الكيمياء العامة واللاعضوية

الجزء العملي

إعداد: مرام سمير عباس

مشرف المقرر: د. بشرى نعمة

الجلسة (1): الأمان المخبري والتعرف على أهم الأدوات المخبرية

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	2
مقدمة	2
قواعد الأمان المخبري	3
محاذير العمل مع المواد القابلة للاشتعال	4
العمل مع الحموض والأسس	5
قواعد العمل بالزجاج	5
العمل مع المواد السامة	6
المساعدات الأولية في الحوادث	6
مفاهيم عامة في الكيمياء	9
أهم الأدوات المخبرية	10
تعاريف عامة	15

الغاية من الجلسة: التعرف على قواعد وتقنيات العمل المخبري، وأهم الأدوات المخبرية.

مقدمة:

إن تعلم التعامل مع المواد الكيميائية، وتشغيل الأجهزة، هو جزء هام وضروري من ثقافة الصيدلاني، حيث ترتبط العلوم الصيدلانية التطبيقية ارتباطاً وثيقاً بالكيمياء من جميع الجوانب.

وهنالك أمر آخر لا يقل أهمية، وهو تعلم إتقان العمل المخبري على أسس علمية تقنية.

وهكذا فإن الإتقان عنصر هام في التقنية الجيدة، وإن الإهمال في التعامل مع الكيماويات لا يقود فقط إلى نتائج فقيرة وخاطئة في بعض الأحيان، بل هو غالباً غير آمن، وكذلك فإن الإهمال في تشغيل الأجهزة لا يؤدي إلى أداء غير جيد للأجهزة

فحسب، بل لا يخلو من الخطر أحياناً. لذا وجب دائماً التقيّد بالقواعد العامة التالية لتفادي الوقوع في مصيدة الأخطار المخبرية.

يمكن تلخيص قواعد الأمان المخبري من خلال النقاط الأساسية التالية:

1. عوّد نفسك منذ اليوم الأول على العمل بانتباه، هدوء، دقة، اتقان ودون تسرع، مع الحفاظ على نظافة مكان عملك وغسل أدواتك وأجهزتك فوراً بعد الانتهاء من استخدامها.

2. لا تلوث المحاليل والمواد الكيميائية واحفظها في عبوات محكمة الإغلاق كي لا تتأثر بالحرارة والضوء والرطوبة، وانتبه إلى أهمية أن يكون لكل زجاجة محلول قطارة أو ماصة خاصة بها ولكل مادة كيميائية ملعقة خاصة أيضاً، ولا تعيد الجزء الباقي من المحلول إلى الزجاجة الأصلية منعاً لتلويثها.

3. لاتبذّر باستخدام المواد الكيميائية وانتبه جيّداً إلى إغلاق صنابير المياه واسطوانة الغاز وفصل السخانات والأجهزة من الكهرباء بعد الانتهاء من استخدامها.

4. لا توجّه فوّهة أنبوب الاختبار نحو نفسك أو نحو زميلك لأن بعض المواد الكيميائية قد تتطاير فجأة أثناء التفاعل مسببة حوادث أليمة، وانتبه إلى عملية أخذ كميات محددة من المواد الكيميائية السائلة باستخدام الماصة لأنك يمكن أن تبتلع جزءاً من هذه السوائل إذا استخدمتها بعدم تركيز وانتباه، مما قد يشكل خطراً عليك وخاصة إذا كنت تتعامل مع محاليل مركزة.

5. يمنع تناول الأطعمة والمشروبات والتدخين ضمن المخبر، كما يمنع شرب الماء باستخدام أدوات العمل مهما كانت نظيفة.

6. يجب الالتزام بارتداء الرداء الأبيض والقفازات الواقية حفاظاً على النظافة والسلامة، بالإضافة إلى ضرورة ارتداء النظارات المناسبة و الكمامات وخاصة في بعض التجارب التي تنتج عنها أبخرة أو غازات أو روائح كريهة.

7. يجب على الطالب تحضير التجربة وخطوات العمل قبل الدخول إلى المخبر كما يجب عليه الانتباه إلى ملاحظات المشرف وتسجيل المشاهدات العملية لتحقيق أكبر قدر من الدقة (التكرارية في النتائج) والصحة (مقدار القُرب من النتيجة الحقيقية) والفائدة.

8. بعض التجارب التي يتم فيها التعامل مع مواد سامة يجب إجراؤها تحت ساحبة الهواء، ويمنع منعاً باتاً تذوق المادة الكيميائية أو تقريبها من الأنف لمعرفة هويتها، حيث يسمح فقط باستنشاق رائحة أبخرتها عن بُعد.

9. يجب على الطالب تحديد مكان عمله والمحافظة عليه نظيفاً مرتباً خالياً من المواد والأدوات التي

لا يحتاجها في تجربته، كما يجب عليه التعرف على أماكن تواجد أجهزة إطفاء الحريق وصيدلية المخبر من أجل المساعدة الأولية عندما تدعو الحاجة.

10. يجب أن يحتوي مكان العمل على الصابون والسوائل المنظفة بالإضافة إلى مناشف لمسح الطاولات بعد الانتهاء من التجارب، تفادياً لبقاء أي أثر ملوِّث لأي مادة كيميائية.

11. يسمح بصب الماء ، والمحاليل الشفافة للمواد اللاعضوية فقط في المجاري، ويحظر رمي (أي سائل عضوي أو محلول مركز للحموض، والأسس، والمواد ذات الرائحة الشديدة، والمواد القابلة للاشتعال، والمواد السامة) في مجاري المياه، حيث يجب جمع هذه المواد في الأماكن المخصصة لها، كما يمنع رمي الأوراق، وأوراق الترشيح، والرواسب الصلبة في مجاري المياه.

12. يمنع نقل المواد والأدوات من مخبر لآخر دون موافقة المحضّر.

13. يمنع إجراء أية تجربة في المخبر لم يقررها أستاذ الجلسة.

14. يجب عند استعمال المبردات المائية ، أن تكون سرعة سير الماء فيها بطيئة، كما ويجب أن لا تفيض الأنابيب المطاطية الموصلّة للماء خارج المغسلة.

15. التأكد من أن مادة الأواني الزجاجية المعدة للتسخين، تتحمل الحرارة المطلوبة، و إياك أن تلجأ لتسخين المقاييس المدرجة، أو ميزان الحرارة، أو القوارير الزجاجية العادية مباشرة على اللهب.

محاذير العمل مع المواد القابلة للاشتعال:

1. لا تترك بقايا مواد سريعة التطاير، أو الاشتعال (مثل،الكحولات، الإيتر الإيتيلي، الإيتر البترولي، البنزن ، كبريت الكربون، الأسيتون، وغيرها) في أوعية مفتوحة حيث تسخن مثل هذه المواد أو تقطر على حمام مائي، أو هوائي. أما الإيتر فيتم تسخينه على حمام مائي مسخن بشكل مسبق، بعيداً عن مكان وجوده، إذ يمنع وضع الموقد مباشرة تحت الوعاء الحاوي على الإيتر، كما ويمنع تقريبه من اللهب المباشر.
2. يمنع حفظ أية مواد قابلة للاشتعال أو التطاير في مكان ساخن (أجهزة التدفئة، أو المجفف الكهربائي)، أو في أوعية رقيقة الجدران، ويتم الحفظ في زجاجات وقوارير سميكة الزجاج.
3. لا تشعل مصباح بنزن بالقرب من المواد المتطايرة والقابلة للانفجار، ولا تدعه مشتعلاً دون رقابة، وخاصة عندما لا تحتاجه، ولا ترمي السوائل القابلة للاشتعال أو المتطايرة في المجاري.
4. عند إعادة بلورة مادة ما بواسطة المواد العضوية القابلة للاحتراق، تتم البلورة بواسطة أجهزة خاصة تحتوي على مبرد (مكثف) مرتد.

