التفاعل .

٢- اذكر اسم المشعر المستخدم في عملية المعايرة .

٣- احسب نظامية برمنغنات البوتاسيوم .

٤- احسب تركيزها الجزيئي الحجمي ، وعدد غراماتها في الليتر .

٥- هل يمكن استخدام المطيافية المرئية في قياس تركيز هذا المحلول من البرمنغنات، إذا علمت أن امتصاص محلول منها ذي التركيز ($0.03\ N$) عند طول الموجة الأعظمي يساوي $A=1.9$ ؟ علل إجابتك .

الجواب : $N = 0.05\ (N)$ $M = 0.01\ mol/\ell$ $P = 1.58\ g/\ell$

مسألة (2) : محلول من $Bi(NO_3)_3$ تركيزه الجزيئي الحجمي $0.2\,M$

١- كيف تقوم بتحضيره في المخبر موضحاً الخطوات المتبعة بالتفصيل ؟

٢- ما هي نظاميته ؟

الجواب : $N = 0.6\,N$ $P = 79\ g/\ell$

مسألة (3) : ما هي نظامية محلول 20% من حمض الكبريت مع العلم أن كثافته النسبية 1.14 ، ثم احسب التركيز الجزيئي الحجمي له ؟

الجواب : $N = 4.67\,N$ $M = 2.34\ mol/\ell$

مسألة (4) : إلى أي حجم يجب تمديد $50\ ml$ من محلول $H\,C\ell$ ذي التركيز $2N$ للحصول على محلول $0.4N$ منه ؟

الجواب : $V = 250\ m\ell$

مسألة (5) : لديك المحاليل التالية :

a) $20\ ml$ من محلول $Cu\,SO_4$ $(0.5\ N)$.

b) $50\ ml$ من محلول $A\ell\,C\ell_3$ $(0.8\ N)$.

c) $80\ ml$ من محلول $H_2\,SO_4$ $(2N)$.

مدد كل محلول من المحاليل السابقة إلى $100\ ml$ بإضافة ماء مقطر . والمطلوب :

١- احسب عيار كل محلول من المحاليل الممددة .

٢- احسب تركيز كل محلول من المحاليل الممددة مقدراً بـــ g/ℓ .

٣- انطلاقاً من إجابتك على الفقرة الأولى ، استنتج قيمة التركيز الجزيئي الحجمي (المولاريتي) لكل من المحاليل الممددة المذكورة أعلاه .

الأجوبة: ① $N_{(a)} = 0.1(N)$ $N_{(b)} = 0.4(N)$ $N_{(c)} = 1.6(N)$

② $P_{(c)} = 78.4\ g/\ell$ $P_{(b)} = 17.8\ g/\ell$ $P_{(a)} = 8\ g/\ell$

③ $M_{(c)} = 0.8\ mo\ell/\ell$ $M_{(b)} = 0.13\ mo\ell/\ell$ $M_{(a)} = 0.05\ mo\ell/\ell$

مسألة (6) : كيف تحضر محلولاً عياره ($0.5\ N$) وحجمه $250\ ml$ من حمض كلور الماء انطلاقاً من عبوة لحمض كلور الماء تحوي 35% وزناً من الحمض الصافي وكثافته $1.18\ g/cm^3$.

الجواب : $V = 11\ m\ell$

مسألة (7) : في عملية معايرة لحمض كلور الماء حجمه $80\ ml$ أضيف بسرعة $60\ ml$ من محلول ماءات الصوديوم عياره $0.8\ N$ ، فوجد أن الوسط أصبح قلوياً مما أوجب على المجرب أن يضيف $12\ ml$ من حمض الكبريت عياره ($0.5\ N$) حتى الوصول إلى نقطة التعادل . احسب عيار محلول حمض كلور الماء .

الجواب : $N = 0.525(N)$

مسألة (8) : أذيبت عينة مقدارها $0.467\ (g)$ تحوي بيكربونات الصوديوم $NaHCO_3$ (أساس أحادي الوظيفة) وتمت معايرتها مع محلول من حمض كلور الماء فلزم منه $40.7\ ml$ لإتمام عملية المعايرة . وقد تم في مرحلة سابقة تحديد عيار حمض كلور الماء عن طريق معايرة $0.188\ (g)$ من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 ، فتطلب من حمض كلور الماء $37.8\ ml$.

