



كلية العلوم

القسم : علم الحياة

السنة : الاولى

المادة : كيمياء لا عضوية

المحاضرة : نوبة/عملي/

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z : Facebook Group

2026

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

30

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

الجلسة العملية الأولى

تخصص الجلسة الأولى للتعرف على المخبر وفق محورين:

المحور الأول: وهو قواعد السلامة والأمان المخبري.

المحور الثاني: التعرف على بعض الأدوات المخبرية التي ترافق الكيميائي خلال دراسته أو عمله المهني، وطريقة استخدامها والتعامل معها.

قواعد السلامة المخبرية

في أي عمل يجب على الشخص الإحاطة بجميع شروطه وظروفه وقواعده لإنجازه بالشكل الأمثل، ويعد العمل المخبري من الأعمال الدقيقة التي تتطلب الحرص الكبير من قبل العاملين فيه، من حيث المعرفة بقواعد التعامل مع التجارب أو المواد أو الأجهزة أو الأدوات، وفيما يلي بعض القواعد التي يجب الالتزام بها:

- 1- قراءة التجربة وتحضيرها بشكل جيد وفهم كل الفقرات التي عليه القيام بها.
- 2- الاطلاع على الأجهزة والأدوات والمواد المخبرية التي علينا التعامل معها ضمن التجربة التي سنجريها.
- 3- تجنب ملامسة المواد الكيميائية لأن معظمها سام أو حارق، خصوصاً الحموض والأسس (القلويات) التي تستخدم بكثرة ضمن العمل المخبري.
- 4- حماية الثياب العادية من أخطار المواد الكيميائية عن طريق ارتداء السترة البيضاء (المربول) عند لحظة دخول المخبر.
- 5- عند اجراء عمليات تسخين ضمن الأنابيب المخبرية يجب الحذر، حيث لا توجه فوهة أنبوب الاختبار نحو الوجه أو وجه من يجاورنا من الزملاء، بل يتم توجيه الفوهة نحو جدار الطاولة المخبرية وذلك حرصاً على عدم الإصابة بالرذاذ أو الأبخرة.
- 6- يجب اجراء التجارب التي يرافقها انطلاق غازات ضمن الساحة المخبرية المزودة بنظام شطف هواء وفلتر، خصوصاً تلك المواد التي يرافقها انتشار غازات سامة أو مخرشه للجهاز التنفسي مثل الكلور.
- 7- عند التعامل مع أدوات التسخين المباشر مثل مصباح البنزن يجب اليقظة وعدم ترك المصباح مشتعل بعد استخدامه.
- 8- عدم اجراء أي تجربة غير مقررّة ضمن الجلسة العملية أو المنهاج إلا بعد استشارة المشرف على المخبر والسماح له بذلك تحت اشرافه.
- 9- عدم رمي أوراق الترشيح والأنابيب الزجاجية المكسورة والمخلفات الصلبة في المغسلة، وإنما رميها في سلة المهملات المخصصة لهذا الشيء.
- 10- ترك صنبور الماء مفتوحاً قليلاً قبل وبعد طرح المحاليل الكيميائية ضمن المغاسل، وخصوصاً الحموض والأسس لأن هذه المواد يمكن ائتلاف مجاري المياه والتمديدات.
- 11- عدم تبديل أغشية زجاجات المواد الكيميائية فيما بينها كي لا تتلوث المواد، فبنشأ عن ذلك أخطاء في التجربة التي يتم العمل عليها أو ربما مخاطر صحية نتيجة تفاعل المواد مع بعضها.

الكيمياء العامة (القسم العملي)

- 12- إعادة زجاجات المواد إلى موقعها بعد أخذ الحجم اللازم (أو الكمية) للتجربة، ولا تعاد المواد بعد استخدامها إلى عبواتها لعدم تلوث العبوة.
- 13- الاقتصاد باستخدام المواد الكيميائية بسبب ثمنها الباهظ جداً.
- 14- عند الحاجة لتسخين سائل، يجب الحذر في استخدام الأداة المخبرية المناسبة، فمثلاً لا يمكن تسخين السائل باستخدام المقياس المدرج، وإنما باستخدام البيشر أو الأرلنماير أو أنبوب اختبار.
- 15- الحرص على نظافة مكان العمل خلال التجربة كما عند البدء بها أو الانتهاء منها.
- 16- عدم الانتقال من مكان إجراء التجربة إلا للضرورة، وعدم التنقل ضمن المخبر بشكل عشوائي حتى لا يتم إصابة يد زميل يعمل على تجربة ماء فتكون النتيجة كارثية.
- 17- عدم الحديث مع الزملاء إلا في مجال التجربة، وعدم الحديث على الهاتف، فالتعامل مع المواد الكيميائية يجب أن يكون بحذر ودون تشتيت الانتباه حتى لا يحصل ما هو غير مرغوب فيه.
- 18- عند الحاجة لتمديد حمض يجب الحذر من عدم إضافة الماء للحمض، حيث يجب إضافة الحمض للماء، وذلك منعاً لوقوع ما لا يحمد عقباه.
- 19- تجنب إضافة حمض قوي لأساس قوي وبالعكس، حيث يمكن أن يحدث انفجار.
- 20- التقيد بالمحاذير الموجودة على العبوة الكيميائية، فهي لم توضع عبثاً، بعض المواد الكيميائية يمكن أن تنفجر إلى لم نتبع تعليمات التعامل معها.
- 21- عدم تذوق أو شم المواد الكيميائية إلا إذا سمح المشرف بذلك، فعظم المواد الكيميائية شديدة السمية.
- 22- الحفاظ على الأدوات الكيميائية من التلف والضياع لأن المسؤولية تقع على عاتق مستخدمها مع ملاحظة أن معظمها باهظ الثمن جداً.
- 23- عدم ارتداء الحلي الذهبية في المخبر، لأن هناك بعض المواد التي يمكن في حال ملامستها للذهب أن تتلفه دون التمكن من إصلاحه كالزئبق الذي يشكل ملغمة مع الذهب تؤدي لتفتته.
- 24- بالنسبة للإناث ينصح بعدم وضع المكياج وخصوصاً أحمر الشفاه، لأن بعض المركبات الكيميائية والأبخرة يمكن أن تمتاز عليه مما يؤدي إلى حدوث طفح جلدي موضعي أو عام أو حتى تسمم كيميائي، كما يجب الحذر من اقتراب الشعر من مصباح البنزن.
- 25- تعليمات التجربة مهمة جداً، لذلك يجب التقيد فيها، فلا تضاف مادة قبل أخرى خلافاً لما هو مذكور، فبعض المواد تسبب كوارث إن لم يتم اتباع قواع الإضافة لها.
- 26- تدوين الملاحظات خلال التجربة، وذلك ضمن دفتر خاص بالتجارب المخبرية، ويتم عرضها على المشرف الكيميائي للموافقة على صحتها ومردودها.
- 27- الحذر هو الأمان، والأمان يكون باتباع التعليمات المخبرية بدقة، لذلك كل طالب مسؤول عن كل ضرر يمكن أن يسببه بعدم تقيده بالقواعد المخبرية ويتحمل عاقبة ذلك.
- 28- أخيراً، العمل المخبري هو لك لكي تتعلم ربط الناحية النظرية بالناحية العملية ولتتوضح لديك الصورة أكثر، وهذا يوصل للمبتغى الأساسي للدراسة، كما أن العمل المخبري يمنح الثقة بالنفس والعمل والنتيجة.
- 29- لا تستخف بصغائر الأمور، فالذرة أساس الكون وهي أصغره.

الإسعافات الأولية

قد يتعرض الطالب أثناء قيامه بالتجارب المخبرية لحوادث مختلفة، مثل التسمم أو الجروح أو الحروق وذلك نتيجة عدم التقيد بالقواعد المخبرية أو إرشادات المشرف على الجلسة العملية سواء من قبله أو من قبل زميله الذي يعمل قربه، لذلك في حال حدوث أي إصابة عليه إبلاغ المشرف عن المخبر في الحال ليتولى إسعافه بنفسه أو نقله للمشفى إن دعت الحاجة، وفيما يلي بعض الإسعافات الأولية السريعة التي يجب عملها في المخبر ريثما يتم احضار طبيب أو نقل المصاب لأقرب مشفى، فما هي هذه الإسعافات؟

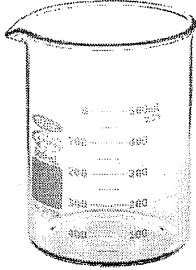
- 1- عند تلوث الجلد بحمض ممدد تغسل المنطقة جيداً بالماء المتدفق من الصنبور ثم بمحلول بيكربونات الصوديوم، أما عند التلوث بحمض مركز فيجفف مكانه في الحال باستخدام القطن، ثم يغسل بكمية كبيرة من الماء المتدفق واخبار المشرف بعد ذلك ليتم دهن منطقة الإصابة بمراهم خاصة بالحروق.
- 2- عند ملامسة الجلد لمادة قلوية مثل هيدروكسيد الصوديوم أو هيدروكسيد البوتاسيوم أو غيرها، يغسل الجلد المصاب فوراً بكميات كبيرة من الماء المتدفق ثم بمحلول حمض الخل 2%.
- 3- عندما يسقط على الجلد محلول البروم أو غيره من المواد المهيجة يغسل الجزء المصاب بمحلول عضوي ملائم مثل الأغوال.
- 4- عند التسمم بالغازات نتيجة الاستنشاق وخاصة غاز H_2S ، يجب استنشاق قطن مبلل بمحلول النشادر ثم تناول الحليب (محلول النشادر باستشارة المشرف على المخبر).
- 5- في حال التسمم الناتج عن ابتلاع بعض المواد السامة مثل أحد مركبات الزرنيخ أو الزئبق، يعطى الشخص المسموم مقيئ في الحال مثل ملعقتي شاي من ملح الطعام أو كبريتات التوتياء في كوب ماء فاتر.
- 6- عند التسمم بمادة قلوية مثل ابتلاع محلول هيدروكسيد الصوديوم، يخفف مفعوله بشرب كميات كبيرة من الماء مصحوباً بالخل أو عصير الليمون أو البرتقال، ويُعطى العصير بكثرة ولا يعطى أي مقيئ.
- 7- الجروح الناجمة عن كسر الزجاج تعالج بمحلول اليود مباشرة (اليود الغولي) مع تنظيف الجرح من الزجاج، وإذا كان الجرح عميق ينقل مباشرة إلى المشفى.
- 8- لدى إصابة العين بمادة قلوية تغسل جيداً بالماء ثم بحمض البور 2%، أما عند إصابتها بحمض تغسل جيداً بالماء ثم بمحلول مشبع من البوراكس أو بيكربونات الصوديوم 5%.

أخيراً، الحذر هو النجاة من المخاطر، ودرهم وقاية خيرٌ من قنطار علاج.

الأدوات والتجهيزات المخبرية

في هذه الفقرة سنتعرف على بعض الأدوات المخبرية التي تعتبر أساس الكيميائي ضمن العمل المخبري، فما هي أشهر هذه الأدوات؟

• البيشر Beaker



كما هو موضح في الشكل المجاور، وهو عبارة عن وعاء اسطواني الشكل زجاجي، مصنع من مادة البيركس، له حجوم مختلفة تتراوح بين 25 ml حتى 10000 ml، وهو لا يعتبر من أدوات قياس الحجم الدقيقة بسبب كبر حجمه نسبياً، يستعمل لسكب المواد السائلة واذابة الأملاح أو المواد الصلبة ضمن المحلول، أو في عمليات الترسيب، ولتحمله العالي للحرارة يستخدم كحمام مائي لبعض التجارب التي تتطلب درجات حرارة معينة.

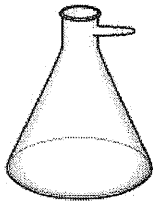
• الأرنماير (الدورق المخروطي) Erlenmeyer Flask



هو عبارة عن وعاء زجاجي مخروطي الشكل كما هو موضح في الشكل المجاور، يوجد منه نوعين:

النوع الأول مصنوع من البيركس المقاوم للحرارة، تكون جدرانه رقيقة، وله حجوم مختلفة، لا يعتبر من الأدوات الحجمية الدقيقة، ولكنه يستخدم لإجراء عمليات المعايرة وتسخين بعض المحاليل والترشيح ضمن الضغط الجوي العادي.

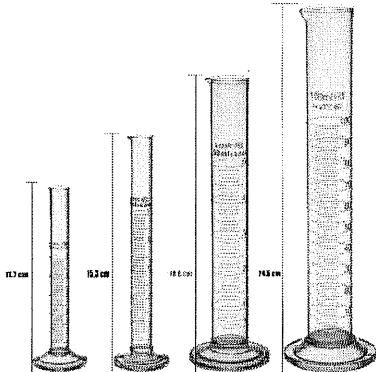
أما النوع الثاني فهو مصنع من الزجاج العادي، ويمتاز بسماكة جدرانه، ويستخدم في إجراء عمليات الترشيح تحت الضغط المخفف كما هو موضح في الشكل المجاور، حيث يلاحظ وجود تفريع جانبي منه لأجل إجراء تخلية الهواء ضمنه، ويتواجد منه حجوم مختلفة، في غالبيتها لا تحوي مؤشرات حجمية.



filtering flask

يمكن أن يكون رأس الأرنماير من النوع الأول عادي، ويمكن أن يكون مصنف وذلك حسب الحاجة لاستخدامه.

• المقياس المدرج Graduated Cylinder



عبارة عن وعاء أسطواني الشكل مدرج حسب السعة لتدرجات أساسية وفرعية، يعتبر من أدوات قياس الحجم ولكن بشكل غير دقيق وانما تقريبي، تكون تدرج الصفر فيه من الأسفل، يصنع من مادة البيركس، ويوجد منه أنواع مصنعة من مادة بلاستيكية، يتواجد بحجوم مختلفة، كلما كان الحجم أكبر كلما كانت نسبة الخطأ في القياس أكبر.

• السحاحة Burette

هي أداة قياس حجوم دقيقة، مصنعة من مادة البيركس، لها عدة حجوم مختلفة، مدرجة بالميلي ليتر وأعشاره، وهي عبارة عن انبوبة زجاجية اسطوانية الشكل، مجهزة من الأسفل بصنبور.

عند استعمال السحاحة يجب التقيد بغسلها بالماء العادي جيداً ثم بالماء المقطر، ثم بالمادة المراد استخدامها ضمنها حتى لا يتمدد محلول المادة بآثار الماء الذي يكون عالق على الجدران.

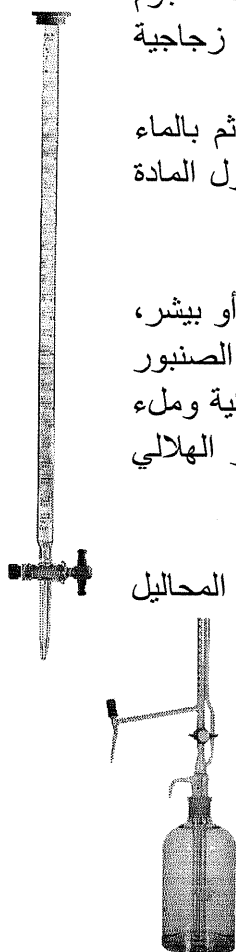
فكيف تستخدم؟

يفلق الصنبور، ثم تملأ السحاحة بالمحلول بواسطة قمع صغير أو ببشر، إلى ما فوق تدريجة الصفر (تدرجية الصفر في الأعلى)، ثم يفتح الصنبور بهدوء ويترك السائل لينساب قليلاً من أجل طرد الفقاعات الهوائية واملء الجزء السفلي بالسائل، يغلق الصنبور بهدوء عند وصول القعر الهلالي للسائل لنقطة الصفر.