العمل مع الحموض والأسس:

تسبب الحموض المعدنية (حمض الكبريت، حمض الآزوت، حمض كلور الماء) وبعض الحموض العضوية عند سقوطها على الجلد حروقاً كيميائية، لذلك يجب مراعاة الشروط التالية عند العمل معها:

1. يتم أخذ كميات منها بصبها من خلال قمع زجاجي وتحت ساحبة الهواء.
2. يجب وضع نظارات لحماية العين.
3. ينبغي على الطالب سكب الحمض على الماء وبكميات قليلة وعلى دفعات متتالية ثم يتم المزج بشكل جيد.
4. تضاف قطع صغيرة من القلوي الصلب إلى الماء عندما يراد حله، ولا يجوز لمس هذه القطع باليد.

العمل مع الصوديوم المعدني:

1. يحفظ الصوديوم المعدني تحت طبقة من الكيروسين أو زيت الفازلين في وعاء سميك الجدران مغلق بسدادة فلينية.
2. تجري عملية قطعه على ورقة ترشيح جافة تماماً.
3. يمنع رميه في المغاسل أو ترك بقاياه على الطاولة، بل يتم جمعها في قنينة صغيرة ذات فوهة واسعة وتحت طبقة من الكيروسين، ويضاف إلى الكميات القليلة جداً من الصوديوم غير المتفاعل في حال التخلص منه كميات صغيرة و على دفعات من الكحول البوتيلي.
4. يؤخذ الصوديوم بواسطة ملقط.
5. يجب عدم تلامس الصوديوم مع الماء أو رباعي كلور الكربون.
6. لا يمكن استخدام الصوديوم لتجفيف المشتقات الهالوجينية للفحوم الهيدروجينية والمركبات الكربونيلية والحموض والكحولات ومركبات النترو.
7. لاتجري التفاعلات مع الصوديوم على حمام مائي بل يستبدل بحمام زيتي.

قواعد العمل بالزجاج:

1. يجب الحرص عند قطع الزجاجيات على أن يتم القطع بحيث لا تؤدي أطراف الزجاج المقطوع إلى جرح الأيدي.
2. يجب إدخال الأنابيب الزجاجية في السدادات بحركة دائرية دون الضغط عليها.
3. لا يجوز تسخين الأوعية الكيميائية سميكة الجدران والتي لا تتحمل الحرارة مثل البياشر الخزفية.
4. يجب ارتداء القناع الواقي أو النظارات الواقية عند معالجة الزجاج لحماية العين.

العمل مع المواد السامة:

يجب العمل مع المواد السامة مثل البروم والحموض المركزة تحت ساحبة الهواء مع الالتزام بارتداء النظارات الواقية وبإشراف الأستاذ المشرف والمحضر المخبري.

المساعدات الأولية في الحوادث الناتجة عن العمل المخبري:

1. **الجروح الناتجة عن الأدوات الزجاجية:**

يجب تنظيفها للتخلص من بقايا الزجاج باستخدام ملقط أو بواسطة تيار الماء القوي، ثم يوقف نزيف الدم باستخدام محلول من الماء الأوكسجيني 3%والضغط قليلا على مكان النزف، ثم يدهن مكان الجرح بمحلول اليود 5% ويوضع عليه ضماد.

2. **الحروق الناتجة عن الحرارة:**

يغسل مكان الإصابة بالماء البارد أولاً ثم تغسل بالإيتانول وتدهن أخيراً بالغليسيرول، أما اذا كانت الحرارة عالية والحرق شديد الاحمرار فيغسل أولاً بمحلول برمنغنات البوتاسيوم ثم بالإيتانول ثم يدهن بمرهم خاص بالحروق.

3. **الحروق الناتجة عن الحموض أو القلويات:**

تغسل أولاً بشكل جيد بالماء العادي، ثم يغسل مكان الإصابة بمحلول بيكربونات الصوديوم 1% وتوضع في العين قطرة من زيت معقم مثل زيت الزيتون في حال الحموض، أما في حال القلويات تغسل الإصابة بمحلول حمض البوريك2% أو حمض الخل2% أو حمض الليمون.

4. **الحروق الناتجة عن البروم:**

تعالج بغسل مكان الإصابة بالكحول، ثم يدهن بمرهم من أجل الحروق وإذا تم استنشاق أبخرة البروم فعندئذٍ يجب وضع قطعة من القطن المبلل بالكحول على أنف المصاب ثم إخراجه إلى الهواء الطلق.

5. **الحروق الناتجة عن الفينول وهي حروق تسبب بياض الجلد:**

يدهن مكان الإصابة بالغليسرول ويتابع ذلك حتى عودة الجلد إلى لونه الطبيعي الأصلي، ويغسل عندئذٍ بالماء ثم يوضع عليه كمّادة من القطن المبلل بالغليسرول.

** **في حال بلع بعض الحموض:** تخفف بشرب كميات كبيرة من الماء مصحوباً بـ(محلول بيكربونات الصوديوم) ويعطى اللبن بكثرة ولا تعطى المقيئات.

** **في حال بلع بعض القلويات:** تخفف بشرب كميات كبيرة من الماء مصحوباً بالخل أو عصير الليمون أو عصير البرتقال، ولا تعطى أي مقيئات.

** **في حال بلع أملاح الغازات النقية أو مركبات الكروم أو الزرنيخ أو الزئبق:** يعطى المصاب مقيئاً مثل (ملعقة كبيرة من الخردل أو الملح أو كبريتات الزنك في كوب ماء فاتر).

** **حوادث العين:**

❖ **في حال تلوث العين بالقلويات:**

تغسل جيداً بالماء وبكميات كبيرة ثم بمحلول حمض البوريك 1%.

❖ **في حال تلوث العين بالحموض أو البروم:**

تغسل مراراً بمحلول بيكربونات الصوديوم 1% ثم بالماء، وإذا كان الحمض مركزاً تغسل أولا بكمية كبيرة من الماء ثم بالبيكربونات ثم الماء مرة أخرى.