احسب النسبة المئوية لكربونات الصوديوم في العينة ،

الجواب : 68.7%

وقل رب زدني علما
Damascus University

الفصل الخامس

الجداول

* جدول بقيم بعض الثوابت
* جدول العناصر المعروفة وكتلها الذرية النسبية
* جدول السعة الحرارية النوعية لبعض المواد
* جدول انحلال بعض المواد في الماء
* كمون الإرجاع القياسي
* ثوابت جداء الانحلال
* جدول المصطلحات العلمية

Damascus University

وقل رب زدني علما
Damascus University

الجدول (11) ، جدول بقيم بعض الثوابت الفيزيائية

عدد أفوكادرو	6.0225×10^{23}	لكل مول
شحنة الألكترون	1.6021×10^{-19}	كولون
كتلة الإلكترون	9.1091×10^{-28}	غرام
كتلة البروتون	1.67252×10^{-24}	غرام
كتلة النترون	1.67482×10^{-24}	غرام
ثابت بلانك h	6.6256×10^{-34}	جول ثانية
ثابت رايدبرغ R	1.09737×10^{5}	سم$^{-1}$
سرعة الضوء	2.99792×10^{10}	سم/ثا
ثابت فاراداي F	9.6487×10^{4}	كولون/مول
ثابت الغاز R	8.2058×10^{-2}	$\frac{\text{ليتر.جو}}{\text{مول.درجة}}$
ثابت الغاز R	8.314	جول/مول درجة
حجم الجزيئة الغرامية بالشروط النظامية	22.4136	ليتر
الأنغستروم A^0 يساوي	10^{-10}	متر
الضغط الجوي = 1 جو=	ملم زئبق 760	$14.696\ psi-$
1 حريرة =	4.184×10^{7}	ارغة
1 إلكترون فولط =	23.061	كيلو حريرة/مول

الجدول (12) جدول العناصر المعروفة وكتلها الذرية النسبية

العدد الذري	العنصر	رمزه	كتلته الذرية	العدد الذري	العنصر	رمزه	كتلته الذرية
١	الهيدروجين	*H*	1.00797	٥٢	التللوريوم	*Te*	127.60
٢	الهليوم	*He*	4.2226	٥٣	اليود	*I*	126.9044
٣	الليثيوم	*Li*	6.939	٥٤	الكزينون	*Xe*	131.30
٤	البريليوم	*Be*	9.0133	٥٥	السيزيوم	*Cs*	132.905
٥	البور	*B*	10.811	٥٦	الباريوم	*Ba*	137.43
٦	الكربون	*C*	12.01115	٥٧	اللانتانيوم[٢]	*La*	138.91
٧	الآزوت	*N*	14.0067	٥٨	السيريوم	*Ce*	140.12
٨	الأكسجين	*O*	15.9994	٥٩	البرازيوديوم	*Pr*	140.907
٩	الفلور	*F*	18.9984	٦٠	النيوديوم	*Nd*	144.24
١٠	النيون	*Ne*	20.183	٦١	البرومسيوم	*Pm*	145
١١	الصوديوم	*Na*	22.9898	٦٢	الساماريوم	*Sm*	150.35
١٢	المغنيزيوم	*Mg*	24.312	٦٣	الأوربيوم	*Eu*	151.96
١٣	الألمنيوم	*Al*	26.9815	٦٤	الغادولينيوم	*Gd*	157.25
١٤	السيليسيوم	*Si*	28.086	٦٥	التربيوم	*Tb*	158.924
١٥	الفسفور	*P*	30.9738	٦٦	الديسبروزيوم	*Dy*	162.50
١٦	الكبريت	*S*	32.064	٦٧	الهولميوم	*Ho*	164.930
١٧	الكلور	*Cl*	35.453	٦٨	الإربيوم	*Er*	167.26
١٨	الأرغون	*Ar*	39.948	٦٩	التوليوم	*Tm*	168.934
١٩	البوتاسيوم	*K*	39.102	٧٠	الأيتربيوم	*Yb*	173.04
٢٠	الكالسيوم	*Ca*	40.08	٧١	اللوتسيوم	*Lu*	174.97
٢١	السكانديوم	*Sc*	44.965	٧٢	الهافنيوم	*Hf*	178.94
٢٢	التيتانيوم	*Ti*	47.90	٧٣	التانتاليوم	*Ta*	180.948
٢٣	الفاناديوم	*V*	50.952	٧٤	التنغستن	*W*	183.85
٢٤	الكروم	*Cr*	51.996	٧٥	الرينيوم	*Re*	186.2
٢٥	المنغنيز	*Mn*	54.9380	٧٦	الأوسميوم	*Os*	190.2