فما هو استخدام السحاحات؟

تستخدم في المعايرة الحجمية وفي أخذ حجوم محددة صغيرة من المحاليل وذلك عن طريق فتح الصنبور ثم اغلاقه.

يتواجد من السحاحات نوع آلي يقوم بنفسه بمعايرة نقطة الصفر وإعادة الملء بالمحلول بنفسه كما هو موضح في الشكل المجاور، وهي بتصاميم مختلفة ولكن نفس المبدأ.



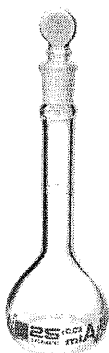
• الدورق الحجمي Volumetric Flask

هو عبارة عن وعاء زجاجي كروي الشكل من الأسفل مع قاعدة مسطحة، وعنق طويل من الأعلى، ويكون العنق غالباً مصنفر لإغلاقه بشكل محكم، يحتوي العنق على حلقة تشير لحجم الدورق، يعتبر الدورق الحجمي من الأدوات الحجمية الدقيقة التي تستخدم في تحضير المحاليل العيارية، وهو مصنع من البيركس وله حجوم مختلفة من 10 ml حتى 2000 ml، كما هو موضح في الشكل المجاور.

فكيف يتم تحضير المحاليل العيارية ضمنه؟

توضع المادة المراد تحضير المحلول العياري منها في الدورق بعد وزنها بشكل دقيق على ميزان حساس، ثم يتم

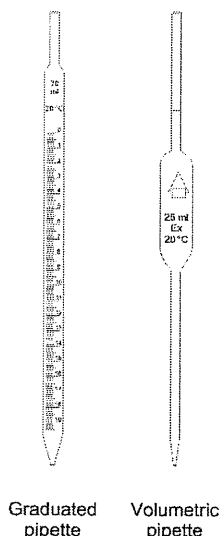
إضافة الماء المقطر إلى الدورق إلى ما قبل العنق، ثم يغلق الدورق بشكل جيد ويتم هزه جيداً حتى انحلال المادة ضمن الماء، ثم نقوم بفتحه ونكمل الحجم حتى الإشارة الموجودة على العنق بالماء المقطر بشكل دقيق، وعند الوصول للإشارة، نعيد اغلاق الدورق ثم هزه ثانية قليلاً فنحصل على المحلول العياري المطلوب.



الكيمياء العامة (القسم العملي)

الماصة Pipette

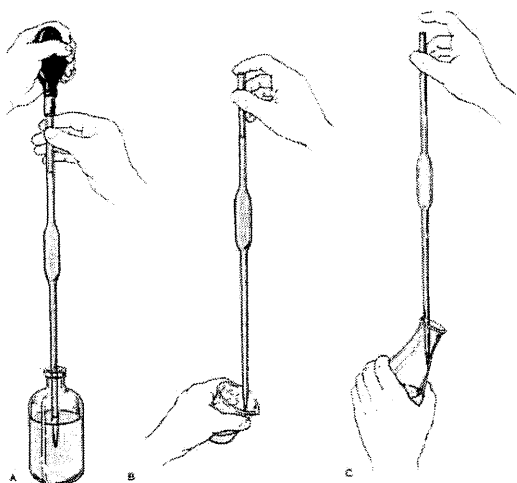
هي عبارة عن أنبوب زجاجي مجوف مصنع من مادة البيركس، تعتبر من أدوات قياس الحجم الدقيقة جداً عند درجة حرارة محددة، يتواجد منها نوعين، النوع الأول هو الماصة المدرجة Graduated Pipette وهي تشبه السحاحة في تدريجاتها، والنوع الثاني هي الماصة العيارية Volumetric Pipette وهي تشبه الدورق الحجمي من حيث وجود خط عياري في العنق العلوي لها وذلك كما هو موضح في الشكل المجاور، وتعتبر الماصة العيارية أكثر دقة من الماصة المدرجة ولكنها تستخدم لأخذ حجم محدد فقط وفق سعتها، وكلاهما دقيق.



Graduated pipette Volumetric pipette

ولكن كيف يتم استخدام الماصة؟ هل تعلم؟؟

تغسل الماصة بالماء جيداً ثم بالماء المقطر، ثم تغسل بالمحلول المراد قياس حجمه (هل تذكر لماذا؟).

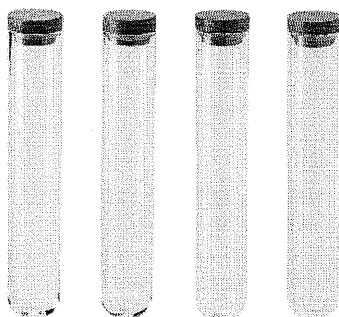


يتم سحب السائل المراد قياس حجمه بواسطة الفم، ويفضل عمل ذلك باستخدام اجاصة مطاطية عوض الفم في حال توفرها كما في الشكل المجاور، حيث توضع النهاية السفلية للماصة ضمن المحلول المراد قياس حجمه، وعندما يصبح ارتفاع المحلول في الماصة أعلى من الإشارة توضع السبابة على النهاية العليا للماصة لمنع انسياب المحلول منها، وبعد ذلك تسند النهاية السفلى للماصة على جدار الوعاء الذي أخذ منه المحلول ويتم

تخفيف ضغط السبابة على النهاية العليا قليلاً فيجري السائل ببطء شديد حتى نحصل على الحجم المطلوب، ثم نضغط بالسبابة ثانية وننقل الماصة للوعاء الذي نرغب في تفريغ المحلول ضمنه (بيشر أو ارلنماير ...)، ثم نرفع السبابة عن النهاية العليا فينساب المحلول بحرية من الماصة، ولفصل القطرة الأخيرة العالقة في الماصة نسند نهاية الماصة إلى جدار وعاء التفريغ كما هو موضح في الشكل.

أنابيب الاختبار Test Tubes

هي عبارة عن أنابيب زجاجية اسطوانية الشكل، تتواجد بأطوال وأقطار مختلفة، تستخدم لإجراء بعض التفاعلات الكيميائية البسيطة، كما تستخدم لحفظ بعض العينات لفترات قصيرة، حيث يتواجد لبعضها أغطية (مثل حفظ عينات الدم لفترة قصيرة لإجراء الفحص عليها ضمن مخابر التحليل) كما هو موضح في الشكل المجاور.



وهناك العديد من الأدوات المخبرية الكثيرة التي سنتعرف عليها تباعاً في كل جلسة عملية.

الجلسة العملية الثانية

تحديد بعض الخواص الفيزيائية للمركبات الكيميائية

تعتبر الخواص الفيزيائية إحدى الخواص الهامة التي تحدد سلوك بعض المركبات وهويتها، كما تحدد الظروف المناسبة لإجراء التفاعلات الكيميائية وفق الشروط التي نرغبها، من الخصائص الفيزيائية الهامة للمواد الكيميائية هي الكثافة، كما سنقوم في هذه التجربة بتحديد درجة حرارة المحاليل باستخدام ميزان حرارة سيليزيوس ثم نقوم بتحويل القراءة لمقياسي كلفن وفهرنهايت.

الكثافة Density

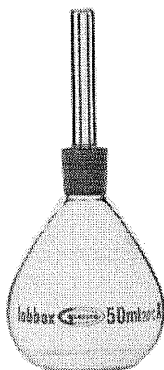
من خصائص المادة التي يستخدمها الكيميائي بطاقة تعريف لأي مادة هي الكثافة، والتي تعبر عن كتلة المادة منسوبة لواحدة الحجوم لتلك المادة

$$\text{Density} = \frac{\text{mass}}{\text{Volume}}$$

فكيف يمكن تحديد كثافة مادة؟؟

المواد السائلة:

يمكن تحديد كثافة سائل ببساطة بوزن حجم معروف بدقة منه، حيث يتم استخدام أداة زجاجية مخبرية خاصة تدعى البيكنومتر Pycnometer كما هو موضح في الشكل المجاور.



ما هو البيكنومتر؟

هو أداة زجاجية تشبه الدورق الحجمي ولكن بدون عنق، مزودة بغطاء زجاجي له عنق بتخلله أنبوب رفيع كما هو موضح، البيكنومتر حجومات مختلفة حسب الحاجة، فكيف يعمل على تحديد الكثافة؟

لقياس كثافة سائل يتم في البداية وزن البيكنومتر فارغ وجاف مع غطاءه على ميزان حساس وليكن وزنه m_0 g، بعدها يملأ البيكنومتر بهذا السائل حتى النهاية العلوية، ثم يغلق بالغطاء المزود بعنق والذي يتطابق مع فتحة البيكنومتر ويرتبط بها عن طريق صنفرة تجعله محكم الإغلاق، فيرتفع السائل الفائض لينساب من الأنبوب الشعري ضمن العنق نحو الخارج، فلو استخدمنا بيكنومتر سعة 25 ml يكون حجم السائل ضمن البيكنومتر مع حجم السائل الموجود في الأنبوب ضمن العنق مساوياً 25 ml، يتم وزنه على الميزان وهو ممتلئ بالسائل وليكن وزنه m g.

عندها يكون وزن السائل الذي حجمه 25 ml هو $m - m_0$ g

وبالتالي تحسب كثافة السائل D وفق العلاقة التالية:

$$D = \frac{m - m_0}{v} \text{ g/ml}$$

الكيمياء العامة (القسم العملي)

في حال عدم وجود بيكنومتر يتم استخدام إحدى أدوات قياس الحجم (دورق حجمي أو مقياس مدرج) لتحديد حجم السائل، ويتم اتباع نفس الخطوات السابقة، ولكن النتيجة لن تكون دقيقة بدقة البيكنومتر.

المواد الصلبة:

يمكن تحديد كثافة جسم صلب عن طريق وزنه ثم حساب حجمه (سواء كان مكعب أو كروي أو متوازي مستطيلات)، وبتطبيق قانون الكثافة السابق الذي يساوي نسبة الكتلة للحجم نحصل على كثافته، ولكن ماذا إذا كان الجسم الصلب الذي لدينا لا يمتلك شكل منتظم يمكننا من حساب حجمه؟ ماذا لو كان شكله عشوائياً؟ هل لك أن تتخيل طريقة لحساب حجمه؟؟؟

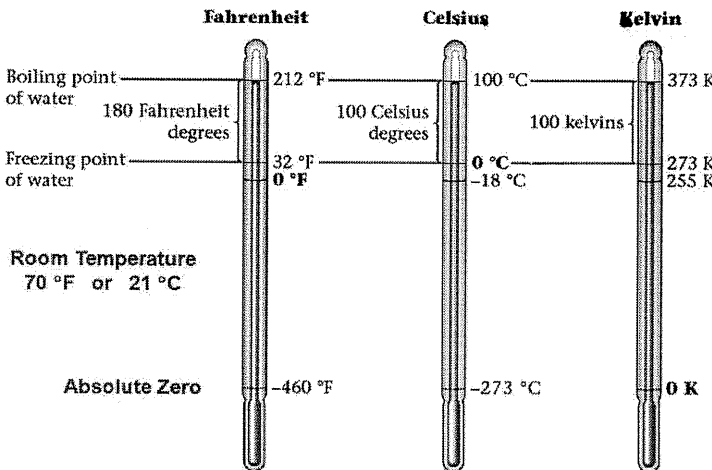
في هذه الحالة يتم تطبيق قاعدة أرخميدس التي تنص على أن حجم أي جسم صلب يوضع ضمن الماء يساوي كمية الماء المزاح، حيث يتم وضع القطعة الصلبة المراد تحديد كثافتها ضمن حوض مائي، ثم يتم حساب حجم الماء الذي أزاحه هذا الجسم، فيكون حجم الماء هو حجم هذا الجسم الصلب، وبقسمة وزن الجسم الصلب على حجم الماء المزاح نحصل على كثافته.

طبعاً نطبق هذه الطريقة في حال لم يكن الجسم الصلب مسامياً يحوي مسام واضحة ضمن بنيته.

درجة الحرارة Temperature

تعتبر درجة الحرارة من القياسات الفيزيائية الهامة أثناء سير التفاعلات الكيميائية وأجراء التجارب المخبرية، وتعطينا مدلولات كثيرة حول التفاعل.

كما درسنا في الجانب النظري وجدنا أن هناك ثلاثة أنظمة لقياس درجة الحرارة بشكل واسع، مقياس درجة سيليزيوس، مقياس كلفن، ومقياس فهرنهايت، يستخدم نظامي السيليزيوس والكلفن في العلوم الفيزيائية والكيميائية، بينما يستخدم نظام الفهرنهايت في العديد من العلوم الهندسية، إن ميزان درجة الحرارة المستخدم في بلادنا يعتمد نظام سيليزيوس، فكيف يمكننا تحويل هذه القراءات لنظام الكلفن والفهرنهايت؟



في الشكل المجاور نعرض الأنواع الثلاثة لمقاييس درجة الحرارة، نلاحظ أن حجم واحدة درجة الحرارة (الدرجة) هي نفسها بالنسبة لمقياسي الكلفن والسيليزيوس، والاختلاف الرئيسي بين هذين المقياسين هو نقطة الصفر، الانتقال بين المقياسين يتم بسهولة عن طريق عبارة الموازنة بين نقطتي الصفر للمقياسين.

$$\text{Temperature (Kelvin)} = \text{Temperature (Celsius)} + 273.15$$

$$\text{Temperature (Celsius)} = \text{Temperature (Kelvin)} - 273.15$$

الكيمياء العامة (القسم العملي)

بالتعبير عن درجة الحرارة في واحدة السيليزيوس استخدمنا رمز الدرجة °C، في حين أن تعبیر الدرجة لا نلاحظه في مقياس كلفن، واحدة درجة الحرارة في هذا المقياس تدعى كلفن ويرمز لها بالرمز K.

أما بالنسبة للتحويل بين مقياس درجة الحرارة السيليزيوس ومقياس درجة الحرارة فهرنهايت فهو أكثر تعقيداً من سابقه، لأن كلاً من حجم التدرج ونقطة الصفر تختلفان في كلا المقياسين، لذلك نحن هنا نحتاج إلى عبارتي **توازن بين المقياسين**، واحدة لحجم التدرج والثانية لنقطة الصفر.

لنعالج أولاً الاختلاف في حجم التدرج:

من خلال الشكل الموضح أعلاه والذي يمثل **المقاييس الثلاث**، نلاحظ ما يلي:

$$212^{\circ}\text{F} = 100^{\circ}\text{C} \quad \& \quad 32^{\circ}\text{F} = 0^{\circ}\text{C}$$

$$\text{إذاً: } 212 - 32 = 180 \text{ Fahrenheit degree} = 100 - 0 = 100 \text{ Celsius degree}$$

أي أن 100° على مقياسي سيليزيوس تعادل 180° على مقياس فهرنهايت وبالتالي يكتب مصنع الواحدة وفق ما يلي:

$$\frac{180^{\circ}\text{F}}{100^{\circ}\text{C}} \text{ or } \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}}$$

الآن سنعالج الاختلاف في نقطة الصفر:

نفرض أن T_c هي درجة الحرارة على مقياس سيليزيوس الموافقة لـ T_f درجة الحرارة على مقياس فهرنهايت.

ونعلم أنه من خلال الشكل السابق أن: $32^{\circ}\text{F} = 0^{\circ}\text{C}$ إذا يمكننا الكتابة:

$$T_f - 32^{\circ}\text{F} = T_c - 0^{\circ}\text{C} = T_c$$

نطبق مصنع الواحدة لمعالجة الاختلاف في حجم الدرجة، فنحصل على ما يلي:

$$(T_f - 32^{\circ}\text{F}) \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}} = T_c$$

حيث تمثل T_f و T_c درجة الحرارة المعطاة على ميزان حرارة فهرنهايت و سيليزيوس.