❖ **في حال تلوث العين بالزجاج:**

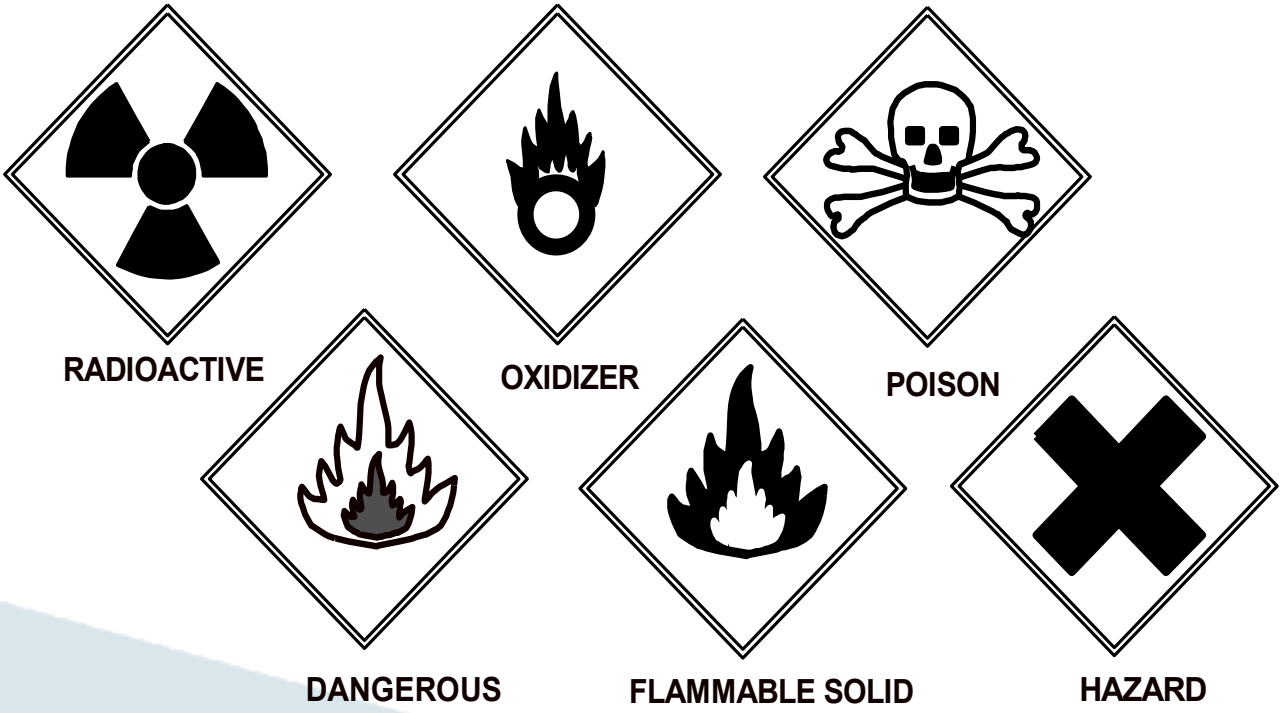
يزال الزجاج بلطف باستخدام ملقط ثم تغسل العين بالماء ويتم استدعاء الطبيب فوراً.

❖ عند تعرض العين لتأثير الدخان في حال الحرائق والأجواء الفاسدة التهوية في أماكن العمل يجب استخدام محلول مطهر.

عند حدوث حريق في المخبر :

1. يجب إغلاق صنابير الغاز ومفاتيح الكهرباء.
2. إبعاد كل المواد القابلة للاشتعال عن مكان الحريق.
3. ثم استخدام الرمل أو جهاز الإطفاء للسيطرة على الحريق ومنعه من الامتداد.

4. لا يجوز استخدام الماء إلا في حالة المواد سريعة الاشتعال التي تنحل فيه مثل الكحولات أو الأسيتون لأنه في كثير من الأحيان قد يؤدي إلى توسيع منطقة الحريق، أما في حال المواد التي لا تنحل في الماء مثل البنزن والإيتر فيجب استخدام الرمل أو المطفأة.



أهم الرموز المتواجدة على العبوات الكيميائية

مفاهيم عامة في الكيمياء

تعريف المحلول: هو عبارة عن مزيج متجانس مكوّن من مادتين أو أكثر (مُذيب وَ مُذاب)، وتكون جميع أجزائه مؤلفة من طور واحد وتملك نفس الخواص الكيميائية.

يعد الماء من أهم المذيبات، وتدعى كمية المادة التي تنحل في 100gr من المُحل بـ **الانحلالية**، وهذا المصطلح يعطي فكرة واضحة عن قابلية المواد للانحلال في المُحل.

تتأثر الانحلالية بعدة عوامل أهمها: 1. طبيعة كل من المُحل والمُنحل.

2. درجة الحرارة.

* فمثلاً تكون المواد ذات الطبيعة **الأيونية** هي الأكثر انحلالاً، كما أن **ارتفاع** درجة الحرارة يرفع من قيمة الانحلالية.

* نعتمد في الكشف عن مكون ما على تسجيل الإشارة التحليلية التي تظهر فقد تكون هذه الإشارة متمثلة بتشكيل راسب، أو تغير لون، أو ظهور خط في الطيف.

* تستخدم تفاعلات مختلفة للحصول على الإشارة التحليلية مثل تفاعلات حمض–أساس، أكسدة– إرجاع، ترسيب، تشكيل معقدات، كما تستخدم عمليات مختلفة الفيزيائية منها والكيميائية.

☐ **يقسم التحليل الكيميائي إلى نوعين أساسيين هما:**

1. **التحليل الكيفي (النوعي):** وهو الذي يهدف إلى الكشف عن وجود أي مادة في العينة المحلّلة، أي أنه يبحث في تعيين ماهيّة العناصر أو الشوارد الموجبة (الكاتيونات) أو الشوارد السالبة (الأنيونات) الموجودة في مادة مجهولة أو مزيج من المواد.
2. **التحليل الكمّي:** وهو الذي يختص في تحديد كمية العناصر أو نسبتها في المادة المجهولة المدروسة.

☐ **وقد يكون التحليل الكيميائي كلاسيكياً أو آلياً:**

فالتحليل الآلي يتم فيه استخدام الأجهزة والاعتماد على الخواص الفيزيائية الالكتروكيميائية أو الطيفية الضوئية أو غيرها، حيث تتغير هذه الخواص تبعاً لتفاعل كيميائي معيّن.

أما **التحليل الكلاسيكي** يعتمد على تحديد المواد نوعيّاً وكميّاً عن طريق اختبار اللهب أو التفاعلات الكيميائية المختلفة التي ينتج عنها ناتج مميز بشكله ولونه قد يكون راسباً أو معقّداً بلون معيّن أو غازاً يمكن تمييزه برائحته أو لونه....إلخ.

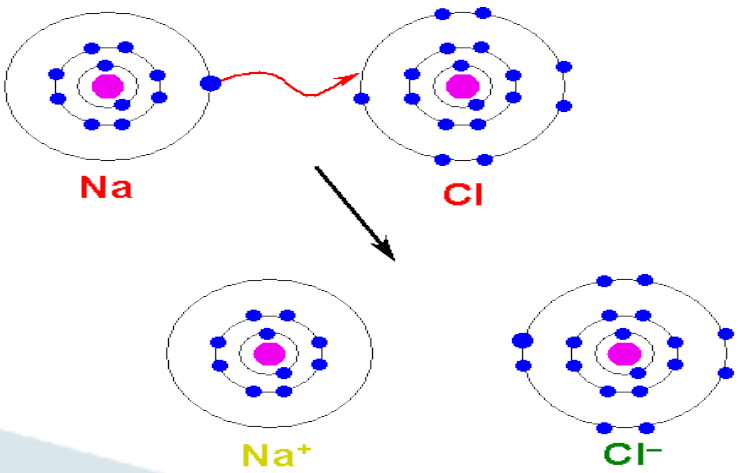
☐ هناك طرائق متعددة ومتنوعة لكشف هوية العناصر الموجودة في مركب مجهول الهوية أو لفصل مزيج من المواد المجهولة وذلك باختلاف العينات المدروسة ودرجة تعقيدها.. فهناك طريقة **التحليل الجاف** التي لا تتطلب حل العينة ..وهناك أيضاً طريقة **التحليل الرطب** التي تحتاج تحويل العينة إلى محلول ثم تعيين تركيبها وهي الطريقة الأكثر شيوعاً.