٢٦	الحديد	*Fe*	55.847	٧٧	الايريديوم	*Ir*	192.2
٢٧	الكوبالت	*Co*	58.9332	٧٨	البلاتين	*Pt*	195.09
٢٨	النيكل	*Ni*	58.71	٧٩	الذهب	*Au*	196.967
٢٩	النحاس	*Cu*	63.54	٨٠	الزئبق	*Hg*	200.59
٣٠	الزنك	*Zn*	65.37	٨١	التاليوم	*Ti*	204.37
٣١	الغاليوم	*Ga*	69.72	٨٢	الرصاص	*Pb*	207.19
٣٢	الجرمانيوم	*Ge*	72.59	٨٣	البيزموث	*Bi*	208.980
٣٣	الزرنيخ	*As*	74.9216	٨٤	البولونيوم	*Po*	210
٣٤	السلنيوم	*Se*	78.96	٨٥	الأستاتيوم	*At*	210
٣٥	البروم	*Br*	79.909	٨٦	الرادون	*Rn*	222
٣٦	الكريبتون	*Kr*	83.30	٨٧	الفرانسيوم	*Fr*	223
٣٧	الروبيديوم	*Rb*	85.47	٨٨	الراديوم	*Ra*	226.05
٣٨	السترونسيوم	*Sr*	87.62	٨٩	الأكتينيوم	*Ac*	227
٣٩	الايتريوم	*Y*	88.905	٩٠	الثوريوم	*Th*	232.038
٤٠	الزيركونيوم	*Zr*	91.22	٩١	البروتاكتينيوم	*Pa*	231
٤١	النيوبيوم	*Nb*	92.906	٩٢	الأورانيوم	*U*	238.03
٤٢	الموليبدن	*Mo*	95.94	٩٣	النبتونيوم	*Np*	237
٤٣	التكنسيوم	*Te*	99	٩٤	البلوتونيوم	*Pu*	242
٤٤	الروتنيوم	*Ru*	101.7	٩٥	الأمريسيوم	*Am*	243
٤٥	الروديوم	*Rh*	102.905	٩٦	الكوريوم	*Cm*	247
٤٦	البالاديوم	*Pd*	106.4	٩٧	البركليوم	*Bk*	247
٤٧	الفضة	*Ag*	107.87	٩٨	الكاليفورنيوم	*Cf*	249
٤٨	الكادميوم	*Cd*	112.40	٩٩	الأينشتانيوم	*Es*	154
٤٩	الايندیوم	*In*	114.82	١٠٠	الفرميوم	*Fm*	253
٥٠	القصدير	*Sn*	118.69	١٠١	المندلفيوم	*Md*	256
٥١	الأنتيموان	*Sb*	121.75	١٠٢	النوبليوم	*No*	254
				١٠٣	اللورانسيوم	*Lw*	257

الجدول (13) السعة الحرارية النوعية لبعض المواد

المادة	السعة الحرارية النوعية	
	$J/(g.c^\circ)$	$Ca\ell/(g.c^\circ)$
الماء	4.18	1.00
الكحول	2.4	0.58
الجليد	2.1	0.50
الخشب	1.8	0.42
بخار الماء	1.7	0.40
كلوروفورم	0.96	0.23
ألمنيوم	0.90	0.21
زجاج	0.50	0.12
حديد	0.46	0.11
فضة	0.24	0.057
زئبق	0.14	0.033