بشكل آخر يمكننا كتابة المعادلة السابقة بحيث نصح في البداية حجم التدرج ثم نصح الاختلاف في نقطة الصفر، فتكتب المعادلة السابقة بالشكل:

$$T_f = T_c \times \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} + 32$$

إذا لمعرفة درجة الحرارة وفق مقياس كلفن (المعتمد في الجملة الدولية) أو مقياس فهرنهايت، يتم تطبيق العلاقات السابقة للحصول على الدرجة المطلوبة.

الكيمياء العامة (القسم العملي)

إجراء التجربة والحسابات

يتم تقسيم الطلاب ضمن المختبر لمجموعات، كل مجموعة 5 طلاب، تقوم كل مجموعة بإجراء ما يلي:

١- قياس الكثافة لمجموعة من المواد الكيميائية السائلة، حيث يتم تحديد كثافة كل من الماء والكحول الإيثيلي ورابع كلور الكربون وذلك وفق الطريقة التي ذكرناها أعلاه.

يتم تدوين النتائج ضمن الجدول التالي:

المركب	الكثافة g/cm^3
الماء	
الكحول الإيثيلي	
رابع كلور الكربون	

ثم بعد ذلك يتم إعطاء كل مجموعة مادة مجهولة، يتم حساب كثافتها وتحديد قيمتها مع الجدول الناتج.

ينبغي على كل مجموعة معرف ما هي المادة المجهولة التي تم إعطائهم إياها من خلال قيمة كثافتها.

٢- تحديد درجة حرارة عينة من الماء باستخدام مقياس سيليزيوس الموجود ضمن المختبر، ثم يتم تحويل القراءة الناتجة للكلفن والفهرنهايت باستخدام العلاقات السابقة.

٣- تدون كل مجموعة النتائج التي حصلت عليها ضمن الدفتر المخبري الخاص بكل طالب، حيث يذكر رقم مجموعته، ثم تسلم النتائج للمشرف الكيميائي أو مدرس المقرر ضمن المختبر للتأكد من الحسابات وتقييم العمل.

الفصل الثاني

العمليات المخبرية الأساسية وتنقية المواد الكيميائية

2-1: العمليات الأساسية في المختبر:

2-1-1: إذابة المواد الكيميائية الصلبة:

يتطلب التعامل مع المواد الكيميائية الصلبة، والتي تشكل نسبة عالية جدا بين المركبات الكيميائية تحويلها في معظم الأحيان إلى محاليل.

يعرف المحلول بأنه عبارة عن مزيج تتوزع فيه مادة ما، بشكل متجانس، ويطلق عليها اسم المذيب.

تبلغ أبعاد الجسيمات الذوابة في المحاليل الحقيقية المتجانسة تبلغ وسطيا $(10^{-8} \text{ Cm} - 10^{-7} \text{ Cm})$ ، لذلك وقبل البدء بإذابة المركبات الكيميائية الصلبة، يجب طحنها جيدا بواسطة هاون من الخزف، وذلك من أجل تكبير السطح النوعي الفعال لها.

يتم بعد ذلك يتم أخذ كمية منها محددة بدقة، ويضاف إليها المذيب المناسب. يستخدم الماء كمحل في معظم الأحيان وخاصة للمركبات التي تمتاز بخواص قطبية، وذلك نتيجة لقطبية الماء وصغر جزيئاته. يتم استخدام قضيب زجاجي نظيف لتحريك لإتمام عملية الذوبان وإذا لم يكن ذلك كافيا يتم عندها اللجوء إلى التسخين الخفيف لتسريع عملية الذوبان.

2-1-2: الترشيح:

تستخدم عملية الترشيح من أجل فصل الراسب عن المحلول. يلجأ عادة إلى عملية الترشيح، عندما يراد تخلص المحلول من الشوائب المترسبة الموجودة فيه، والتي تبقى على سطح أوراق الترشيح، بغية الحصول على محلول نقي. وتستخدم أيضا لفصل المادة الكيميائية الصلبة عن بقايا المذيب الموجود معها في الوعاء نفسه، وعندها يتم أخذ المادة النقية التي تحتجز على سطح ورقة الترشيح، ويتم التخلص من المذيب.

تستخدم مرشحات مختلفة لإتمام عملية الترشيح، ومن أهمها وأرخضها: أوراق الترشيح السيللوزية المختلفة باختلاف بأقطار مساماتها، وكذلك طبيعتها، حيث تكون عديمة الرماد أو عادية.

هناك أيضا مرشحات زجاجية، أو بورسلانية، مثل: قمع بوخنر، وقمع غوش، وتمتاز أيضا بأقطار مساماتها المختلفة.

2-1-3: التجفيف:

بعد إذابة المركبات الكيميائية، وترشيحها وحصولنا على المادة الصلبة إلى إجراء عملية تجفيف لها، وذلك لحاجتنا، في معظم الأحيان، لأن تكون هذه المادة جافة. تتم عملية التجفيف بوضع المادة الصلبة الرطبة بين ورقتي ترشيح، وضغطها لفترة من الزمن، إلا أن ذلك يكون غير كاف لذلك يجب تعريضها للهواء، أو وضعها في أفران التجفيف عند درجة الحرارة 100°C ، ولفترة زمنية محددة.

تجفف السوائل، أي يتم تخلصها من الماء، عبر إضافة مادة ماصة للرطوبة مثل كبريتات النحاس اللامائية CuSO_4 ، أو كلوريد الكالسيوم CaCl_2 ، أو كلوريد الكوبالت CoCl_2 ، أو بعض الأحماض القوية المركزة مثل: حمض الكبريت H_2SO_4 ، أو حماسي أو أكسيد الفوسفور P_2O_5 .

2-1-4: التطبيق العملي:

1- إذابة كربونات الكالسيوم بالماء:

خذ حوالي 5 غ من كربونات الكالسيوم من المساعد المخبري، وأضف إليها كمية من الماء المقطر بحيث يصبح لديك حجما نهائيا للمحلول قدره 100 مل. حاول طحن المادة الصلبة في حال كونها تحوي كتلا صغيرة، بوساطة هاون من البورسلان ومن ثم اجراء عملية الذوبان.

2- خذ بضع مليلترات من محلول حمض كلور الماء الممدد، وأضفه إلى حجم مماثل من محلول نترات الفضة. ماذا تلاحظ؟

إن الراسب المتشكل في قعر انبوب الاختبار هو $AgCl$

افصل هذا الراسب عن المحلول بوساطة الترشيح.

حضر لهذه الغاية ورقة ترشيح وضعها في قمع الترشيح، واسكب الراسب مع المحلول فوق ورقة الترشيح.

لاحظ بعد قليل أن الراسب سيحتجز على سطح ورقة الترشيح، جففه بالهواء، ثم سلمه بعد ذلك للمساعد المخبري.

3- تخفيف بروم البترن:

امزج بضع قطرات من مادة مع 5 مل من بروم البترن، ورج المزيج جيدا حتى يصبح المحلول عكرا، وعلى شكل مستحلب.

اترك المزيج يرقد، ثم أضف إليه بضع بلورات من كلوريد الكالسيوم $CaCl_2$ اللامائي. ماذا تلاحظ؟

هل سيتغير لون المحلول؟

لماذا حصل هذا التغير؟

سجل هذه النتائج في دفترك.

2-2: تنقية المركبات الكيميائية:

2-2-1: التصعيد:

التصعيد هو انتقال المادة الصلبة إلى الحالة الغازية دون المرور بالحالة السائلة. يفسر ذلك بأن ضغط بخار المادة الصلبة يكون أعلى من الضغط الخارجي، ولهذا السبب، فإنه عند تميع المادة الصلبة يتحول إلى بخار. يفيد هذا المبدأ في فصل المركبات الصلبة عن بعضها البعض عندما تكون إحداها طيارة، والأخرى غير ذلك.

التطبيق العملي:

1- تنقية النفتالين:

تؤخذ كمية من النفتالين الصلب، وتسخن بحذر في أنبوب اختبار، فيلاحظ انطلاق الأبخرة من الأنبوب، ويتكاثف القسم الآخر على جدران الأنبوب.

2- تنقية كلور الأمونيوم:

تؤخذ بضع بلورات من NH_4Cl ، وتوضع في وعاء زجاجي، وليكن أرلنماير، ثم يوضع فوقه قمع ترشيح، وعليه ورقة ترشيح، سخن الوعاء على نار هادئة. لاحظ تبخر بلورات كلوريد الأمونيوم وتجمع الأبخرة في قمع الترشيح أسفل ورقة الترشيح.

سجل ملاحظاتك على الدفتر.

2-2-2: إعادة البلورة:

يعتمد مبدأ إعادة البلورة على تغير ذوبانية المواد بتغير درجة الحرارة، لذلك، من أجل إعادة بلورة مركب كيميائي حاو على شوائب، يتم إذابته بمذيب مناسب، وغالبا ما يكون المذيب هو الماء المقطر. تتم بعد ذلك عملية تبريد للمحلول.

يتناسب حجم البلورات المتشكلة بإعادة البلورة يتناسب عكسا مع زمن التبريد، فكلما كان التبريد بطيئا كان حجم حبيبات الراسب المتشكل أكبر.

يتم تحريض تشكل البلورات عند تبريد المحلول المشبع، وعدم ملاحظة تشكل بلورات عن طريق حك جدران الوعاء بقضيب زجاجي نظيف، أو إضافة بضع بلورات نقية من الملح المراد تبلوره.

تساقط عملية التحريض هذه تتساقط البلورات بسرعة في قعر الوعاء الذي ستم فيه عملية إعادة البلورة.

التطبيق العملي:

1- إعادة بلورة ملح الطعام:

يتصف ملح الطعام المستخرج من المناجم بأنه مشوبة بأملاح المغنيزيوم بشكل خاص، ولذلك فإن نقاوته، في معظم الأحيان، لا تتجاوز 97%.

خذ 50 غ من ملح الطعام العادي وأذنها بـ 100 مل من الماء المقطر، وسخن حتى الدرجة 80 م° مع التحريك بواسطة قضيب زجاجي نظيف، تابع التسخين حتى تمام الذوبان.

دع المحلول يبرد قليلا، ثم قم بترشيحه على ورق ترشيح عادي. اجمع الرشاحة، واتركها تبرد ببطء بالهواء أي ضمن درجة حرارة المختبر.

لاحظ بعد ذلك، تشكل بلورات NaCl على جدران الوعاء، في حال تأخر تشكل البلورات، حك جدران الوعاء بالقضيب الزجاجي النظيف الذي استخدمته لعملية الذوبان.

تجمع البلورات عند الانتهاء من عملية تشكيلها، ثم يجفف بين ورقتي ترشيح وتوزن، وتسلم بعد ذلك للمساعد المخبري.

ماذا تلاحظ بالنسبة للوزن قبل وبعد إجراء عملية إعادة البلورة ؟

ماهو سبب اختلاف الأوزان ؟

سجل هذه الملاحظات في دفترك.

2- إعادة بلورة كبريتات النحاس:

خذ 15 غ من كبريتات النحاس وأذنها بـ 100 مل من الماء المقطر، سخن المحلول حتى الدرجة 80 م° مع التحريك المستمر حتى تمام الذوبان. دع المحلول يبرد قليلاً ثم رشحه. خذ الرشاحة، واركها تبرد في جو المختبر، ولاحظ بعد قليل تشكل بلورات كبريتات النحاس.

جفف هذه البلورات، وزنها، وسلمها للمساعد المخبري.

علل سبب تغير الوزن قبل إعادة البلورة، وبعدها.

سجل هذه النتائج والملاحظات في دفترك.

3- إعادة بلورة بيكربونات الصوديوم NaHCO_3 :

سخن في وعاء زجاجي سعة 250 مل 100 مل من الماء المقطر حتى الغليان، ثم أضف إليها ببطء 20 غ من بيكربونات الصوديوم التجارية. راقب اتمام ذوبان ملح بيكربونات الصوديوم، ثم سجل ملاحظاتك حول لون الملح قبل الذوبان وكذلك لون المحلول الناتج. اترك المحلول يبرد قليلاً ثم رشحه على قمع ترشيح. اترك الرشاحة تبرد عند درجة حرارة المختبر، ولاحظ تشكل بلورات بيكربونات الصوديوم النقية.

جفف هذه البلورات بين ورقتي ترشيح، ثم زنها، وسلمها للمساعد المخبري.

سجل ملاحظاتك حول هذه التجربة في دفترك.

الفصل الثالث

الخواص الفيزيائية للمركبات الكيميائية ونقاوتها

نهدف من هذا الفصل دراسة بعض الخواص الفيزيائية للمركبات الكيميائية (درجة الانصهار، درجة الغليان، كثافة سائل)، والتحقق من نقاوة تلك المركبات.

3-1: درجة الانصهار:

تعد درجة الانصهار ثابتاً فيزيائياً هاماً تساعدنا معرفته في تحديد طبيعة المركب، وكذلك نقاوته، وهي بالتعريف: الدرجة التي يتحول فيها الجسم الصلب إلى الحالة السائلة؛ فعند تسخين مادة بلورية صلبة ترتفع درجة حرارتها، وتزداد اهتزازات الذرات أو الشوارد في الشبكة البلورية، وتبدأ بترك مواضعها عند استمرار التسخين، وتبدأ المادة بالتحول إلى سائل، وباستمرار التسخين لا ترتفع درجة حرارة المادة، بل تستخدم الطاقة الحرارية للتغلب على قوى التجاذب بين الشوارد، وتبقى لذلك درجة الحرارة ثابتة حتى يتم تحول المادة بالكامل إلى سائل.

نقطة الانصهار: هي درجة الحرارة التي يكون عندها الطوران الصلب والسائل في حالة توازن، وتسمى عملية انتقال المادة من الطور السائل إلى الطور الصلب بالتجمد، ومن الواضح أن نقطة الانصهار تساوي نقطة التجمد في جملة متوازنة.

يجب أن نتذكر دائماً أن نقطة انصهار المواد النقية تتعلق بالضغط الخارجي فقط وتقاس غالباً هذه النقاط عند الضغط الجوي النظامي، في حين لا يزيد المجال الحراري في المركب النقي على 50°C ، نلاحظ أن المركبات المشوبة لا تظهر درجات انصهار واضحة ومحددة إذ تبدأ هذه المركبات بالانصهار عند درجة، وتنتهي في مجال درجات عدة.

تسمى كمية الحرارة اللازمة لصهر مول واحد من مركب عند درجة حرارة انصهاره بـحرارة الانصهار.

يظهر الجدول التالي نقاط انصهار بعض المواد:

اسم العنصر أو المركب	درجة الانصهار (C)°)
ألنيوم	658,0
كادميوم	321
البروم	703-
الكلور	100,5-
الذهب	1063,0
الرصاص	327,50
المغزيوم	657,0
الفضة	960,0
التوتياء	419,4
$Al(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$	73,5
$Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$	78,0

تحدد درجة الانصهار على الشكل الآتي:

طريقة العمل:

يحضر أولاً الأنبوب الشعري الذي يغلق أحد طرفيه ويملاً بمسحوق المركب الناعم بطول (2-3 cm) ويملاً كذلك أنبوب شعري ثانٍ للقيام بالتجربة مرتين. يثبت الأنبوب الشعري على ميزان حرارة بواسطة حلقة مطاطية بحيث يكون أسفل الأنبوب الشعري بجانب مستودع الزيت في الميزان يكون أسفل الميزان مغموراً في السائل المستخدم كحمام للتسخين.