☐ **مبدأ الطريقة الرطبة:**

تعتمد الطريقة الرطبة على إذابة العينة المدروسة في الماء بشكل رئيسي أو في الحموض أو الأسس في بعض الحالات، وإذا كانت المادة غير ذوابة يجب العمل على صهرها أولاً بوجود قلوي ثمّ إذابة الصهارة الناتجة في الماء أو الحمض.

- الأملاح اللاعضوية في الحالة **الصلبة** الجافة تكون فيها الأيونات مرتبطة برابطة أيونية قوية و**مقيّدة** ضمن شبكة بلورية، أما في **المحاليل** فتكون الشوارد **حُرّة** ويمكن ترسيبها باستخدام كواشف مناسبة.

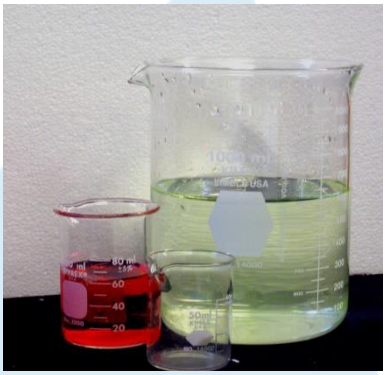
- **يوضّح الشكل التالي كيفيّة تشكل الرابطة الأيونية في ملح كلوريد الصوديوم:**



☐ أهم الأدوات المخبرية:

☐ **البيشر Beaker:**

كأس زجاجي مدرج له حجوم مختلفة يستخدم لتسخين المحاليل أو لصنع حمامات مائية وكذلك يستخدم أحيانا في تحضير بعض المحاليل وتحريك أو نقل أو مزج السوائل الكيميائية.

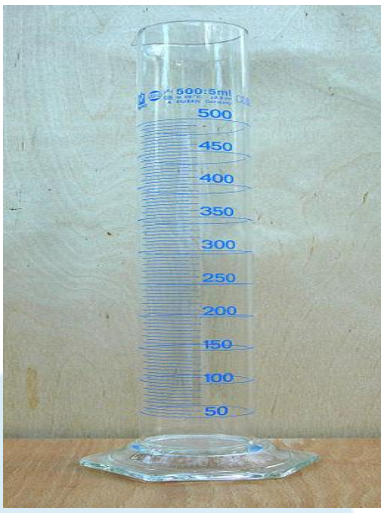


☐ **السّحاحة Burette:**

هي أداة مخبرية زجاجية ذات شكل اسطواني شاقولي مع تدريج حجمي على طول السحاحة وصنبور صغير محكم أسفلها. تستخدم السحاحة عادة في التجارب التي تتطلب نسبة عالية من الدقة في القياس مثل عمليات المعايرة.

☐ **الأسطوانة المدرجة Graduated Cylinder:**

وهي عبارة عن أسطوانة زجاجية مدرجة تستخدم لقياس حجوم السوائل بدقة جيدة نسبياً حيث نقرأ الحجم عندما يكون مستوى النظر ومستوى قعر هلال السائل في مستوى واحد.



☐ **الأرلنماير Erlenmeyer:**

يسمى أيضاً الدورق المخروطي وهو عبارة عن وعاء زجاجي مخروطي الشكل له عنق في الأعلى، يوجد منه حجوم مختلفة ويستخدم أثناء المعايرة أو الترشيح.

☐ **الماصة المدرجة Pipet:**

وهي أداة زجاجية مدرجة لها أحجام مختلفة وتتألف من فوهة عريضة وفوهة ضيقة وإجاصة مطاطية في بعض الأحيان وهي تستخدم لأخذ كميات دقيقة من المحاليل الكيميائية.

☐ **قمع الترشيح Funnel:**

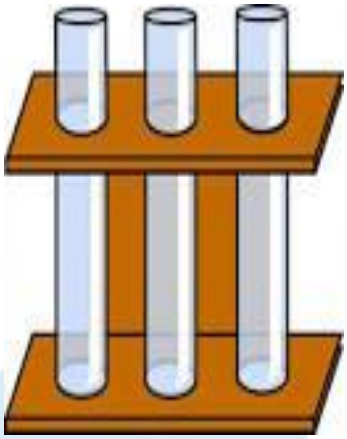
قمع زجاجي بأقطار مختلفة، يستعمل في صب السوائل وفي عمليات الترشيح باستخدام ورق الترشيح.

تستخدم عملية الترشيح بشكل رئيسي لفصل راسب صلب عن السائل المرافق له.

☐ **أنبوب الاختبار Test Tube:**

هو عبارة عن أداة مخبرية زجاجية ذات فتحة من الأعلى يتم استخدامها لصب أو نقل أو خلط المحاليل والمواد الكيميائية والسوائل، وفي بعض الحالات يكون أنبوب الاختبار مصنوعاً من البلاستيك.

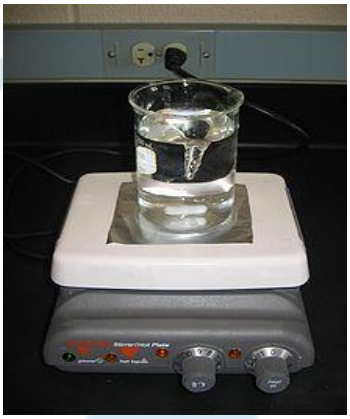
توضع أنابيب الاختبار عادةً في حوامل خشبية أو معدنية كما هو موضح في الشكل التالي:



☐ **فرشاة تنظيف الأنابيب Test Tube Brush:**

وهي أداة مخبرية تستخدم في تنظيف الأدوات التجريبية وبخاصة أنابيب الاختبار حيث يمكن إدخالها في الأنبوب لتنظيف جدرانه الداخلية وإزالة البقايا العالقة فيها بشكل جيد.

☐ **محرك مغناطيسي:**



☐ **دورق حجمي (بالون معايرة):**

☐ **قمع الفصل:**

تعاريف عامة:

الذرة Atom: هي عبارة عن أصغر جزء من المادة، تتألف من نواة تتركز فيها كتلة الذرة وشحنتها الموجبة (وهي تحوي نترونات معتدلة وبروتونات موجبة)، والكترونات سالبة الشحنة.

تكون الذرة معتدلة الشحنة لأن مجموع الشحن السالبة للالكترونات تساوي شحنة النواة الموجبة.

الشاردة Ion: هي عبارة عن ذرة فقدت أو اكتسبت الكترون.

الشرسبة Anion: هي عبارة عن ذرة اكتسبت الكترون، وتكون سالبة الشحنة.

الشرجبة Cation: هي عبارة عن ذرة فقدت الكترون، وتكون موجبة الشحنة.

الجلسة (2): التحليل الكيفي للأنيونات

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	16
مقدمة	16
الجزء العملي	17
اختبار الذوبانية	19

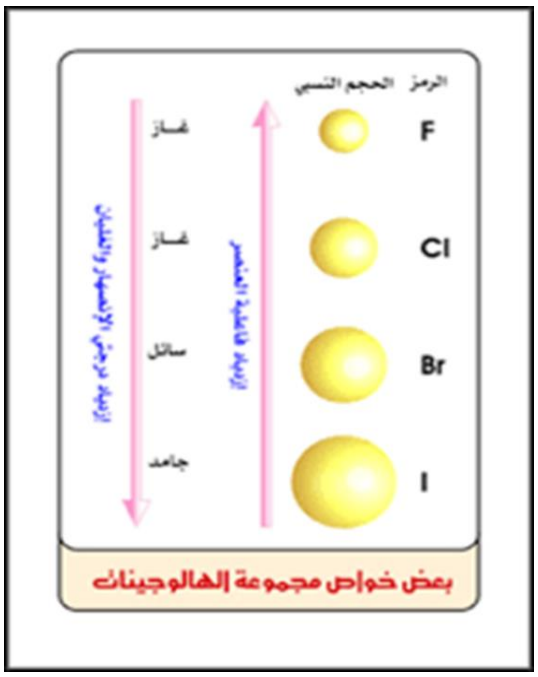
الغاية من الجلسة: الدراسة التحليلية الكيفية لأنيونات المجموعة السابعة في الجدول الدوري(الشرسبات الهالوجينية).