Damascus University

الجدول (14) انحلال بعض المواد في الماء في درجات حرارة مختلفة

الصيغة	الانحلالية $(g/100\,g\ of\ H_2O)$			
	$0^\circ C$	$20^\circ C$	$50^\circ C$	$100^\circ C$
$Ba(OH)_2$	1.67	31.89	–	–
$BaSO_4$	0.00019	0.00025	0.00034	–
$Ca(OH)_2$	0.189	0.173	–	0.07
$PbC\ell_2$	0.60	0.99	1.70	–
Li_2CO_3	1.5	1.3	1.1	0.70
$KC\ell O_3$	4.0	7.4	19.3	56.0
$KC\ell$	27.6	34.0	42.6	57.6
$NaC\ell$	35.7	36.0	37.0	39.2
$NaNO_3$	74	88.0	114.0	182
Na_2SO_4	4.76	62	50.0	41.0
$AgNO_3$	122	222.0	455.0	733
$LiBr$	143.0	166	203	266.0
$C_{12}H_{22}O_{11}$	179	203.9	260.4	487
H_2	0.00019	0.00016	0.00013	0.0
O_2	0.0070	0.0043	0.0026	0.0
CO_2	0.335	0.169	0.076	0.0

الجدول (15) كمون الإرجاع القياسي
لبعض المواد في محاليلها المائية

المسرى	نصف التفاعل	$E^0(v)$
Li^+ / Li	$Li^+ + e^- \rightarrow Li$	-3.05
K^+ / K	$K^+ + e^- \rightarrow K$	-2.93
Ba^{2+} / Ba	$Ba^{2+} + 2e^- \rightarrow Ba$	-2.90
Ca^{2+} / Ca	$Ca^{2+} + 2e^- \rightarrow Ca$	-2.87
Na^+ / Na	$Na^+ + e^- \rightarrow Na$	-2.71
Mg^{2+} / Mg	$Mg^{2+} + 2e^- \rightarrow Mg$	-2.37
$A\ell^{3+} / A\ell$	$A\ell^{3+} + 3e^- \rightarrow A\ell$	-1.66
H_2O / H_2	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0.83
Zn^{2+} / Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0.76
Cr^{3+} / Cr	$Cr^{3+} + 3e^- \rightarrow Cr$	-0.74
Fe^{2+} / Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe$	-0.44
$H_2O / H_2 (pH7)$	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0.42
Cd^{2+} / Cd	$Cd^{2+} + 2e^- \rightarrow Cd$	-0.40
$PbSO_4 / Pb$	$PbSO_4 + 2e^- \rightarrow Pb + SO_4^{2-}$	-0.36
Co^{2+} / Co	$Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$	-0.28
Ni^{2+} / Ni	$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$	-0.25

المسرى	نصف التفاعل	$E^0(v)$
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+}+2e^- \rightarrow Sn$	-0.14
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+}+2e^- \rightarrow Pb$	-0.13
Fe^{3+}/Fe	$Fe^{3+}+3e^- \rightarrow Fe$	$-.036$
H^+/H_2	$2H^++2e^- \rightarrow H_2$	0.000
$AgC\ell/Ag$	$AgC\ell+e^- \rightarrow Ag+C\ell^-$	$+0.22$
$Hg_2C\ell_2/Hg$	$Hg_2C\ell_2+2e^- \rightarrow 2Hg+2C\ell^-$	$+0.27$
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+}+2e^- \rightarrow Cu$	$+0.34$
O_2/OH^-	$O_2+2H_2O+4e^- \rightarrow 4OH^-$	$+0.40$
Cu^+/Cu	$Cu^++e^- \rightarrow Cu$	$+0.52$
I_2/I^-	$I_2+2e^- \rightarrow 2I^-$	$+0.54$
Fe^{3+}/Fe^{2+}	$Fe^{3+}+e^- \rightarrow Fe^{2+}$	$+0.77$
Hg_2^{2+}/Hg	$Hg_2^{2+}+2e^-/2Hg$	$+0.79$
Ag^+/Ag	$Ag^++e^- \rightarrow Ag$	$+0.80$
$O_2/H_2O(pH7)$	$O_2+4H^++4e^- \rightarrow 2H_2O$	$+0.82$
Hg^{2+}/Hg	$Hg^{2+}+2e^- \rightarrow Hg$	$+0.85$
Br_2/Br^-	$Br_2+2e^- \rightarrow 2Br^-$	$+1.07$
O_2/H_2O	$O_2+4H^++4e^- \rightarrow 2H_2O$	$+1.23$
المسرى	نصف التفاعل	$E^0(v)$