تُملأ الحوجلة أو الأنبوب الاختبار بالماء، أو بزيت البارافين، أو بحمض الكبريت المركز، توضع الحوجلة على شبكة معدنية، وتثبت بحامل معدني، ثم يتم البدء بالتسخين، فنلاحظ أن المادة تنكمش، قبل انصهارها، فتنفصل المادة عن سطح جدار الأنبوب الشعري، وبعدها يلاحظ ظهور قطرة سائلة في أسفل الأنبوب الشعري. عندها يجب تعيين درجة الحرارة على ميزان الحرارة، والتي تمثل درجة انصهار المادة الصلبة. يستعمل الأنبوب الشعري الأول لتحديد مجال درجة الانصهار، لنفترض أنه خلال التجربة تم تحديد درجة الانصهار في المجال 75-80 م°، عندئذ يجب استعمال الأنبوب الشعري الثاني لتحديد درجة الانصهار بالدقة التامة حيث يتم التسخين حتى الدرجة 65 م°، وبعدها تخفض الشعلة، بحيث يكون التسخين بطيئاً، أي يجب ألا تزيد سرعة التسخين عن درجة مئوية واحدة في الدقيقة ونلاحظ أنه أثناء التسخين. تبدأ المادة بالانصهار، وعندها تحدد درجة الانصهار بدقة.

المواد والأدوات اللازمة:

تستخدم مادة ثيو كبريتات الصوديوم $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 (s)$ الصلبة كمجهول، أما الأدوات المستعملة فهي: أنابيب اختبار عادية، أنابيب اختبار ذات أقطار كبيرة، أنابيب زجاجية صغيرة القطر، مطاطات حلقيّة، حامل منسوب وشبك، سدادات مطاطية، ميزان حرارة، سدادة مطاطية ذات شق، بيشر، أنابيب شعرية.

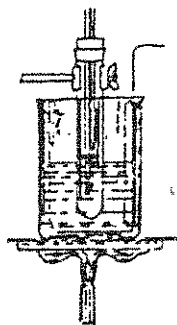
طريقة العمل:

- 1- حضر انبوين شعريين طول كل منهما 5-6 cm.
 - 2- حضر مسحوق ثيو كبريتات الصوديوم.
 - 3- يوضع مسحوق ثيو كبريتات الصوديوم داخل الأنبوب الشعري حتى يصل الى ارتفاع قدره (2-3) سم بالشكل التالي:
- ضع قليلاً من مسحوق ثيو كبريتات الصوديوم على زجاجة ساعة، أو على ورقة ترشيح، ثم اغمس الطرف المفتوح من الأنبوب الشعري في هذا المسحوق، بحيث يسمح

لجزء من المسحوق بالدخول فيه، بعد ذلك ومن أجل إيصال المسحوق إلى قعر الانبوب الشعري أخرج طرفه من المسحوق، وقم بإسقاطه داخل أنبوبة مفتوحة الطرفين طولها حوالي 30 cm موضوعة على الطاولة بحيث تكون النهاية المغلقة للانبوب الشعري إلى الأسفل، وعند اصطدام الانبوب الشعري بالطاولة تنتقل المادة إلى قعر الانبوب.

ينبغي من أجل التوصل بإرتفاع المادة داخل الانبوب الشعري إلى المقدار المطلوب تكرار العملية السابقة بالكامل من 5 إلى 6 مرات أي غمس طرف الانبوب الشعري المفتوح داخل المسحوق وإسقاطه داخل الانبوبة على الطاولة مرات عدة.

ثبت أحد الانبوبين الشعريين بعد ملؤها بالمادة بوساطة حلقة مطاطية على ميزان الحرارة بحيث يكون مستوى المادة على مستوى مستودع الميزان، ثبت بعدها ثبت ميزان الحرارة في انبوب اختبار يقوم بدور غلاف هوائي لمنع الوصول إلى حالة ما. فوق التسخين ثم غطس انبوب الاختبار في بيشر يحتوي على ماء أو أي سائل آخر كما في الشكل التالي (1-3).



الشكل (1-3): جهاز تحديد درجة الانصهار

سخن البيشر بلطف وحرك الماء باستمرار، وراقب درجة الحرارة، تبدأ المادة بالانكماش قبل انصهارها وتترك جدران الانبوب الشعري، كما ذكرنا سابقا، وتظهر بعد فترة نقطة من السائل في أسفل الانبوب، سجل درجة الحرارة عند ظهور أول قطرة من قطرات السائل.

خفف خفف لهب المصباح بحيث لا ترتفع درجة الحرارة أكثر من درجة واحدة في الدقيقة، وتابع تحريك الماء. وسجل درجة الحرارة التي تشاهد فيها بدء ظهور مزيجاً

من المادة الصلبة والمادة السائلة بآن واحد، تابع التسخين حتى تتحول كل المادة الصلبة إلى سائل عند ذلك أطفئ المصباح، وتابع تحريك الماء، وسجل درجة الحرارة التي يبدأ عندها السائل بالتجمد.

يحدد تسخين الانبوب الشعري الأول يحدد درجة الانصهار بصورة تقريبية، أما تسخين الانبوب الشعري الثاني، وخاصة عند درجة الحرارة التي تنقص بـ 15°C عن درجة الانصهار، فيتم بصورة لطيفة، وتحدد عندها حالة ظهور لقطرة سائلة من المادة المنصهرة، كرر الخطوات السابقة نفسها لتحديد نقطة انصهار مادة مجهولة، ثم قارن نقطة انصهار المادة المجهولة مع الجدول السابق.

سجل نتائجك على دفترك بالشكل التالي:

1- درجة انصهار ثيوكبريتات الصوديوم.

2- درجة تجمد ثيوكبريتات الصوديوم.

3- درجة انصهار المادة الصلبة المجهولة.

4- يحتمل أن تكون المادة الصلبة المجهولة هي:

اكتب تقريراً عن التجربة وأجب عن الأسئلة التالية:

1- عرف الخاصة الفيزيائية وعدد بعض الخواص الفيزيائية للمركبات الكيميائية.

2- لماذا تبقى درجة الحرارة ثابتة عندما تبدأ المواد الصلبة النقية بالانصهار ومتى

يتم تحول كامل المادة الصلبة ؟

3- عرف حرارة الانصهار.

4- هل تستطيع تحديد هوية مركب اعتماداً على تحديد درجة انصهاره ؟

3-2: درجة الغليان (نقطة الغليان):

تعد نقطة الغليان خاصة هامة أخرى من خواص المواد النقية، وتعرف بأنها درجة

الحرارة التي يصبح عندها ضغط بخار المادة مساوياً للضغط الخارجي المطبق على السائل.

تقاس نقاط غليان السوائل، عادة، عند الضغط الجوي النظامي، ولذلك فإن نقطة الغليان هي درجة الحرارة التي يبلغ فيها ضغط بخار السائل 1 جو/. تسمى عملية انتقال المادة من الحالة البخارية إلى الحالة المسائلة بعملية التكاثف. ترتفع درجة حرارة سائل عند تسخينه وينتقل عدد من جزيئات السائل إلى الحالة البخارية ويزداد ضغط بخار السائل، وباستمرار التسخين يصبح ضغط بخار السائل مساويا للضغط الجوي، ويبدأ السائل بالغليان وتبقى درجة حرارته ثابتة حتى يتحول كامل السائل إلى بخار، حيث تستخدم الحرارة التي يمتصها السائل للتغلب على قوى التجاذب بين جزيئات السائل. نستنتج من ذلك أن الطور السائل يتوازن مع الطور البخاري عند نقطة الغليان، لذلك يحدث الغليان والتكاثف عند درجة الحرارة نفسها. تحدد درجة الغليان أي تقرأ وتسجل عندما يبقى عمود الزئبق ثابتا لا يرتفع ولا ينخفض.

يجب أن نذكر أنه يجب تعيين الضغط الجوي في الوقت نفسه الذي يتم فيه تعيين درجة الغليان وذلك لأن درجة الغليان تتعلق بالضغط الجوي.

تعرف درجات الغليان التي تورد في الجداول، بأنها على الأغلب الدرجات المقاسة عند الضغط الجوي النظامي أي 760 مم زئبق، وفي الحالات الأخرى يشار إلى الضغوط التي قيست عندها درجات الغليان، فمثلا إذا أُشير في الدليل إلى أن درجة غليان سائل تساوي 159 م° تحت ضغط قدره 25 مم زئبق، فهذا يعني أنه يجب تسخين السائل تحت هذا الضغط للحصول على درجة الغليان المذكورة. تتميز بعض المركبات غير الثابتة حراريا التي عند تسخينها تتفكك تحت الضغط العادي (النظامي) ولا تتفكك تحت تسخينها عند ضغط معين أقل، لذلك ذلك تعين درجة غليان هذه المواد في أجهزة مشابهة لأجهزة التقطير تحت ضغط منخفض وذلك باستعمال كميات صغيرة من السائل صغيرة، فإذا قيست درجة الغليان عند ضغوط غير موجودة في الدليل، فإنه يجب عندئذ إدخال

تعديل على الضغط، فإذا كان الضغط (B) المحدد بقياس الضغط أقل من 760 مم زئبق فإنه يضاف إلى درجة الحرارة المسجلة القيمة Δ المحسوبة من العلاقة التالية:

$$\Delta = (B - 760)3/80$$

وإذا كان الضغط أكثر من 760 مم، زئبق فإنه يطرح من درجة الحرارة المسجلة

القيمة المحسوبة من العلاقة التالية:

$$\Delta = (B - 760)3/8$$

تسمى كمية الحرارة اللازمة لتبخير مول واحد من مركب عند درجة غليانه

بحرارة التبخر المولية.

يظهر الجدول التالي نقاط الغليان لبعض المواد:

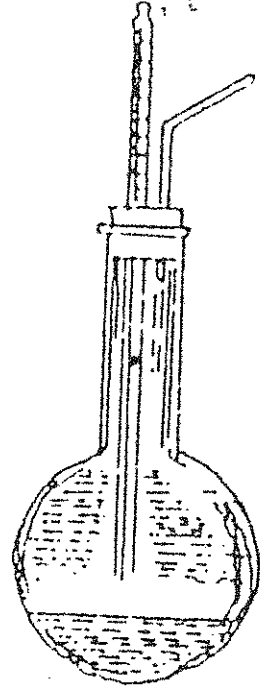
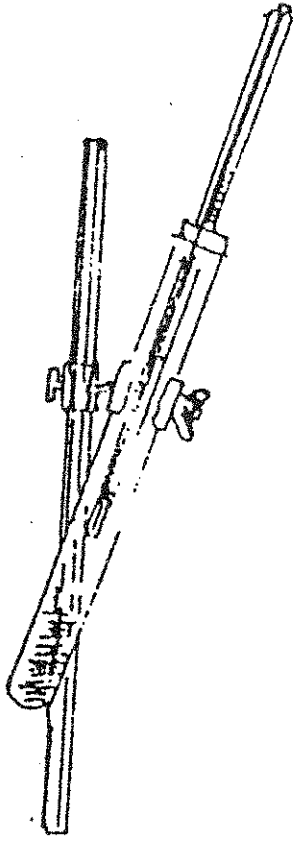
اسم المركب	درجة الغليان (C)°
أنيلين	184,13
أسيت ألدهيد	20,8
حمض الخل	117,9
أستون	56,0
بترن	80,0
رابع كلور الكربون	77,0
الكلوروفورم	61,0
سيكلوهكسان	81,0
ايتانول	78,0
ميتانول	65,0
خلات الإيثيل	77,0
الجليسرين	290

المواد والأدوات اللازمة:

تستخدم مادة الأسيتون السائلة كمجهول، والأدوات هي: قطع منظمات غليان،

أنابيب اختبار عادية، أنابيب اختبار ذات قطر كبير، أنابيب زجاجية صغيرة القطر،

مطاطات حلقيّة، حامل، منصّب وشبك، سدّادات مطاطيّة، ميزان حرارة، سدّادة مطاطيّة ذات شق، بيشر، حوالة.



الشكل (2-3): تحديد درجة الغليان

طريقة العمل:

صب (3-4) cm^3 من الأسيتون في أنبوب اختبار جاف ونظيف، وأضف بضع قطع من منظّعات الغليان (تستعمل لمنع فوران السائل عند غليانه) ويثبت الأنبوب على حامل.

أدخل ميزان حرارة في سدّادة مطاطيّة ذات شق، وثبته في أنبوب الاختبار الحاوي على الأسيتون، كما في الشكل (2-3) cm حيث يكون مستودع ميزان الحرارة فوق مستوى السائل بحوالي (2-3) Cm سخن الأنبوب بحدوء باستخدام لهب صغير حتى يبدأ

السائل بالغليان، والتكاثف، والانسياب على شكل نقاط من مستودع ميزان الحرارة،
انتظر حوالي دقيقة، وسجل درجة حرارة غليان السائل.

كرر التجربة على سائل مجهول، وسجل نقطة غليانه، قارن مع الجدول السابق.
سجل نتائجك على دفترك بالشكل التالي:

1- نقطة غليان الأسيتون.

2- نقطة غليان السائل المجهول.

3- يحتمل أن يكون السائل المجهول هو:

اكتب تقريراً عن التجربة وأجب عن الأسئلة التالية:

1- عرف الخاصية الفيزيائية، وعدد بعض الخواص الفيزيائية للمركبات

الكيميائية.

2- عرف حرارة التبخر.

3- هل يمكنك تحديد هوية مركب كيميائي اعتماداً على معرفتك لدرجة غليانه؟

4- متى يبدأ السائل بالغليان؟

5- ما الفائدة من استعمال منظمات الغليان عند غلي السوائل؟

6- ما العلاقة التي تربط بين درجة الغليان والضغط الجوي؟

3-3: قياس كثافة سائل:

- الكثافة: تعرف الكثافة بأنها كتلة المادة في واحدة الحجم، ويعبر عنها مثلاً

بوحدة غ/سم³ مثلاً.

الأدوات والمواد اللازمة:

ميزان، دورق حجمي سعته 50 ml، سوائل عدة متوفرة في المختبر.

طريقة العمل:

زن بدقة دورقاً حجرياً فارغاً وجافاً سعة 50 ml فارغاً وجافاً وليكن وزنه مساوياً لـ m_1 ثم املاً هذا الدورق الحجري حتى إشارة التدرج بدقة بالسائل المراد قياس كثافته حتى إشارة التدرج. زن الدورق الحجري مع السائل من جديد، وليكن وزنه m_2 ثم احسب كثافة السائل وفق العلاقة الآتية:

$$d = \frac{\text{الوزن}}{\text{الحجم}} = \frac{m_2 - m_1}{50}$$

كرر التجربة لمجموعة أخرى من السوائل، ودون النتائج على دفترك.

3-4: قياس كثافة جسم صلب:

الأدوات والمواد اللازمة:

ميزان، اسطوانة مدرجة، أجسام صلبة عدة متوفرة في المختبر.

طريقة العمل:

احصل على جسم مجهول الكثافة من مشرف المختبر، زنه بدقة ثم املاً الاسطوانة المدرجة سعة 50 ml إلى نصفها تقريباً بالماء، وسجل حجم السائل بدقة ثم اسقط الجسم الصلب داخل الاسطوانة المدرجة بعناية، وسجل الحجم الجديد للسائل مع الجسم. احسب كثافة الجسم من كتلته، وحجمه وفق العلاقة الآتية:

$$d = \frac{\text{وزن الجسم الصلب}}{\text{حجم الجسم الصلب}} = \frac{m_1}{V_2 - V_1}$$

حيث:

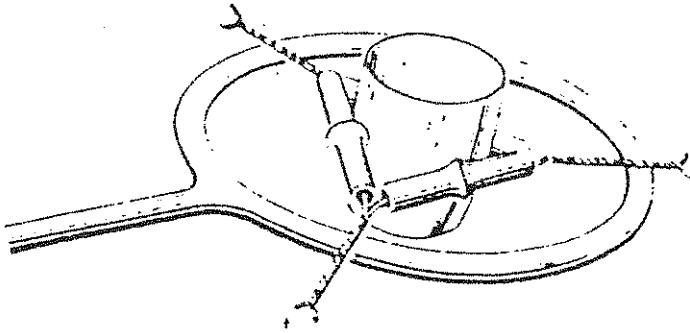
V_2 : حجم السائل والجسم الصلب. V_1 : حجم الجسم السائل.