الأدوات اللازمة: أنابيب اختبار زجاجية (test tubes)، قطارات بلاستيكية.

المواد اللازمة: محاليل بتركيز 0.1N للمواد التالية: (كلوريد الصوديوم، بروميد الصوديوم، يوديد الصوديوم، نترات الفضة) هيدروكسيد الأمونيوم بتركيز 2N، حمض الآزوت بتركيز 2N.

مقدّمة:

- شرسبات عناصر المجموعة السابعة في الجدول الدوري (أو الشرسبات الهالوجينية) تتضمن كلاً من أيونات الكلوريد والبروميد واليوديد والتي هي عبارة عن ذرة اكتسبت الكتروناً واحداً وتحوّلت إلى أيون سالب، حيث تتميز عناصر هذه المجموعة بكهرسلبيتها العالية أي ميلها لاكتساب الالكترونات والتحول إلى شوارد سالبة.

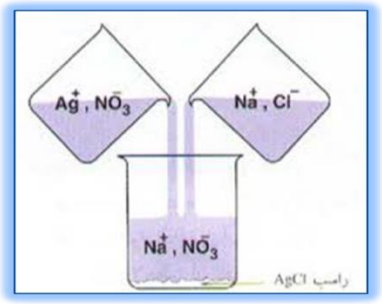


- **أشكال عناصر هذه المجموعة الموجودة في الطبيعة (الكلور الغازي، ماء البروم، اليود الصلب).**

- يعتبر الكلوريد من أهم الملوثات التي قد تكون موجودة في بعض العينات الغذائية وغيرها وبخاصة مياه الشرب.
- الكاشف المشترك لعناصر هذه المجموعة هو كاتيون الفضة الموجود في المحلول المائي لملح نترات الفضة، حيث يشكل هذا الكاتيون مع الأنيونات المذكورة سابقاً رواسباً بألوان مميزة.

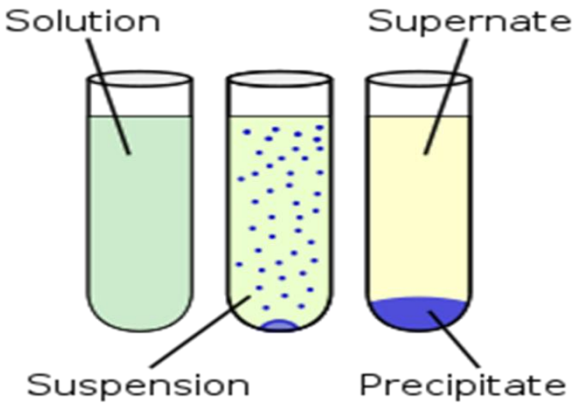
الجزء العملي:

1. نقوم بأخذ ثلاثة أنابيب اختبار نظيفة ومغسولة جيداً بالماء العادي ثم المقطر، ونضعها في حامل الأنابيب.
2. نضع في الأنبوب الأول 0.5ml من محلول يحوي أيون الكلوريد، وفي الثاني 0.5ml من محلول يحوي أيون البروميد، وفي الثالث 0.5ml من محلول يحوي اليوديد.
3. نضيف فوق كل أنبوب من الأنابيب السابقة 0.5ml من كاشف نترات الفضة.



لاحظ هُنا مايلي:

- تشكل ثلاث رواسب بثلاث ألوان مختلفة (تدرُّجات بين الأبيض والأصفر) وفق تفاعل تبادل مزدوج يتم بين محلول الشاردة المدروسة ومحلول الكاشف.
- في حال استخدمنا محالياً بتركيز 0.1N يكون راسب الكلوريد واضحاً ثابتاً في أسفل الأنبوب، بينما يكون كل من راسبي البروم واليود مبعثراً قليلاً يحتاج إلى وقت أطول حتى يترسّب ويستقر في أسفل الأنبوب تحت تأثير الجاذبية الأرضية.



4. اقسم كل راسب من الرواسب السابقة إلى قسمين في أنبوبين مختلفين (وذلك بعد التخلّص من أكبر كمية ممكنة من الماء المرافق للرواسب بطريقة **الإبانة** أي إمالة أنبوب الاختبار بحيث ينزل الماء ويبقى الراسب في أسفل الأنبوب)، ثم اختبر ذوبانية أحد القسمين بحمض الآزوت 0.2N والآخر بهيدروكسيد الأمونيوم 0.2N وهُنا لاحظ مايلي:

- **الذوبانية في هيدروكسيد الأمونيوم:** يذوب أحد الرواسب بشكل كامل وواضح، أما الثاني فيذوب جزئيّاً بشكل ضئيل، في حين لا يبدي الثالث أي ذوبانية.
- **الذوبانية في حمض الآزوت:** لا يذوب أي من الرواسب السابقة في هذا الحمض.

نظّم نتائجك في الجدول التالي لتسهيل الدراسة:

اسم الشاردة	الكاشف	المشاهدة	المعادلة الشاردية	الذوبانية في الحموض	الذوبانية في الأسس

الجلسة (3): التحليل الكيفي لكاتيونات المجموعة الأولى

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	20
مقدمة	20
تفاعلات الكشف عن كاتيون الليثيوم	21
تفاعلات الكشف عن كاتيون البوتاسيوم	21
تفاعلات الكشف عن كاتيون الأمونيوم	21
تفاعلات الكشف عن كاتيون المغنزيوم	23

الغاية من الجلسة: الدراسة التحليلية الكيفية لكاتيونات المجموعة التحليلية الأولى.

الأدوات اللازمة: أنابيب اختبار زجاجية (test tubes)، قطارات بلاستيكية.

المواد اللازمة: محاليل بتركيز 0.1N للمواد التالية: (كلوريد المغنزيوم، كلوريد الأمونيوم، هيدرو فوسفات ثنائية البوتاسيوم، هيدروكسيد الأمونيوم) هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 2N، حمض الآزوت بتركيز 2N، ورق عباد الشمس الأحمر.

مقدّمة:

- تتضمن هذه المجموعة الشرجبات التالية:

أولاً: تفاعلات الكشف عن كاتيون الليثيوم:

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة
التورين	وسط قلوي قوي	معقّد أصفر اللون

*** **هنالك كاتيونات تعيق عملية الكشف السابقة ويمكن التخلّص منها عن طريق حجبها من خلال تشكيل معقدات مع إيتلِين دي أمين تيترا أسيتيك أسيد (EDTA).**

ثانياً: تفاعلات الكشف عن كاتيون البوتاسيوم:

1. **التفاعل مع طرطرات الصوديوم الحمضية:**

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض	تأثير الأسس
$NaHC_4H_4O_6$	وسط حمضي PH=4-5	راسب بلوري أبيض اللون		يذوب الراسب في الحموض الأكثر قوة من حمض الطرطير	يذوب الراسب في الماء والقلويات

*** وجود كاتيون الأمونيوم يعيق عملية الكشف لأنه يشكل مع الكاشف السابق راسباً مماثلاً لراسب البوتاسيوم.

2. **التفاعل مع كوبالتي نتريت الصوديوم:**

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة	تأثير الحموض	تأثير الأسس
$Na_3[Co(NO_2)_6]$	PH=4-5	تشكل راسب أصفر	لايذوب الراسب في حمض الخل لكنه يذوب بالتسخين في الحموض القوية مشكلاً حمض الآزوتي	يتحول الراسب السابق في القلويات إلى راسب آخر ذو لون بني هو هيدروكسيد الكوبالت

*** وجود كل من كاتيوني الليثيوم والأمونيوم يعيق الكشف عن البوتاسيوم باستخدام الكاشف السابق لأن كلاهما يشكل معه رواسباً بلون أصفر.