MnO_2 / Mn^{2+}	$MnO_2 + 4H^+ + 4e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$	$+1.28$
$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$	$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$	$+1.33$
$C\ell_2 / C\ell^-$	$C\ell_2 + 2e^- \rightarrow 2C\ell^-$	$+1.36$
PbO_2 / Pb^{2+}	$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$	$+1.46$
MnO_4^- / Mn^{2+}	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$	$+1.51$
$PbO_2 / PbSO_4$	$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$	$+1.69$
F_2 / F^-	$F_2 + 2e^- \rightarrow 2F^-$	$+2.87$

Damascus University

الجدول (16) ثوابت جداء الانحلال

الهالوجينات Halides	
الملح	K_{sp}
$AgCl$	1.8×10^{-10}
$AgBr$	5.0×10^{-13}
AgI	8.3×10^{-17}
$PbCl_2$	1.7×10^{-5}
$PbBr_2$	2.1×10^{-6}
PbI_2	7.9×10^{-9}
PbF_2	3.6×10^{-8}
CaF_2	3.9×10^{-11}
الكرومات Chromates	
$PbCrO_4$	1.8×10^{-14}
Ag_2CrO_4	1.2×10^{-12}
الكبريتات Sulfates	
$PbSO_4$	6.3×10^{-7}
$BaSO_4$	1.1×10^{-10}
$CaSO_4$	2.4×10^{-5}
الكباريت Sulfides	
NiS	4.0×10^{-20}
CuS	8.0×10^{-37}
Ag_2S	8.0×10^{-51}
ZnS	3.0×10^{-23}

FeS	8.0×10^{-19}
CdS	1.0×10^{-27}
SnS	1.3×10^{-26}
PbS	3.0×10^{-28}
Hydroxides الماءات	
$Al(OH)_3$	3.0×10^{-34}
$Zn(OH)_2$	3.0×10^{-16}
$Ca(OH)_2$	6.5×10^{-6}
$Mg(OH)_2$	7.1×10^{-12}
$Fe(OH)_2$	7.9×10^{-16}
Carbonates الكربونات	
$CaCO_3$	4.5×10^{-9}
$SrCO_3$	9.3×10^{-10}
$ZnCO_3$	1.0×10^{-10}
Ag_2CO_3	8.1×10^{-12}
$BaCO_3$	5.0×10^{-9}