3-5: تحديا. ماء التبلور في كيريتات النحاس المائية:

سير العمل:

ضع الجفنة على المثلث البورسلاني، كما هو مبين في الشكل (3-3)، وسخنها لمدة عشر دقائق، نخذ الجفنة بعد ذلك بواسطة ملقط معدني، وضعها في المجفف، واتركها

حتى تبرد تماما (حوالي 15 دقيقة). زن الجفنة بميزان دقته $0,01\text{ g}$ بعد أن تصل درجة حرارتها إلى درجة حرارة الغرفة، وليكن وزنها $m_1\text{ g}$. سجل الوزن في دفترك.



الشكل (3-3)

- اسحق كبريتات النحاس المائية، وهي ذات لون أزرق في هاون، وخذ منها حوالي $3-5\text{ g}$ وضعها في الجفنة البورسلانية الموزونة. سجل وزن الجفنة وكبريتات النحاس المائية، وليكن وزنها $m_2\text{ g}$.

- ضع الجفنة المحتوية على الملح على حمام رملي، وسخن بواسطة سخانة كهربائية حتى الدرجة $260-300^\circ\text{C}$ حيث تقاس درجة الحرارة بوضع مستودع ميزان الحرارة في الرمل. حافظ على درجة الحرارة حتى تمام خلو الملح من جزيئات الماء. على ماذا يدل تحول كبريتات النحاس المائية $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ من اللون الأزرق إلى اللون الأبيض؟

- بعد تحول لون الملح كله إلى الأبيض خذ الجفنة بواسطة ملقط، وأعدّها إلى المجفف لمدة (10) دقائق. زن الجفنة بعد تبريدها حتى درجة حرارة الغرفة، ثم أعدّها ثانية إلى الحمام الرملي، وسخنها لمدة خمس دقائق، وأعدّها إلى المجفف ثم زنها بعد أن تبرد تماما. يجب ألا يتجاوز فرق الوزن $0,03\text{ g}$. ليكن وزن الجفنة مع الملح بعد التسخين m_3 .

- احسب كمية الماء مقدرة بالجزئيات الغرامية لجزئىة كبريتات النحاس اللامائية

الواحدة وذلك من العلاقة التالية:

$$x = \frac{160}{18} \cdot \frac{m_2 - m_3}{m_3 - m_1}$$

3-7: نقاوة المواد الكيميائية:

الغاية من التجربة:

دراسة نقاوة المركبات الكيميائية وطريقة تحديدها بوساطة حجم الغاز المتشكل.

مقدمة:

يعد تحليل المواد الكيميائية لمعرفة محتواها من أهم التطبيقات الكيميائية في وقتنا الحاضر حيث يعتمد استثمار مختلف الفلزات والخامات المعدنية على مقدار ما تحتويه من المركبات والعناصر المطلوبة، وتستخدم في كثير من العمليات الصناعية، وكذلك المخبرية مواد كيميائية لها مواصفات، ودرجة نقاوة محددة، فعند تحضير المحاليل العيارية مثلاً يجب معرفة درجة نقاوة المواد المستخدمة بدقة وذلك للتأكد من الحصول على المحلول العياري أي النظامية المطلوبة.

يجب على سبيل المثال معرفة مقدار ما تحتويه ماءات الصوديوم من مختلف المركبات الأخرى مثل كربونات الصوديوم وكلوريد الصوديوم وذلك لتقدير مدى صلاحية هذه المادة، والكمية المطلوبة منها، وذلك لتحضير محاليل عيارية دقيقة من ماءات الصوديوم. يقسم التحليل الكيميائي، بشكل عام إلى قسمين: التحليل الكمي، والتحليل الكيفي، حيث يستفاد من التحليل الكيفي في الكشف عن وجود مختلف هذه العناصر، والمجموعات في العينة المدروسة، بينما يتم في التحليل الكمي تحديد النسبة المئوية لمختلف العناصر، والمركبات في العينة المدروسة.

يمكن معرفة نقاوة المواد الكيميائية، ومقدار الشوائب بإجراء تحليل كيميائي، حيث تعالج كمية موزونة من المادة مع كاشف معين، وتعرف كمية المادة المراد تحديدها من معرفة كمية الكاشف المستهلكة أو من معرفة كمية ناتج التفاعل.

يمكن أن يرافق التفاعل الحاصل انطلاق غاز، يجمع عندها هذا الغاز فوق الماء ويقاس حجمه، ومن معرفة حجم الغاز الناتج وتحويله إلى الحجم في الشروط النظامية،

$$P = \frac{F}{S} = \frac{m \cdot g}{S} = \frac{P \cdot V \cdot g}{S}$$

$$P = \frac{P \cdot h \cdot S \cdot g}{S} = P_{H_2O} \cdot h_{H_2O} \cdot g = P_{Hg} \cdot h_{Hg} \cdot g$$

وبواسطة معادلة التفاعل الحاصلة يمكن أن نحدد نقاوة المركب، وإذا كان الغاز المنطلق ذواب في الماء، يجمع عندئذ فوق الرئبق، أو التولوين، أو بعض الأملاح الذوابة... الخ.

مثال:

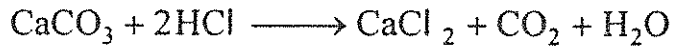
ماهي درجة نقاوة الكالسيت $CaCO_3$ إذا علمت أن تفاعل غرام واحد منه بحمض كلور الماء يطلق 244 مل من غاز ثنائي أكسيد الكربون، وذلك في الدرجة 20 م° والضغط 750 مم زئبق.

الحل:

يجب قبل كل شيء أن نحول الحجم المنطلق إلى الحجم في الشروط النظامية، وهي $(P = 760 \text{ mm.Hg}, T = 0^\circ C)$.

$$V_0 = \frac{V \cdot P \cdot T_0}{760 \cdot T} \Rightarrow V_0 = \frac{244 \cdot 750 \cdot 273}{760 \cdot 293} = 224 \text{ ml}$$

يعبر عن معادلة التفاعل بالشكل التالي:



100g

22,4 l

نلاحظ أن كل 100 غ من $CaCO_3$ تطلق عند معالجتها بالحمض 22.4 لتر من الغاز، وبالتالي فإن كل 1 غ كالسيت يجب أن يطلق 224 ملل من غاز CO_2 ، وبالتالي، ومن مقارنة الحجم نجد أن نقاوة الكالسيت هي 1 00 %.

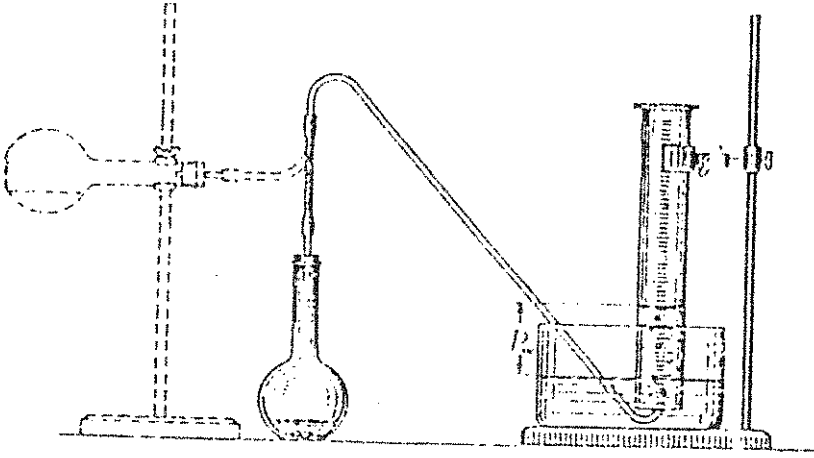
المواد والأدوات اللازمة:

بودرة زنك، حمض الكبريت الممدد 3:1 محلول كريتات النحاس الممدد، اسطوانة مدرجة سعة 250 سم³، حوجلة ذات قاعدة مستوية، حامل، سدات مطاطية، أنابيب مطاطية، وعاء بلاستيكي، ملاقط.

طريقة العمل:

ركب الجهاز المبين بالشكل (3-5)

2,24 l
2,24 l
2,24 l



الشكل (3-5): جهاز تنقية المواد الكيميائية

املاً الوعاء البلاستيكي حتى منتصفه بالماء واملأ كذلك الاسطوانة المدرجة واقليبها رأساً على عقب وثبتها، كما في الشكل، باستخدام ملاقط وحامل.

ضع 10 سم³ من محلول حمض الكبريت الممدد في الحوجلة، وأضف ثلاث نقاط من محلول كبريتات النحاس، وثبت الحوجلة في وضع أفقي (الوضع المنقط في الشكل).

زن حوالي 0,2 غ من مسحوق التوتياء، مستخدماً ورقة شفافة (من أجل إبطاء التفاعل)، وسجل الوزن الدقيق على دفترك. ضع الورقة الحاوية على البودرة في منتصف عنق الحوجلة التي لا تزال في الوضع الأفقي، وأغمر نهاية أنبوب الانطلاق تحت سطح الماء وضعه تحت فوهة الأسطوانة المدرجة، ضع الآن وبسرعة الحوجلة في الوضع الشاقولي، وثبتها جيداً، وتأكد من أن الورقة الشفافة الحاوية على بودرة الزنك قد أصبحت مغمورة في الحمض الموجود في الحوجلة، ولاحظ انطلاق الغاز في الأسطوانة المدرجة.

أصبح الآن لديك معلومات كافية لحساب نقاوة بوردة الزنك، وذلك باستخدام

قانون الغازات العام:

$$P.V = n.R.T$$

$$P = P_{H_2O} + P_{H_2} + P_{H_2O} \quad \text{الضغط المتجمّع على المحرر}$$

استرجع معلوماتك حول وزن بودرة الزنك، وحجم الغاز المتجمع، ومعادلة

التفاعل الكيميائي.

سجل نتائجك على دفترك بالشكل التالي:

- تحديد نقاوة بودرة الزنك.

- وزن بودرة الزنك.

- درجة حرارة المختبر.

- الضغط الجوي.

- ضغط بخار الماء.

- حجم الغاز المتجمع.

- المسافة بين مستوى الماء في الاسطوانة والوعاء.

- معادلة التفاعل.

- النسبة المئوية للنقاوة.

عين بالطريقة السابقة نفسها نقاوة كاربيد الكالسيوم (CaC_2) من تفاعله مع

الماء وإنطلاق الاستيلين، لاتنسى أن الاستيلين يذوب في الماء، لذلك يجب جمعه فوق

محلول مائي مشبع بكلوريد الصوديوم.

اكتب تقريراً وأجب عن الأسئلة التالية:

1- ما الفرق بين التحليل الكيفي والتحليل الكمي؟

2- اكتب معادلة التفاعل الحاصلة بين:

أ- بودرة الزنك وحمض الكبريت.

ب- كاربيد الكالسيوم والماء.

3- لماذا تضاف كبريتات النحاس لمزيج التفاعل؟

4- هل تصلح هذه الطريقة لتحديد نقاوة بودرة الزنك عند وجود شوائب

تتفاعل مع حمض الكبريت لإعطاء غازات مثل CO_2 أو H_2S ؟ ماهي مصادر الخطأ؟ وكيف يمكن تعديل الطريقة للحصول على نتائج دقيقة؟.

الفصل الرابع

تحديد الوزن الجزيئي لمركب كيميائي، وتعيين الصيغة الكيميائية لمركب

1-4: تحديد الوزن الجزيئي لمادة مذابة:

- الأدوات والمواد اللازمة:

- أرلنماير عدد 2 وسعة قدرها (250-400 ml)، ميزان حرارة، بوتقة خزفية مع غطاء، سدادة بتقبين للأرلنماير، أسطوانة مدرجة (50 ml)، سكر، وأسلاك نحاس، وكبريت.

تهدف هذه التجربة إلى تعيين الوزن الجزيئي لمركب كيميائي (السكر)، وذلك بتطبيق قانون راؤول في ارتفاع درجة غليان المذيب، كما تهدف إلى تعيين الصيغة الكيميائية لمركب (كبريتيد النحاس).

التجربة الأولى

تعيين الوزن الجزيئي

يتميز كل مذيب بدرجة غليان نظامية عند الضغط الجوي النظامي، وتتغير هذه الدرجة عند وضع مادة ذوابة في المذيب، فترتفع درجة الغليان، ويتناسب هذا الارتفاع تناسباً طردياً، وكمية المادة المذابة وعكسياً مع وزنها الجزيئي. ويعطى مقدار ارتفاع درجة الغليان للمواد الصلبة غير المتشردة وفقاً لقانون راؤول التالي:

$$\Delta t = K_b \cdot m = K_b \frac{W_2}{M_2 \cdot W_1} \cdot 1000$$

حيث إن K_b هو ثابت الغليان المولي، وهو يتعلق بطبيعة المذيب، ففي حالة الماء

يأخذ القيمة 0,513.

$$m = \frac{1000 \cdot W_2}{M_2 \cdot W_1}$$

و تركيز المحلول مقدرا بعدد الجزيئات الغرامية من المادة

المذابة في 1000 g من المذيب وذلك على اعتبار أن:

W_2 : وزن المادة المذابة (g).

M_2 : الوزن الجزيئي الغرامي للمادة المذابة (g).

W_1 : وزن المذيب (g).

نجد من قانون راؤول أننا نستطيع تحديد الوزن الجزيئي لمركب كيميائي إذا عرفنا

مقدار الارتفاع في درجة غليان المذيب.

سير العمل:

- زن بدقة حوالي (5 g) من السكر.

- نخذ أرلنماير ذا سعة قدرها (250 ml) نظيفا، ومجهزا بسدادة ذات فتحتين

إحدهما لميزان حرارة، والثانية لأنبوب انطلاق. نخذ بوساطة أسطوانة مدرجة مقدارها

50 ml من الماء المقطر، وصبها في الأرلنماير، وسده بالسدادة. يجب أن يكون مستودع

الزئبق لميزان الحرارة على ارتفاع حوالي (1 Cm) من سطح الماء. سخن على نار هادئة،

وعين درجة غليان النظامية للماء، وسجلها ولتكن t_1 .

- ضع كمية السكر الموزونة في الأرلنماير الثاني، واضف إليها 50 ml من الماء

المقطر، وحركها حتى تمام الذوبان، ثم عين درجة الغليان كما سبق ولتكن t_2 .

- احسب الفرق $\Delta t = t_2 - t_1$.

- طبق قانون راؤول لحساب الوزن الجزيئي للسكر.

- أعد التجربة بأخذ (10 g) من السكر ماذا تستنتج؟

2-4: تحديد الوزن الجزيئي لغاز: انظر الملحق 5 صفحة 136

3-4: الصيغ الكيميائية للمركبات:

4-3-1: مقدمة:

إن المركبات الكيميائية تتشكل نتيجة لارتباط العناصر مع بعضها البعض، وعند شروط محددة.

ولكن المهم في ذلك هو ارتباطها مع بعضها البعض، ونسب هذه العناصر إلى بعضها البعض.