3. **التفاعل مع هكسا نترو النحاس الثنائي الرصاص والصوديوم $Na_2Pb[Cu(NO_2)_6]$:**

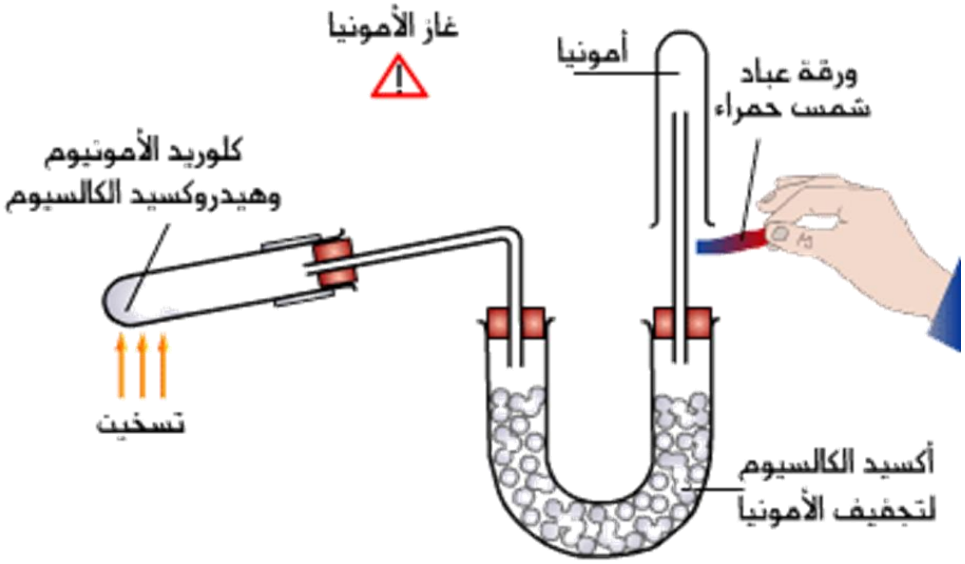
يتفاعل هذا الكاشف مع كاتيون البوتاسيوم لإعطاء بلورات مكعبية سوداء أو بنية اللون صيغتها الكيميائية $K_2Pb[Cu(NO_2)_6]$

ثالثاً: تفاعلات الكشف عن كاتيون الأمونيوم:

1. **التفاعل مع كاشف نسلر (K_2HgCl_4+KOH):**

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة
كاشف نسلر	وسط قلوي قوي	يتلون المحلول بلون برتقالي ولا يظهر راسب إذا كان الأمونيوم ضعيف التركيز

2. **التفاعل مع قلوي قوي:**



العمل المخبري:

1. قم بأخذ أنبوب اختبار نظيف مغسول جيداً بالماء العادي ثم الماء المقطر وضع فيه 1ml من محلول كلوريد الأمونيوم ثمّ أضف له 1ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم.
2. بلّل ورقة عباد شمس حمراء اللون بالماء المقطر وضعها على فوهة الأنبوب.
3. سخّن على لهب هادئ أو على السخان.

***ستلاحظ بعد فترة زمنية قصيرة جداً ظهور اللون الأزرق على ورقة عباد الشمس وستبدأ رائحة النشادر بالظهور.

الكاشف	المشاهدة	المعادلة
هيدروكسيد البوتاسيوم أو هيدروكسيد الصوديوم	في الأنبوب: انطلاق غاز النشادر	
	على ورقة عباد الشمس الحمراء المبللة بالماء: تحول لونها إلى اللون الأزرق	

*** الكشف عن غاز النشادر:

1. باستخدام ورقة عباد الشمس الحمراء المبللة بالماء حيث يتحول لونها إلى أزرق (وسط قلوي).
2. من خلال قضيب زجاجي مبلل بحمض كلور الماء حيث تتشكل أبخرة بيضاء من كلوريد الأمونيوم.
3. عن طريق رائحته الكريهة المميزة.

رابعاً: الكشف عن كاتيون المغنزيوم:

1. **التفاعل مع هيدرو فوسفات ثنائية الصوديوم أو البوتاسيوم (تفاعل بلوري مجهري):**

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة
K_2HPO_4	محلول ممدد لأيون المغنزيوم	بلورة بطيئة
	محلول مركز لأيون المغنزيوم	بلورة سريعة

2. **التفاعل مع هيدرو فوسفات ثنائية الصوديوم أو البوتاسيوم في أنبوب اختبار (تفاعل ترسيب):**

العمل المخبري:

1. ضع 0.5ml من محلول يحوي شاردة المغنزيوم في أنبوب اختبار نظيف، ثمّ أضف فوقه 0.5ml من محلول الهيدرو فوسفات ثنائية البوتاسيوم (بوجود 0.5ml من محلول قلوي ضعيف).

*** لاحظ تشكل راسب بلوري أبيض.

***نظّم نتائجك في الجدول التالي لتسهيل الحفظ:**

اسم الشاردة	الكاشف	الوسط	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض
					يذوب الراسب في الحموض القوية وحمض الخل

الجلسة (4): التحليل الكيفي لكاتيونات المجموعة الثانية

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	24
مقدمة	24
تفاعلات الكشف عن كاتيون الكالسيوم	25
تفاعلات الكشف عن كاتيون السترانسيوم	25
تفاعلات الكشف عن كاتيون الباريوم	25

الغاية من الجلسة: الدراسة التحليلية الكيفية لكاتيونات المجموعة التحليلية الثانية

مقدمة: سيتم دراسة كاتيونات الكالسيوم والسترانسيوم والبريوم كأهم العناصر في هذه المجموعة.

الأدوات اللازمة: أنابيب اختبار زجاجية (test tubes)، قطارات بلاستيكية.

المواد اللازمة: محاليل بتركيز 0.1N لكل من (الكالسيوم، الباريوم، كبريتات الصوديوم وفروسيانيد البوتاسيوم)، محلول موقي قلوي.

أولاً: تفاعلات الكشف عن كاتيون الكالسيوم:

1. **التفاعل مع أكزالات الأمونيوم:**

الكاشف	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض
$(NH_4)_2C_2O_4$	راسب بلوري أبيض اللون		يذوب الراسب في الحموض القوية لكنه لا يذوب في حمض الخل

2. **التفاعل مع فرو سيانيد البوتاسيوم:**

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض
$K_4[Fe(CN)_6]$	PH>7 وبوجود NH_4Cl	راسب بلوري أبيض اللون		لا يذوب الراسب المتشكل في حمض الخل

العمل المخبري:

1. خذ أنبوب اختبار نظيف ومغسول جيداً بالماء العادي ثم المقطر وضع فيه 0.5ml من محلول يحوي أيون الكالسيوم.
2. أضف إلى محتويات الأنبوب السابق 0.5ml من محلول موقي قلوي.
3. أضف 0.5ml من الكاشف.