Damascus University

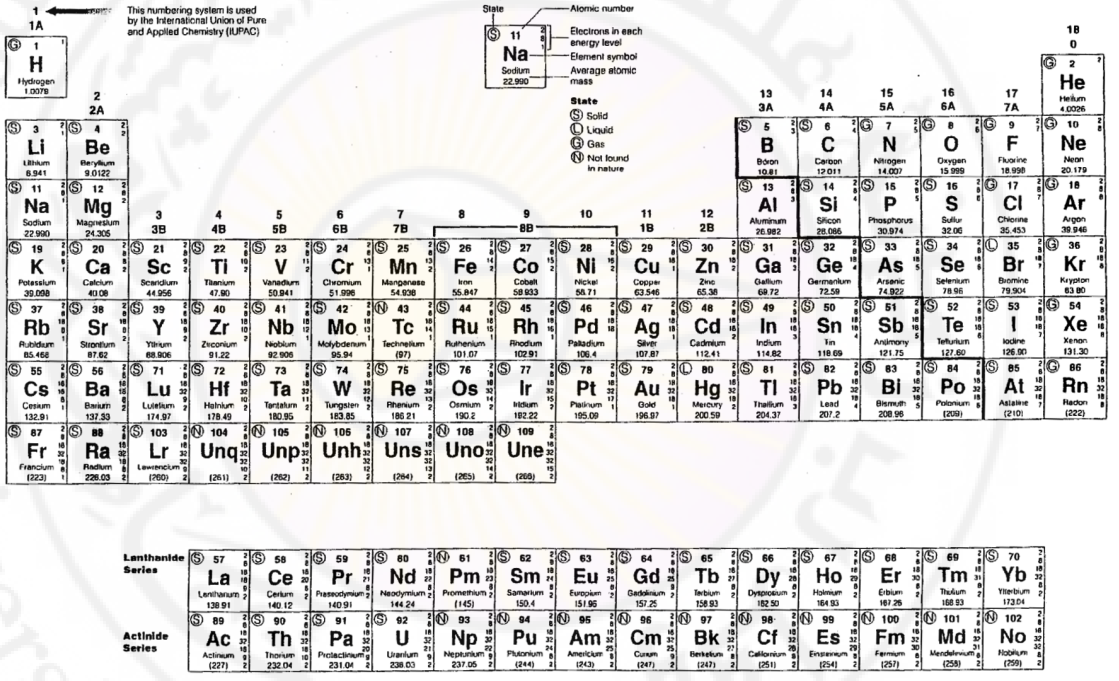
الجدول (17) ، جدول المصطلحات العلمية

المقابل باللغة العربية	المصطلح باللغة الانكليزية
حمض	Acid
شاردة سالبة	Anion
مصعد	Anode
ذرة	Atom
الكتلة الذرية	Atomic Mass
العدد الذري	Atomic Number
أساس	Base
طاقة الرابطة	Bond Energy
درجة الغليان	Boiling Point (B.P)
مهبط	Cathode
رابطة كيميائية	Chemical Bond
مُركّب	Compound
تركيز	Concentration
رابطة مشتركة	Covalent bond
تفكك	Decomposition
الكيمياء الكهربائية	Electrochemistry
التحليل بالتيار الكهربائي	Electrolysis
خلية تحلل كهربائي	Electrolytic Cell

Electromagnetic radiation	الإشعاع الكهرطيسي
Electronegativity	الكهرسلبية
Element	عنصر كيميائي
Endothermic reaction	تفاعل ماص للحرارة
Energy	طاقة
Enthalpy	المحتوى الحراري
Exothermic reaction	تفاعل ناشر للحرارة
Frequency	تواتر
Galvanic Cell	خلية غلفانية
Hardness	القساوة
Heat Capacity	السعة الحرارية
Heat of Reaction	حرارة التفاعل
Ion	شاردة
Ionic Bond	رابطة شاردية
Ionization Energy	طاقة التشرد
Lattice Energy	الطاقة الشبكية
Lime Stones	أحجار كلسية
Liquid	سائل
Melting Point (m.p)	درجة الانصهار
Metal	معدن
Metallic Bound	رابطة معدنية

Molality	التركيز الجزيئي الوزني
Molarity	التركيز الجزيئي الحجمي
Mole (mol)	جزيئة غرامية
Molecule	جزيئة
Polar Molecules	جزيئات قطبية
Precipitate	راسب
Redox – reaction	تفاعل أكسدة وإرجاع
Reduction	إرجاع
Solubility	الانحلالية
Solute	منحل (مادة منحلة)
Solution	محلول (مزيج من محل+منحل)
Solvent	محل
Solubility production constant	ثابت جداء الانحلال
Specific heat	الحرارة النوعية
Spectroscopy	المطيافية
Standard conditions	الشروط القياسية
Standard potential	الكمون القياسي
Thermo chemistry	كيمياء حرارية
Transition elements	العناصر الانتقالية
U.V-Visible Spectroscopy	المطياف (في المجال) فوق بنفسجي–المرئي
Water -Hardness	قساوة الماء

Periodic Table of the Elements



المراجع
References

1- "Chemistry" , A. C. Wilbraham , D.D. Staley , M.S. Matta , Addison-Wesley , Publishing (1997) .

2- "Chemistry" , Matter and its Changes, J. Brady, J. Russell, and J. Holum. John Wiley and sons, Inc. (2000)

3- "Cement Chemistry" 2nd edition , H.F.W. Taylor Publishing, Thomas Telford (1997)

4- "Chemical Analysis" R. D. Braun , F. H. Walters Publishing Mc Grow – Hill (1982)

٥- " الكيمياء العامة ١ " القسم العملي . التخين غسان ، أبو غالون عمر فاروق ، بطل فاطمة . منشورات جامعة حلب ١٩٩٠

٦- "الكيمياء العامة ١ " تخين غسان ، نعمي فواز . جامعة حلب ١٩٩٦.

٧- "تجارب في الكيمياء العامة" يحياوي صلاح وزملاؤه ، منشورات جامعة دمشق ١٩٨٢ .

وقل رب زدني علما
جامعة دمشق
Damascus University

اللجنة العلمية :

أ. د. محمد شهير هاشم

أ. د. غسان التخين

أ. د. هاني طالب

المدقق اللغوي :

أ. م. د. عاطفة الفيصل

حقوق الطبع والترجمة والنشر محفوظة لمديرية الكتب والمطبوعات.

وقل رب زدني علما
جامعة دمشق
Damascus University