إن من أهم القوانين المعروفة في الكيمياء هو قانون النسب الثابتة، والذي ينص على أن العناصر تتحدد مع بعضها بنسب ثابتة لتشكيل المركبات. ولذلك فإن النسب الوزنية للعناصر الداخلة في تركيب جزيء ما تكافئ نسبة أوزانها العناصر إلى جداء أوزانها الذرية مضروباً بعدد هذه الذرات، أي أن نسبة وزن العنصر الأول إلى وزن العنصر الثاني يساوي نسبة الوزن الذري للعنصر الأول مضروباً بعدد ذراته إلى الوزن الذري للعنصر الثاني مضروباً بعدد ذراته.

حيث يمكن التعبير عن هذا بالعلاقة التالية:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{x A_1}{y A_2}$$

أو:

$$\frac{m_1}{x A_1} = \frac{m_2}{y A_2}$$

حيث m_1 , m_2 كتلة العنصرين 1 و 2 أو A_1 , A_2 فهي الأوزان الذرية

لتلك العناصر وأن x هو عدد ذرات العنصر الأول، و y هو عدد ذرات العنصر الثاني.

فإذا تفاعل 7,1 غ من الكلور مع كمية كافية من معدن الفضة، وتشكل لدينا

راسب أبيض من كلور الفضة وزنه 28,67 g ستكون نسب هذه العناصر إلى بعضها

البعض كما يلي:

$$\begin{aligned} 28,67 - 7,1 &= 21,57 \text{ g} \\ \frac{m_1}{m_2} &= \frac{7,1}{21,57} = \frac{35,5}{107,86} \Rightarrow \frac{7,1}{35,2} = \frac{21,57}{107,86} \end{aligned}$$

إذا:

$$\begin{array}{r} 0,2 \\ 0,2 \end{array}$$

وباختصار الأعداد مع بعضها نجد أن النسبة هي $\frac{1}{1}$ أي ترتبط ذرة Cl مع ذرة

.Ag

4-3-2: التطبيق العملي:

4-3-2-1: تحديد صيغة أكسيد المغنيزيوم MgO:

ابدأ بتسخين بوتقة بورسلانية على مصباح بترن لمدة خمس دقائق، ثم انقلها إلى محفف، واتركها تبرد حتى تصبح درجة حرارتها مقاربة لدرجة حرارة الغرفة.

زن هذه البوتقة، وسجل وزنها في دفترك ثم أعد عملية تسخينها لمدة خمس دقائق أخرى، وبرد ثانية في المبرد حتى ثبات الوزن، وسجل هذا الوزن وليكن m_1 على دفترك، حيث أن m_1 هو وزن البوتقة فارغة.

خذ الآن حوالي 1 غ من برادة المغنيزيوم، وزنها بدقة على ميزان تحليلي حساس، وسجل الوزن الجديد في دفترك، وليكن m_2 .

سخن البوتقة على مصباح بترن، وعند ذلك خفف شدة التسخين.

تابع التسخين حتى تتوقف عملية اشتعال المغنيزيوم المعدني.

عندها برد البوتقة في المحفف ثم زنها، وليكن وزنها m_2 .

عندها يصبح محتوى البوتقة على شكل رماد ناعم وهو أكسيد المغنيزيوم MgO.

أضف إليه قليلا من الماء ليحول التبريد المتشكل إلى هيدروكسيد المغنيزيوم.

سخن البوتقة من جديد لتحويل جميع $Mg(OH)_2$ إلى أكسيد مغنيزيوم ثانية.

بعد ذلك برد بالمحفف، ثم سجل وزن البوتقة مع الأكسيد المتشكل، وليكن m_3 .

احسب بعد ذلك وزن MgO المتشكل، وسجل النتائج في دفترك.

يحسب وزن الأكسجين من فارق الوزن النهائي مطروحا منه وزن المغنيزيوم
بمفرده.

بعد ذلك يحسب وزن المغنيزيوم من فارق الوزن بين m_2 وزن البوتقة مع
المغنيزيوم مطروحا منه وزن البوتقة الفارغة.

$$m_2 - m_1$$

إذا تحدد الصيغة النهائية للمركب الناتج من أخذ نسب الذرات المشاركة في
تشكيله.

ماهي صيغة المركب الناتج ؟

ماهو عدد ذرات المغنيزيوم المشاركة في تشكيل المركب الناتج ؟

CU₂S

4-3-2-2: تحديد صيغة كبريتيد النحاس:

خذ جفنة بورسلانية نظيفة وجافة، وزنها على ميزان تحليلي، وسجل وزنها، ثم
سخنها لمدة خمس دقائق على مصباح بترن، وبعد ذلك انقلها إلى المجفف، وأتركها تبرد
حتى الوصول إلى درجة حرارة الغرفة.

زنها ثانية، وبدقة، وتأكد من ثبات الوزن.

عندها سيكون وزن البوتقة فارغة هو m_1 .

خذ كمية من زهر الكبريت الأصفر من المساعد المخبري، وضعها في البوتقة،

وخذ الوزن الإجمالي بدقة، وليكن m_2 .

إن وزن الكبريت الصافي هو $m_3 = m_2 - m_1$ يجب أن يكون m_3 حوالي 1

غ.

سخن البوتقة على مصباح بترن، والبوتقة مغلقة، ويفضل أن يتم العمل تحت

ساحبة الغاز تجنباً للروائح الكريهة التي ستصدر نتيجة لأكسدة الكبريت.

بعد تمام انصهار الكبريت، أضف كمية من بودرة النحاس، وذلك بحدود 1 غ

أيضا.

سخن الجفنة من جديد، ولمدة خمس دقائق، ثم اتركها تبرد في المجفف، وزنها. بعد ذلك، سخن ثانية وبرد، وخذ الوزن، مرة أخرى حتى الحصول على وزن ثابت. إن الوزن الجديد للبوقة مع محتوياتها هو m_4 .

إن m_5 هو وزن كبريتيد النحاس المشكل، وهو ناتج عن طرح m_1 من m_4 ، أي $m_5 = m_4 - m_1$.

أما وزن النحاس، فيكون m_6 ، والذي يحسب من fark وزن كبريتيد النحاس والكبريتي:

$$m_6 = m_5 - m_3$$

عند ذلك، طبق قانون النسب الثابتة للمواد الداخلة في التفاعل، واكتب الصيغة النهائية لكبريتيد النحاس. سجل ذلك في دفتر.

أضف إلى الناتج قليلا من الماء المقطر، وحاول التعرف على الوسط الناتج.

ما هو التفاعل الحاصل بين الأكسيد الناتج والماء؟

5-4-3: تشكل ملح معتدل من تفاعل حمض مع أساس:

خذ 5 مل من حمض كلور الماء، وأضف إليه نفس الحجم من محلول ماءات

الصوديوم.

مالون الراسب المتشكل وما اسمه؟

اكتب معادلة التفاعل الحاصل.

5-5: المحاليل الكيميائية وتحضيرها:

المحاليل الكيميائية هي عبارة عن مزائج متجانسة مؤلفة من مكونين، أو أكثر،

وبنسب محددة.

تتكون المحاليل نتيجة انحلال مادة في مذيب مناسب يدعى المحل.

إن سرعة الانحلال تتأثر بشكل عام بدرجة الحرارة، حيث تزداد بازديادها.

يمكن أن تكون المحاليل مشبعة حيث يتم الحصول عليها بإضافة كمية زائدة إلى

المحل بحيث تبقى كمية راسبة غير منحلة، أو محاليل غير مشبعة، وهي المحاليل التي يكون

فيها تركيز المادة المنحلة قليل نسبيا بحيث تدعى حينئذ بالمحاليل الممددة، وهي المحاليل التي

تتداولها، أو تتعامل بها في الكيمياء التحليلية والعامية.

يتم التعبير عن التركيز للمحاليل بعدة صيغ ومن أهمها:

أ- النسبة المئوية الوزنية:

هي عدد الغرامات المنحلة من المادة في 100 غ من المحلول.

فمثلا محلول ملح الطعام NaCl ذو التركيز 0,9% وزنا هو عبارة عن محلول

ناتج عن حل 0,9 غ من ملح الطعام النقي في 100 غ من المحلول، أي في 99,1 غ

من المحل وهو الماء.

إن لهذا المحلول أهمية طبية حيث يستخدم بكثرة في القطرات الأنفية.

✓
يتم تحضير المحاليل ذات التراكيز المثوية من محاليل أخرى أعلى منها تركيزاً، باستخدام طريقة التصالب في تحضير المحاليل.

فمثلاً لتحضير محلول تركيزه 30% انطلاقاً من محلول تركيزه 50% وزناً نستطيع استخدام المبدأ التالي في التحضير.

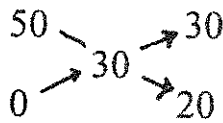
نحسب الفارق بين التركيز القديم، والتركيز الجديد المراد الحصول عليه وهي 30 %.

$$50 - 30 = 20 \text{ g}$$

أيضاً نحسب الفارق بين التركيز الجديد المراد تحضيره، الماء المقطر ذي التركيز صفر.

$$30 - 0 = 30 \text{ g}$$

إذا نطبق العلاقة التالية لحساب الكميات المطلوبة لتحضير هذا المحلول.

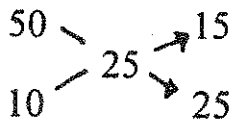


وبالتالي سوف نحتاج إلى 30 جزءاً من المحلول القديم ذي التركيز 50% وإلى 20 جزءاً من الماء المقطر.

في حال كون المحلول المطلوب هو 100 غ، فإننا سنحتاج إلى ضعف الكميات المحسوبة.

أيضاً نستطيع الانطلاق من محلول مركز، وليكن تركيزه 50% الآخر ممدد، وتركيزه 10%.

نستطيع أن نحضر محلولاً بتركيز يقع بين هذين التركيزين، وليكن 25% حسب نفس القاعدة السابقة.

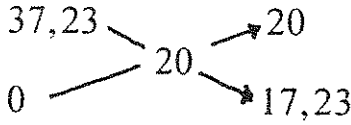


إذا يجب أن نأخذ 15 جزءا من المحلول ذي التركيز المرتفع، و 25 جزءا من المحلول الممدد للحصول على المحلول المطلوب ذي التركيز 25%.

مثال:

ماهو حجم حمض كلور الماء ذي التركيز 37,23% وذي الكثافة 1,19 وكذلك حجم الماء اللازمين لتحضير 200 مل من محلول حمض كلور الماء ذي التركيز 20%.

نطبق قاعدة التصالب لحساب الأوزان اللازمة كمايلي:



يجب أن نأخذ 20 جزءا وزنيا من الحمض و 17,23 جزءا من الماء المقطر.

إن كثافة المحلول النهائي من جداول الكثافة للمحاليل تبلغ 1,1.

إذا كتلة 200 مل من المحلول هي: $220 = 1,1 \times 200$ غ

إن حصة الحمض المركز هي 20 جزءا وحصة الماء 17,23 جزءا.

لذلك نستطيع حساب حجم الحمض المركز المطلوب وهو:

$$m = 220 \cdot \frac{20}{37,23} = 118,18 \text{ gr.}$$

حيث m هي كتلة الحمض؛ أما

حجمه، فيحسب كمايلي:

$$V = m / d \text{ حيث } m \text{ هي كتلة الحمض و } d \text{ كثافته.}$$

$$V = 118,18 / 1,19 = 99,3 \text{ ml}$$

أي أن حجمه هو 99,3 ml.

أما حجم الماء المقطر، ووزنه، فهو:

$$220 \cdot \frac{17,23}{37,23} = 101,81 \text{ ml} = 101,81 \text{ gr.}$$

إذا:

$$118,2 + 101,8 = 220 \text{ gr.}$$

أو:

$$99,3 + 101,8 = 201 \text{ ml}$$

ب- النسبة المئوية الحجمية:

هي عدد الغرامات المنحلة من المادة في 100 مل من المحلول.
يمكن أن يستخدم أيضاً مبدأ التصالب في تحضير مثل هذه المحاليل، كما في الفقرة السابقة.

مثال: لتحضير محلول من ماءات الصوديوم قدره 5% حجماً.
نأخذ كمية قدرها 5 غ من NaOH، ونخلطها بالماء المقطر حتى 100 مل.

ج- النظامية:

هي عدد المكافئات الغرامية المنحلة في ليتر واحد من المحلول ويرمز لها بالرمز N.
إن عدد المكافئات الغرامية لمادة ما تحسب نتيجة قسمة الوزن بالغرام على الوزن المكافئ للمادة (المكافئ الغرامي):

$$\text{عدد المكافئات الغرامية} = \frac{\text{وزن المادة}}{\text{الوزن المكافئ}}$$

أما الوزن المكافئ، فهو ناتج قسمة الوزن الجزيئي للمادة على تكافؤ المادة:

$$\text{الوزن المكافئ} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{تكافؤ المادة}}$$

تكافؤ الحمض يكافئ عدد ذرات الهيدروجين التي يستبدلها الحمض في التفاعل،
وتكافؤ الأساس يكافئ عدد شوارد OH^- التي يستبدلها الأساس في التفاعل، أما
الأملاح، فيكون تكافؤها هو تكافؤ الشوارد الموجبة المعدنية في الملح.
فمثلاً تكافؤ حمض كلور الماء HCl هو 1.

أو المكافئ الغرامي له فيبلغ

$$\frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ gr.}$$

ول NaOH واحد أيضاً.

و وزن المكافئ هو:

$$\frac{40}{1} = 40 \text{ gr.}$$

و مكافئ BaCO_3 هو 2 ووزنها المكافئ هو:

$$\frac{197}{2} = 98,5 \text{ gr.}$$

د- التركيز الجزيئي الحجمي (المولارية): وهو عبارة عن عدد الجزيئات الغرامية

المنحلة من المادة في لتر واحد من المحلول، ويرمز لهذا التركيز بـ M.

فمثلا تركيز محلول حمض الكبريت الحاوي على 98 غ منه في اللتر هو

1 M، وتركيز NaOH الحاوي على 80 غ في اللتر هو 2 M وهكذا.

مثال: ماهي مولارية محلول يحوي على 5 غ من هيدروكسيد الصوديوم NaOH

في 25 ml من المحلول.

إن تركيز NaOH الجزيئي يحسب كمايلي:

في كل 25 مل يوجد 5 غ من NaOH

إذا في 1000 مل يوجد x غ من NaOH

$$x = \frac{5000}{25} = 200 \text{ g NaOH}$$

ومعروف أن الوزن الجزيئي لـ NaOH هو 40، وبالتالي، فإن التركيز الجزيئي

هذا المحلول هو:

$$M = \frac{200}{40} = 5 \text{ M}$$

هـ- التركيز الجزيئي الوزني (المولالية): وهو عبارة عن عدد الجزيئات الغرامية

من المادة المنحلة في 1000 غ من المحل.

5-6: التطبيق العملي:

1- تحضير محلول 0,1 نظامي من حمض كلور الماء HCl:

إن حمض كلور الماء يوجد بشكل تجاري بتركيز وزني مثوي قدره 35%،
وكثافته تبلغ 1,19.

الوزن المكافئ لـ HCl هو 36,5.

إن 0,1 N من محلول الحمض يبلغ 3,65 غرام من HCl موجود في لتر من

المحلول

ماهو الحجم اللازم أخذه من هذا المحلول اللازم لتحضير 0,1 N؟

2- تحضير محلول من ماءات الصوديوم بتركيز 0,5 M انطلاقا من محلول محضر

سابقا تركيز 2 M علما أن الحجم المراد تحضيره هو 250 ml.