*** لاحظ تشكل الراسب الأبيض:

3. التفاعل مع حمض الكبريت (تفاعل بلوري مجهري):

يشكل كاتيون الكالسيوم من خلال تفاعله في المحاليل الممددة مع حمض الكبريت بلورات إبرية مميزة.

ثانياً: تفاعلات الكشف عن كاتيون السترانسيوم:

1. التفاعل مع كبريتات الكالسيوم (محلول مشبع):

الكاشف	المشاهدة	المعادلة
محلول مشبع من $CaSO_4$	راسب بلوري أبيض اللون	

*** يعيق وجود كاتيون الباريوم هذا التفاعل لأنه يشكل مع الكاشف راسباً أبيض من كبريتات الباريوم، ولحجب التأثير المعيق لهذا الكاتيون يجب ترسيب كلا الأيونين باستخدام أنيون الكبريتات ثمّ إضافة محلول EDTA (5%) عند PH=4-5، حيث يذوب عندئذٍ راسب كبريتات السترانسيوم بينما يبقى كبريتات الباريوم ثابتاً.

ثالثاً: تفاعلات الكشف عن كاتيون الباريوم:

1. التفاعل مع ثنائي كرومات البوتاسيوم:

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض
$K_2Cr_2O_7$	محلول خلات الصوديوم	راسب بلوري أصفر		يذوب الراسب في الحموض القوية ولا يذوب في حمض الخل

2. التفاعل مع حمض الكبريت الممدد أو أحد أملاحه الذوابة مثل كبريتات الصوديوم:

العمل المخبري:

1. خذ أنبوب اختبار نظيف مغسول جيّداً بالماء العادي ثمّ المقطر، وضع فيه 0.5ml من محلول كلوريد الباريوم.
2. أضف إلى المحلول السابق 0.5ml من محلول كبريتات الصوديوم ولاحظ النتيجة.

الكاشف	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض
حمض الكبريت الممدد أو كبريتات الصوديوم	راسب بلوري أبيض اللون		يذوب الراسب في حمض الكبريت المركز

*** يتم تحويل كبريتات الباريوم إلى كربونات الباريوم بهدف إذابته ويتم ذلك باستخدام محلول يحوي أنيون الكربونات بشرط؟؟؟؟؟؟؟؟؟؟ (ابحث عن الشرط)

*** يعيق وجود كل من كاتيونات الرصاص والكالسيوم والسترانسيوم جريان هذا التفاعل لأن كلّاً منها يشكل مع أنيون الكبريتات رواسب ضعيفة الذوبان.

الجلسة (5): التحليل الكيفي لكاتيونات المجموعة الثالثة

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	27
مقدمة	27
تفاعلات الكشف عن كاتيون التنغستين	27
تفاعلات الكشف عن كاتيون الفضة	28
تفاعلات الكشف عن كاتيون الرصاص	28
الجزء العملي	28

الغاية من الجلسة: الدراسة التحليلية الكيفية لكاتيونات المجموعة التحليلية الثالثة.

مقدمة: الأدوات اللازمة: أنابيب اختبار زجاجية (test tubes)، قطارات بلاستيكية.

المواد اللازمة: محاليل بتركيز 0.1N لكل من (نترات الفضة، نترات الرصاص، حمض الخل، خلات الصوديوم، دي كرومات البوتاسيوم، ثيو أسيت أميد)، حمض الخل 30%، حمض الآزوت 50%.

أولاً: تفاعلات الكشف عن كاتيون التنغستين:

3. **التفاعل مع الزنك المعدني:**

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة
Zn	وسط حمضي قوي	راسب أبيض + حمام مائي= راسب أصفر + زنك معدني= لون أزرق داكن

4. **التفاعل مع حمض كلور الماء أو الآزوت أو الكبريت:**

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة
HCl	حمض قوي	راسب أبيض اللون + تسخين = راسب أصفر

ثانياً: تفاعلات الكشف عن كاتيون الفضة:

2. **التفاعل مع كبريتيد الأمونيوم:**

الكاشف	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض
$(NH_4)_2S$	راسب أسود اللون		يذوب الراسب في حمض الآزوت 50%

3. **التفاعل مع ثيو أسيت أميد:**

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض
C_2H_5NS	حمض الخل 30%	راسب أسود اللون		يذوب الراسب في حمض الآزوت 50%

دراسة وسط التفاعل:

يستخدم حمض ضعيف كشرط لهذا التفاعل لأن عملية الكشف عن الفضة بوساطة ثيو أسيت أميد تحتاج إلى وسط حمضي ويجب أن يكون هذا الوسط ضعيفاً لأن الحمض الضعيف يتأين بشكل جزئي غير تام (غير مباشر) وبالتالي تكون كمية البروتونات الناتجة عنه قليلة جداً بعكس الحمض القوي الذي يتأين بشكل تام مباشر وتكون كمية البروتونات الناتجة عنه في الوسط كبيرة جداً، بحيث يحدث تنافس بين هذه البروتونات وشاردة الفضة الموجبة على شاردة الكبريتيد السالبة (الكاشف)، وفي هذه الحالة تتغلب البروتونات لأنها أنشط وأسرع وتتخرّب عملية الكشف إذ ينطلق غاز كبريتيد الهيدروجين بدلاً من ترسّب كبريتيد الفضة، لذلك فعند دراسة انحلالية هذا الراسب يتم استخدام حمض قوي لأنه يذيب الراسب لكن بعد التسخين.

ثالثاً: تفاعلات الكشف عن كاتيون الرصاص:

2. **التفاعل مع ثنائي كرومات البوتاسيوم:**

الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض
$K_2Cr_2O_7$	محلول موقي حمضي	راسب بلوري أصفر		يذوب الراسب في الحموض القوية ولا يذوب في حمض الخل

الجزء العملي:

1. قم بأخذ أنبوبي اختبار نظيفين ومغسولين جيداً بالماء العادي ثمّ المقطر وضع في الأول 0.5ml من محلول نترات الفضة وأضف إليه ثلاث قطرات من حمض الخل 30% و0.5ml من محلول ثيو أسيت أميد ولاحظ الراسب المتشكل؟؟ ثمّ ضع في الأنبوب الثاني 0.5ml من محلول نترات الرصاص وأضف إليه 0.5ml من خلات الصوديوم و 0.5ml من

حمض الخل 0.1N (محلول موقي حمض يحافظ على قيمة PH التفاعل بحدود5 ، ثمّ أضف إليه 0.5ml من دي كرومات البوتاسيوم ولاحظ الراسب المتشكل؟؟

2. ادرس ذوبانية راسب كبريتيد الفضة باستخدام حمض الآزوت 50%.