لتحضير هذا المحلول يمكنك اتباع العلاقة التالية:

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

حيث أن N_2 ، N_1 هي نظامية المحلولين 1 و 2 ، و V_1 ، V_2 هي حجومات هذين

المحلولين مقدرة بـ مل.

3- تحضير محلول 10% وزنا كربونات الكالسيوم CaCO_3 :

لتحضير هذا المحلول يتم الانطلاق من مادة صلبة، وهي كربونات الكالسيوم.

في هذه الحالة يتم أخذ الأوزان بدقة عالية وعلى ميزان تحليلي دقيق.

تخذ الكمية المطلوبة من المساعد المخبري وزنها بدقة للحصول على محلول من

كربونات الكالسيوم حجمه 50 مل.

ماهو الوزن المطلوب أخذه من CaCO_3 ؟

ماهو وزن المحل المطلوب ؟

4- تمديد محلول كلور الباريوم ذي التركيز 10% حجما:

لدينا محلول ممدد من كلور الباريوم ذي التركيز 10%، والمطلوب تحضير محلول

ممدد جديد بتركيز 5% حجما.

إذا كان الحجم النهائي المطلوب هو 150 ml:

المطلوب حساب حجم محلول كلور الباريوم المطلوب.

يمكنك استخدام قاعدة التصالب لإجراء هذا التمديد

5- تحضير محلول 0,1 N من حمض الأوكساليك:

إن حمض الأوكساليك ذا الصيغة الكيميائية $C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$ يعد من الحموض العضوية الضعيفة، وهو يستخدم في ضبط المحاليل المحضرة حديثاً، نتيجة لتقاوته العالية وثباته.

إن الوزن المكافئ لحمض الأوكساليك هو نصف وزنه الجزيئي لأنه يملك وظيفتين حمضيتين أي أن عدد ذرات الهيدروجين الحمضية فيه اثنتان، لذلك فإن الوزن المكافئ لهذا الحمض هو $\frac{126}{2} = 63$.

يفضل بشكل عام تخفيف المواد الصلبة في فرن تخفيف عند الدرجة $105^\circ C$ لمدة ساعة تقريباً لتخليصها من ماء الرطوبة.

بعد ذلك يتم تبريدها في المجفف حتى الوصول إلى درجة حرارة المخبر. عندئذ، يتم أخذ الوزن المطلوب على ميزان تحليلي دقيق، ومن ثم تتم عملية التمديد بالماء المقطر حتى الوصول إلى الحجم المطلوب.

عند تحضير المحاليل العيارية من الضروري أخذ الأوزان، وكذلك الحجم بدقة عالية، لذلك يجب استخدام دوارق حجمية بدلاً من المقاييس المدرجة. احسب الوزن اللازم لتحضير 1 لتر من المحلول وسجل ذلك في دفترك.

الفصل السادس

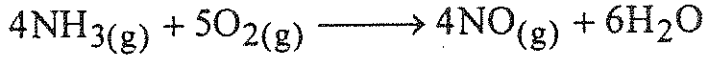
العلاقة الكمية الجزيئية بين المواد المتفاعلة (الاستيكيومتريّة)

الغاية من التجربة:

التأكد من وجود علاقة كمية ثابتة بين عدد مولات المواد المتفاعلة و أوزانها يمكن أن تظهرها معادلة التفاعل، وأن المادة الأقل كمية هي التي تحدد كمية المنتجات، وبالتالي المردود النظري للتفاعل.

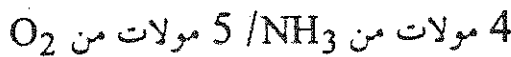
مقدمة:

في أي تفاعل كيميائي تستهلك المواد المتفاعلة لتشكيل النواتج بشكل يتفق مع النسب التي تحددتها المعادلة الكيميائية الموزونة التي تصف التفاعل، مثلا التفاعل:



أي أن تشكيل نواتج التفاعل يمكن أن يتم من تفاعل $8=4 \times 2$ مول من NH_3 مع $10=5 \times 2$ مول من O_2 أو $2=4 \times \frac{1}{2}$ مول من NH_3 مع $2,5=5 \times \frac{1}{2}$ مول من O_2 .

أي أن كمية المواد المتفاعلة سواءا كانت كبيرة أم صغيرة، فإن التفاعل المذكور يجري دائما حسب النسبة الثابتة:



وتكون المنتجات دائما حسب النسبة:

المنتجات:

4 مولات من NO / 6 مولات من H_2O .

ومنه نلاحظ أن النسبة هي نفسها للأمثال العددية للمعادلة المتوازنة، ومن أجل الإيضاح أكثر نأخذ مثالا آخر هو تفاعل محلول الصود الكاوي ذي التركيز 1 مول/لتر مع محلول حمض كلور الماء ذي التركيز 1 مول/لتر أيضا.



تدل هذه المعادلة على أن التفاعل بين ماءات الصوديوم، وحمض كلور الماء، يتم دائما حسب النسبة مول من HCl مع مول من NaOH أي 10 مولات من NaOH تتعدل تماما بـ 10 مولات من HCl وأن 0,1 مولا من NaOH يتعدل تماما بـ 0,1 مولا من HCl ، ومن الأسهل في هذا التفاعل، وفي جميع التفاعلات التي تجري في المحاليل، استخدام المولارية كواحدة للتركيز.

ففي مثالنا هذا، يحتوي لتر من محلول HCl مثلا على مول واحد من HCl ، أي أن ميلي ليترا من المحلول يحتوي على 1 ميلي مولا أو 0,001 مول. فإذا أضفنا 100 مل من محلول NaOH ذي التركيز 1 مول/لتر إلى 100 مل من محلول HCl (مولارية تساوي الواحد) يجري تفاعل التعديل بشكل تام، أي أنه يتم حسب النسبة 0,1 مول من HCl / 0,1 مول من NaOH ، وهي النسبة نفسها التي تدل عليها معادلة التفاعل الموزونة.

لنفترض، الآن، بأننا أجرينا التفاعل بين كميتين غير محددتين من مادتين متفاعلتين، فبعد أن يتم التفاعل نجد أن إحدى المادتين، وهي الأصغر كمية، قد تلاشت، في حين أنه بقي شيء من المادة الأخرى فإذا جعلنا على سبيل المثال عشرة مولات من O_2 تتفاعل مع أربعة مولات من NH_3 ، فإن أربعة مولات من NH_3 تتفاعل مع خمس مولات فقط من O_2 وفق ماعلمه معادلة التفاعل، ثم يتوقف التفاعل، إذ لا تجد جزيئات O_2 الخمسة الباقية ماتفاعل معه من غاز الشادر، وإذا أضفنا 100 مل من NaOH إلى 120 مل من HCl المستخدمين في تفاعل التعديل المذكور سابقا، فإن

100 مل من ماءات الصوديوم تتفاعل مع حجم مماثل من HCl، ثم يتوقف التفاعل تاركا 20 مل من HCl دون تفاعل.

يدل ذلك على أن المادة الأقل مقدارا هي التي تحدد كمية منتجات التفاعل، ومردوده النظري إذا لم تكن هناك نواتج ثانوية أخرى.

ولما كانت تفاعلات التعديل ناشرة للحرارة، وكانت كمية الحرارة المنتشرة عن التفاعل تتناسب طرذا مع كميتي المادتين /الحمض والأساس/ المستهلكين في التفاعل، فإنه من الممكن تتبع سير التفاعل وتسجيل درجة حرارة وسط التفاعل، حيث تزداد بازدياد كميات المواد المستهلكة في التفاعل، وتتناقص بتناقصها.

وسنجري دراستنا على تفاعلات تعديل كل من المحاليل المائية للحموض التالية: HCl و H_2SO_4 و H_3PO_4 بالمحلول المائي للصود الكاوي (مولارية كل المحاليل تساوي الواحد)، وسنغير في حجمي كل من محلولي المادتين المتفاعلتين (الحمض والأساس) بحيث يبقى مجموعها ثابتا دائما، ومقداره (20) مل.

المواد والأدوات اللازمة:

سحاحة سعتها 50 مل عدد 2، حامل مع ماسك عدد 2، كأس بلاستيكي سعتها 100 مل عدد 2، كأس زجاجي سعتها 250 مل عدد 2، ميزان حرارة مدرج بأعشار الدرجة، قمع صغير.

110 مل من محلول HCl تركيز 0,5 مول/لتر، 110 مل من محلول H_2SO_4 تركيزه (0,5) مول/لتر.

110 مل من محلول H_3PO_4 بتركيز 0,5 مول/لتر، 3300 مل من محلول

NaOH تركيزه (0,5) مول/لتر.

طريقة العمل:

قم بإجراء التجارب وفق الحجم المذكورة في الجدول التالي:

20	18	16	14	12	10	8	6	4	2	0	محلول NaOH (مل)
0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20	محلول HCl (مل)
											Q_t
20	18	16	14	12	10	8	6	4	2	0	محلول NaOH (مل)
0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20	محلول H_3PO_4 (مل)
											Q_t
20	18	16	14	12	10	8	6	4	2	0	محلول NaOH (مل)
0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20	محلول H_2SO_4 (مل)
											Q_t

جدول النتائج

ضع المحاليل الأكبر حجما الواردة في الجدول في كؤوس بلاستيكية بحيث يكون محلول الحمض في كأس، ومحلول الأساس في كأس آخر.
 قس درجة المحلول الأكبر حجما بتقريب 0,1 م، وسجلها على أنها الدرجة الابتدائية، أضف محلول الأساس (أو الحمض) الأصغر حجما إلى الكأس الحاوي على محلول الحمض، أو (الأساس) الأكبر حجما. حرك بميزان الحرارة، وسجل درجة الحرارة العظمى على أنها الدرجة النهائية t_2 .

احسب $\Delta t = t_2 - t_1$ وسجلها بالجدول الخاص بالنتائج.

1- مثل بيانيا تغير درجة الحرارة Δt بدلالة تغير حجم المادة المتفاعلة (حجم الحمض، أو الأساس المضاف إلى الكأس).

أ- بين على ضوء تغير درجة الحرارة في تفاعل التعديل أن التفاعل يتم دائما بالنسبة نفسها التي تبينها معادلة التفاعل الموزنة. وأن المادة المتفاعلة الأصغر كمية هي التي تحدد المردود النظري للتفاعل.

ب- أين تقع النهايات العظمى للمنحنيات المثلثة لتغير درجة الحرارة بتغير حجم المادة المتفاعلة ؟

ج- ماهي العلاقة بين كميات الحرارة المتشعة عند إضافة 4 مل من كل من الحموض الثلاثة السابقة إلى 61 مل من محلول الصود الكاوي؟ مالذي تستنتجه من ذلك؟

د- سجل نتائجك، واكتب التقرير اللازم، واجب عن الأسئلة التالية:

- 1- ما معنى الاستكيومترية ؟
- 2- ما اسم القانون الكيميائي الذي يدل على مفهوم الاستكيومترية ؟
- 3- لماذا يزداد ارتفاع درجة الحرارة بازدياد كمية المواد المستهلكة ؟
- 4- لماذا نضيف الحجم الأصغر إلى الحجم الأكبر في تفاعلات التعديل وليس العكس ؟

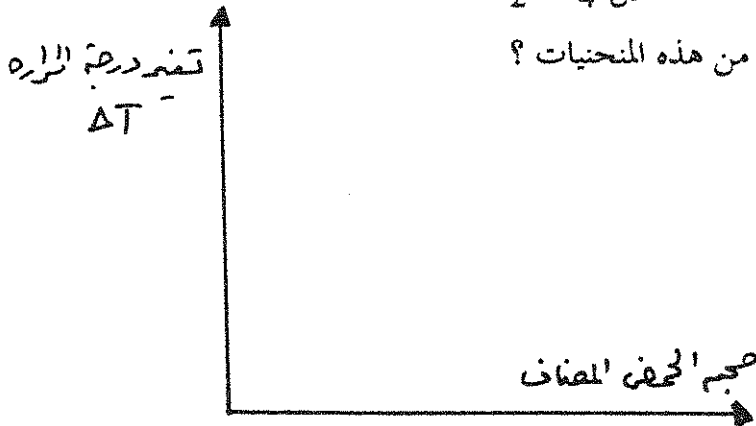
5- ارسم المنحنى الذي يمثل تغير درجة الحرارة بتغير أحد المتفاعلين:

أ- عند تعديل محلول HCl .

ب- عند تعديل محلول H_3PO_4 .

ج- عند تعديل H_2SO_4 .

6- ماذا تستنتج من هذه المنحنيات ؟



تحليل المياه الطبيعية

1-7: المقدمة:

إن تحليل المياه الطبيعية يعني تحليل المياه الموجودة في الأنهار، والآبار، والبحيرات، ومياه الشرب، والمياه الأخرى المؤهلة للعمليات الصناعية.

يطلب أن يكون للمياه مواصفات معينة حسب نوع استعمالها، فمياه الشرب يجب أن تكون خالية من الجراثيم، والأختوي على مواد مضرة بالصحة، أو غير مستساغة بالطعم، بينما يطلب من مياه المراحل أن تكون خالية من القساوة التي تؤدي إلى تشكل مرسبات صخرية على سطوحها الداخلية.

يتضمن تحليل المياه تجارب كثيرة لتحليل كيمي وكمي حيث يتم تعيين قيم pH المحلول المائي، وصفات هذا المحلول المائي، وقسارته المؤقتة، والدائمة، والكلية، وتأكدته، وكمية الحديد.

2-7: المياه الطبيعية:

تقسم المياه الطبيعية إلى ثلاثة أنواع رئيسية هي:

1- مياه الأمطار: التي تعتبر أنقى المياه الطبيعية، وتتبع هذه المياه من تكاثف بخار الماء في طبقات الجو العليا. تحتوي هذه المياه بالرغم من أنها أنقى أنواع المياه على شوائب ناتجة من انحلالها فيها أثناء عمليات التكاثف، والسقوط، ومنها: الأكسجين، وثنائي أوكسيد الكربون، والأزوت وغيرها.

2- مياه سطحية: التي توجد في الأنهار، والبحيرات، والأودية، والبحار، والمحيطات، تعتبر هذه المياه من أكثر المياه الحاوية على شوائب على شكل كربونات حمضية لعنصري الكالسيوم، والمغنيزيوم، وأملاح أخرى، وغازات منحلة.

3- مياه جوفية: التي توجد في طبقات الأرض، وهي تحتوي على شوائب عديدة حسب نوع وتركيب طبقة الأرض الموجودة فيها. تأخذ المياه الجوفية من طبقة الأرض العليا، من وسطها الكثير من نتائج التفسخ الحيواني، والنباتي، وبعض الغازات.

3-7: شوائب المياه الطبيعية:

توجد شوائب المياه الطبيعية في الماء بأشكال مختلفة منحلة، وغير منحلة، لذلك، ونظرا لتنوعها قسمت هذه الشوائب إلى خمسة أنواع رئيسية هي:

1- شوائب ذات أجزاء كبيرة، وهي الشوائب التي يمكن فصلها بسهولة عن الماء نظرا لأكبر أجزائها مثل الشوائب الميكانيكية.

2- شوائب ذات أجزاء صغيرة هلامية وهي الشوائب التي لا يمكن فصلها بسهولة نظرا للحجم الصغير لأجزائها مثل بعض المركبات العضوية واللاعضوية من شحوم وزيوت وغيرها.

3- شوائب جزيئية: وهي الشوائب التي يصعب فصلها عن الماء نظرا لوجودها بشكل أملاح منحلة في الماء، مثل ثنائي كربونات الكالسيوم $Ca(HCO_3)_2$ ، وكربونات المغنيزيوم $MgCO_3$ ، وغيرها.

4- شوائب غازية: وهي الشوائب الغازية المنحلة، التي تترال من الوسط المائي بالظليان، أو بطرق أخرى، مثل الأكسجين، وثنائي أوكسيد الكربون.

5- كثافات دقيقة، بكتريا.

4-7: قساوة الماء:

تعد قساوة الماء من أهم الصفات المؤثرة على استعماله، وتظهر هذه الصفة بصورة واضحة عندما تتلاقى جزيئات الماء مع الصابون، فإن شكل هذا المزيج رغوة وقررة،

تنشأ القساوة الكربونية الموقفة عن انحلال أملاح ثنائي كربونات الكالسيوم $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ وثنائي كربونات المغنيزيوم $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ في الماء، تتميز هذه القساوة بسهولة إزالتها من الماء بواسطة التسخين التي تتم على النحو التالي:



ويعبر عن هذين التفاعلين بالشكل التالي:



2- قساوة غير كربونية دائمة:

تنشأ القساوة غير الكربونية الدائمة عن انحلال كلوريد الكالسيوم، المغنيزيوم، CaCl_2 ، MgCl_2 وكبريتات الكالسيوم، والمغنيزيوم CaSO_4 ، MgSO_4 في الماء، تتميز هذه القساوة بصعوبة إزالتها من الماء، لذلك تتطلب عمليات معقدة.

3- قساوة كلية: تنشأ القساوة الكلية عن انحلال جميع الأملاح المسببة للقساوة

الكربونية الموقفة، وللقساوة غير الكربونية الدائمة.

يعبر الجدول (2-7) عن أنواع المياه بالاعتماد على قسارتها.

الجدول (2-7): أنواع المياه حسب قسارتها:

٢	نوع الماء	درجة القساوة الأمائية	عدد الملي غرامات المكافئة
1	طري - يسر	إلى 8	4
2	متوسط القساوة	8-16	4-8
3	قاسي - عسر	16-30	8-12
4	قاسي - عسر جداً	فوق 30	فوق 12

5-7: إزالة قساوة المصا: يؤدي وجود أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم

المنحلة في الماء إلى تشكيل مرسبات ملحية حخرية على سطح المراجل، والأوعية التي يتم

يكون عندها الماء يسراً، وإن لم تشكل رغوة يكون الماء قاسياً عسراً وتعرف الرغوة بأنها الجبلة الناتجة عن انحلال غاز في سائل. لذلك يؤدي ذوبان الصابون في الماء إلى انخفاض التوتر السطحي لهذا الأخير، وتقسيم سطح الماء، ودخول جزيئات الهواء الغازية فيه. مؤلفة رغوة، تنشأ قساوة الماء من انحلال أملاح الكالسيوم، والمغنيزيوم في الماء، ويؤدي وجود هذه القساوة إلى اتحاد شواردها مع جذور الحموض الدسمة RCO_2^- الداخلة في تركيب الصابون، وتشكيل أملاح صلبة الذربان، كما هو موضح في التفاعل التالي:



تقدر قساوة الماء بعدة طرق أهمها:

1- درجة القساوة الأمائية: تعبر عن وجود mg 10 من أوكسيد الكالسيوم CaO

، أو mg 7,2 من أوكسيد المغنيزيوم MgO المنحلة في L 1 ماء.

2- درجة القساوة الفرنسية: تعبر عن وجود mg 10 من كربونات الكالسيوم CaCO_3 المنحلة في L 1 ماء وغيرها.

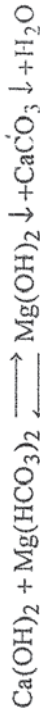
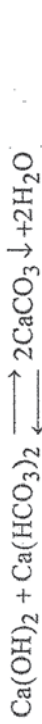
3- يمكن تحويل هذه القيم فيما بينها بالاعتماد على الجدول التالي:

٢	واحدة القساوة	عدد الملي غرامات المكافئة	درجة القساوة الأمائية	الفرنسية
1	ملي غرام مكافئ	1	2,8	5
2	الأمائية	0,357	1	1,79
3	فرنسية	0,2	0,56	1

الجدول (3-1): عوامل تحويل وحدات قساوة الماء

تقسم قساوة الماء إلى:

1- قساوة كربونية موقفة:



كذلك يزال غاز ثنائي أكسيد الكربون من الوسط المائي:



- المعالجة بكاربونات الصوديوم Na_2CO_3 :

تستعمل هذه الطريقة لإزالة القساوة غير الكربونية الدائمة الحامضية على شوارد

الكالسيوم فقط، بشكل رئيسي ويعبر عنها حسب التفاعلات التالية:



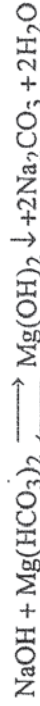
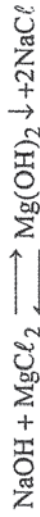
إذا تشكل كربونات الصوديوم مع القساوة غير الكربونية الدائمة لشوارد

المغنيزيوم أملاحاً منحلّة في الماء.

- التفاعل مع مائات الصوديوم NaOH :

تستعمل هذه الطريقة لإزالة قساوة الماء غير الكربونية الدائمة، والكربونية

المؤقتة الحامضية على شوارد المغنيزيوم التي يعبر عنها حسب التفاعلات التالية:



- استعمال أملاح فوسفاتية Na_3PO_4 :

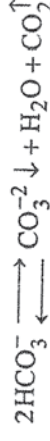
فيها غليان الماء، ولها تصانح سلبية عديدة، مادية واقتصادية، ومنها التسخين الزائد لجدران هذه الأرضية يؤدي إلى تخفيض مقاومتها الميكانيكية، وانفجارها، وإلى الاستهلاك الزائد لكميات الوقود، وإلى تخفيض مردود هذه المراحل، وغيرها. لذلك يجب إزالة هذه الأملاح من المياه، قبل إدخالها إلى العمليات التكنولوجية. تزال هذه القساوة بعدة طرق، تقسم جميعها إلى نوعين أساسيين:

A - الإزالة بالتزريب.

B - الإزالة بالطرق الفيزيائية والكيميائية.

A - الإزالة بالتزريب: تعتمد هذه الطريقة على تحويل شوارد الكالسيوم Ca^{+2} والمغنيزيوم Mg^{+2} من مركبات منحلّة في الماء إلى مركبات صعبة الإذابة في الماء مؤسبة من الوسط المائي. تزال القساوة بواسطة التزريب بالاعتماد على التسخين الحراري للماء أو بالاعتماد على طرق المفاعلة الكيميائية.

I - إزالة القساوة بطريقة التسخين: تستعمل هذه الطريقة لإزالة القساوة الكربونية المؤقتة. وتعتمد على تفكك مركبات ثنائي الكربونات أثناء عملية التسخين في درجات حرارة $85 - 110^\circ\text{C}$ ليترسب راسب معتدل من الكربونات وينطلق غاز ثنائي أكسيد الكربون، الذي يتم على النحو التالي:



2 - إزالة القساوة بالطريقة الكيميائية: تعتمد هذه الطريقة على إغناء الوسط المائي بشوارد الكربونات CO_3^{2-} وشوارد الهيدروكسيل OH^- بواسطة مركباتهما، مؤدية إلى تشكيل مركبات صعبة الإذابة في الماء، تترسب من الوسط المائي. وتتم هذه العمليات بواسطة:

- المعالجة بمائات الكالسيوم Ca(OH)_2 : تستعمل هذه الطريقة لإزالة القساوة الكربونية المؤقتة بشكل رئيسي والتي يعبر عنها حسب التفاعلات التالية:

تقلس سعة الامتصاص بعدد المكافئات القياسية للشاردة التي يتضمنها متر مكعب واحد من المبادل الشاردي.

يعبر عن المبادل الشاردي العضوي برمزين، يتميز أحدهما بإمكانية تبادل الشوارد الموجبة المحلولة في الماء ويرمز له بـ HR ، ويميز ثانيها بإمكانية تبادل الشوارد السالبة المحلولة في الماء ويرمز له بـ $R-OH$ لذلك يتميز المبادل الشاردي العضوي بإمكانية إزالة جميع شوارد الأملاح المحلولة في الماء نظرا لوجوده بشكل متوحي (بمبادل شاردي موجب وبمبادل شاردي سالب) معطية بذلك نتائج أفضل من المبادل الشاردي للمرجب الاعضوي.

تم أثناء عملية تنقية المياه باستعمال المبادل الشاردي العضوي التثوي التفاعلات التالية:

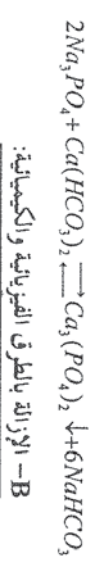
- أولا: تتوقف الشوارد الموجبة على الطور الصلب للمبادل الشاردي العضوي الموجب على النحو التالي:



- ثانيا: يمرر حمض الكبريت الناتج على الطور الصلب للمبادل الشاردي العضوي السالب لتتم العمليات التالية:



وبذلك يتخلص الماء من شوارد الأملاح القارة الموجبة Ca^{+2} والسالبة SO_4^{-2} التي تبقى على الطور الصلب للمبادل الشاردي العضوي التثوي. ويخرج الماء من هذه العملية نقيا.. لذلك يعتبر الماء الناتج من عملية التنقية هذه بالماء النقي أو بالماء المقطر.



تعتمد هذه الطريقة على استعمال مواد تدعى معادلات شاردية تقتص الشوارد الموجبة للمركبات التي أدت إلى قسامة الماء.

تعالج المياه القاسية بمرارها خلال طبقات المبادلات الشاردية- كالزيوليت حيث يتم فيها تبادل الشوارد المحلولة في الماء مع الشوارد المتعاقبة بالمبادل الشاردي، يقصد بالمبادل الشاردي: بأنه المركب العضوي، أو اللاعضوي الموجود في الطور الصلب، والنهيا لامتصاص شوارد أخرى.

يعبر عن المبادل الشاردي اللاعضوي بالرمز Z^{-Na} الذي يتميز بإمكانية تبادل الشوارد الموجبة فقط، المحلولة في الماء، لذلك تدعى هذه الطريقة بالامتزاز الشاردي الموجب المتبادل.

توضح طبيعة المبادل الشاردي الموجب أن شوارد الصوديوم الموجبة هي التي تستبدل أثناء مرور الماء العسر، ويتم هذا الاستبدال على النحو التالي:



يتضح من هذه التفاعلات أن المبادل الشاردي الموجب لايزيل الأملاح بل يستبدل شوارد الكالسيوم والمغنسيوم في الأملاح المضرّة، ويحوّلها إلى أملاح شوارد الصوديوم غير المضرّة، وتدعى إمكانية التبادل الشاردي على استبدال الشوارد بسعة الامتصاص.

تقلس سعة الامتصاص بعدد المكافئات القياسية للشاردة التي يتضمنها متر مكعب واحد من المبادل الشاردي.

يعبر عن المبادل الشاردي العضوي برمزين، يتميز أحدها بإمكانية تبادل الشوارد الموجبة المحلولة في الماء ويرمز له بـ HR ، ويميز ثانيها بإمكانية تبادل الشوارد السالبة

أولاً: املاً السحاحة المدرجة بمحلول ملح صوديوم EDTA، ثم ضغ 50 Cm^3 من الماء العادي في دورق مخروحي، واضف إليه 2 Cm^3 من المحلول المنظم القلوي، و 4 قطرات من دليل الإنزوكروم الأسود، فيصبح لون المحلول أحمر.

عابر المحلول الأحمر في الدورق المخروحي بواسطة إضافة قطرات من محلول ملح صوديوم EDTA من السحاحة المدرجة مع التحريك المستمر بواسطة الخفض الدوراني حتى يتقلب لون المحلول في الدورق المخروحي إلى اللون الأزرق دالاً على نقطة التكافؤ ونهاية المعايرة. قس حجم كمية محلول ملح صوديوم EDTA المستهلك في عملية المعايرة وليكن V_{EDTA} .

طريقة الحساب:

تفاعل كل جزئية غرامية من ملح صوديوم EDTA مع شاردة غرامية من الكالسيوم ثنائية التكافؤ لتشكل معقداً، معنى هذا أن $272,1 \text{ g}$ من ملح صوديوم EDTA تتفاعل مع 40 g كالسيوم. ولكن يحتوي الليتر من محلول ملح صوديوم EDTA المستعمل على $18,6 \text{ g}$ مادة نقية من هذا الملح. نظراً لأن عيارية هذا المحلول $0,1 \text{ N}$ معنى هذا أن $18,6 \text{ g}$ من المادة النقية للمح صوديوم EDTA ستجد مع:

$$\text{Ca} \quad 2 \text{ g} \approx 1,999 \text{ g} = \frac{40 \times 18,6}{372,1}$$

كالسيوم

فإذا كان كل 1 L محلول صوديوم EDTA يحتوي على $18,6 \text{ g}$ مادة نقية من هذا الملح الذي نحدد 2 g من شوارد الكالسيوم، فإن Cm^3 من هذا المحلول يحدد $0,002 \text{ g}$ من شوارد الكالسيوم، ولكن إذا كان حجم ملح صوديوم EDTA هو V_{EDTA} المستهلك أثناء عملية المعايرة، فإنه سيحدد عدد غرامات الكالسيوم الموجودة في 50 Cm^3 ماء (محلول) من العلاقة: $m_{\text{Ca}-50} = 0,002 \cdot V_{\text{EDTA}}$

وستكون عدد غرامات الكالسيوم الموجودة في 1000 Cm^3 ماء على النحو

التالي:

6-7: التجارب العملية:

تجربة 1: تعيين قساوة الماء الكلية:

الأدوات:

1- دورق مخروطي سعة 250 Cm^3 .

2- يشر سعة 100 Cm^3 .

3- سحاحة مدرجة.

4- اسطوانة مدرجة سعة 100 Cm^3 .

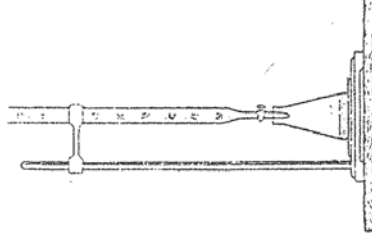
المواد:

1- محلول ملح صوديوم EDTA ، $N=0,1$.

2- محلول منظم قلوي، ماءات الأمونيوم وكلوريد الأمونيوم.

3- مشعر الإنزوكروم الأسود.

تركيب الأدوات: تجهز وتركب الأدوات حسب الشكل (3-7) .



الشكل (3-7): تركيب جهاز المعايرة

طريقة العمل:

وستكون عدد غرامات الكالسيوم الموجودة في 1000 Cm^3 ماء على النحو

التالي:

$$m_{\text{Ca } 1000} = \frac{0,002 \cdot V_{\text{EDTA}} \cdot 1000}{50} = 0,04 \cdot V_{\text{EDTA}}$$

وتحسب درجة القساوة الدائمة، حسب النظام الألماني من العلاقة:

$$0,04 \cdot V_{\text{EDTA}} \cdot 0,14 = 5,61 \cdot V_{\text{EDTA}}$$

تجربة 3: تعيين القساوة المؤقتة:

تحدد القساوة المؤقتة من العلاقة الأساسية بعد معرفة القساوة الدائمة والقساوة

الكلية حيث:

$$\text{القساوة الكلية} = \text{القساوة الدائمة} + \text{القساوة المؤقتة}$$

$$\text{القساوة المؤقتة} = \text{القساوة الكلية} - \text{القساوة الدائمة}$$



فرع 1
تجمع الكليات (كلية العلوم)
فرع 2

الكورنيش الشرقي جانب MTN

مكتبة



طباعة محاضرات - قرطاسية

Mob: 0931 497 960