اسم الشاردة	الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة	المعادلة

الجلسة (6): التحليل الكيفي لكاتيونات المجموعتين الرابعة والخامسة

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	30
مقدمة	30
تفاعلات الكشف عن كاتيوني الألمنيوم والزنك	31
تفاعلات الكشف عن كاتيون الكروم	32
الكشف عن كاتيون المنغنيز	33
الكشف عن كاتيون البزموت	33
الكشف عن كاتيون الأنتموان	34
الكشف عن كاتيون الحديد الثنائي	34
الكشف عن كاتيون الحديد الثلاثي	34

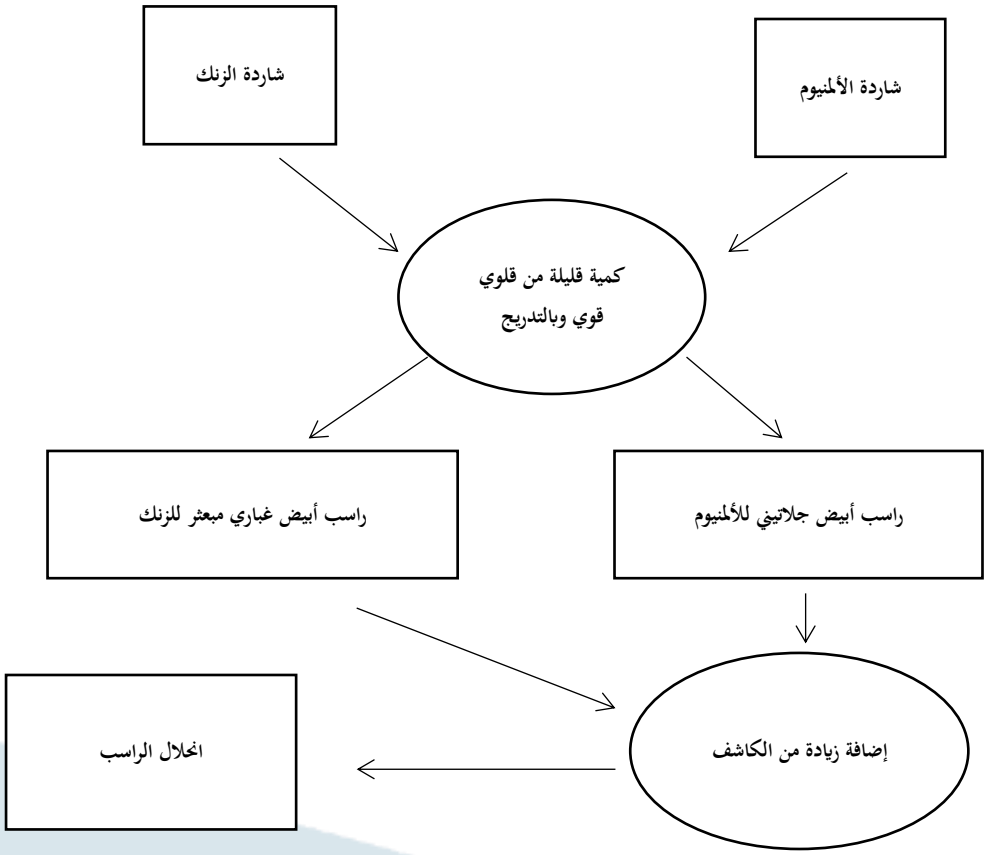
الغاية من الجلسة: الدراسة التحليلية الكيفية لكاتيونات المجموعتين التحليليتين الرابعة والخامسة

مقدمة: الأدوات اللازمة: أنابيب اختبار زجاجية (test tubes)، قطارات بلاستيكية.

المواد اللازمة: محاليل بتركيز 0.1N لكل من (هيدروكسيد الصوديوم، كلوريد المنغنيز، كلوريد الزنك أو سلفات الزنك، كلوريد الألمنيوم، كلوريد الكروم الثلاثي، كلوريد الحديد، كبريتات الحديدي، كبريتيد الصوديوم)، ماء أوكسجيني بتركيز 20%.

أولاً: تفاعلات الكشف عن كاتيوني الألمنيوم والزنك:

1. **باستخدام قلوي قوي:**



العمل المخبري:

4. خذ أنبوبي اختبار نظيفين ومغسولين جيداً بالماء العادي ثم المقطر وضع في الأول 0.5ml من محلول يحوي أيون الالمنيوم وفي الثاني 0.5ml من محلول يحوي أيون الزنك.
5. أضف إلى محتويات الأنبوبين السابقين محلول هيدروكسيد الصوديوم بالتدريج نقطة نقطة حتى ظهور التغير اللوني والرواسب البيضاء.
6. تابع إضافة محلول هيدروكسيد الصوديوم بعد ترك الرواسب فترة قصيرة من الزمن حتى ترقد وتستقر ولاحظ النتيجة.

*** شكل الراسب الأبيض:

2. **الكشف عن كاتيون الزنك من خلال التفاعل مع قلوي ضعيف:**

الكاشف	المشاهدة	المعادلة	تأثير الأسس
هيدروكسيد الأمونيوم (كمية قليلة)	راسب أبيض اللون		يذوب الراسب في فائض من القلوي الضعيف

3. **الكشف عن كاتيون الألمنيوم باستخدام قلوي ضعيف:**

الكاشف	المشاهدة	المعادلة	تأثير الأسس
هيدروكسيد الأمونيوم (كمية قليلة)	راسب أبيض اللون		لا يذوب الراسب في فائض من القلوي الضعيف

ثانياً: الكشف عن كاتيون الكروم باستخدام الماء الأوكسجيني في وسط قلوي قوي:

تذكر مفهوم درجات الأكسدة

** يترسب الكروم الثلاثي باستخدام قلوي قوي بكمية قليلة لإعطاء راسب أخضر مزرق، وبإضافة فائض من القلوي القوي ينحل الراسب لإعطاء محلول أخضر الكروميت، ومن ثم يظهر محلول أصفر الكرومات بإضافة الماء الأوكسجيني والمزيد من القلوي القوي.

*** طبّق الخطوات السابقة باستخدام أنبوب اختبار نظيف مغسول جيّداً بالماء العادي ثمّ المقطر.

**** لاحظ النتائج.

***** سجّلها في الجدول التالي مع المعادلات الشاردية الموافق:

اسم الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة	المعادلة
قلوي قوي	كمية		
قلوي قوي	كمية		
ماء أوكسجيني			

ثالثاً: الكشف عن كاتيون المنغنيز:

يستخدم أنيون الكبريتيد للكشف عن المنغنيز في محاليله المائية، حيث يشكل هذا الأنيون مع الشاردة المدروسة راسباً بلون وردي مميز ورائحة كريهة جداً تشبه رائحة البيض الفاسد، إذ تأتي هذه الرائحة من الكبريتيد المستخدم في عملية الكشف.

العمل المخبري:

1. خذ أنبوب اختبار نظيف ومغسول جيداً بالماء العادي ثم المقطر وضع فيه 0.5ml من محلول يحوي أيون المنغنيز.
2. أضف إلى محتويات الأنبوب السابق 0.5ml من محلول كبريتيد الصوديوم.
3. لاحظ تشكل الراسب ونظّم نتائجك في الجدول التالي:

اسم الكاشف	المشاهدة	المعادلة

رابعاً: الكشف عن كاتيون البزموت:

اسم الكاشف	المشاهدة	المعادلة
يوديد البوتاسيوم	راسب أسود	
كمية فائضة من يوديد البوتاسيوم	محلول برتقالي اللون	

خامساً: الكشف عن كاتيون الأنتموان:

اسم الكاشف	المشاهدة	تأثير إضافة قلوي قوي
كبريتيد الهيدروجين	راسب برتقالي اللون	يذوب الراسب في القلوي القوي ويظهر لون شفاف

سادساً: الكشف عن كاتيون الحديد الثنائي (الحديدي):

اسم الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة
كاشف تشوغايف	وسط أمونيومي	معقد بلون أحمر ذواب في الماء

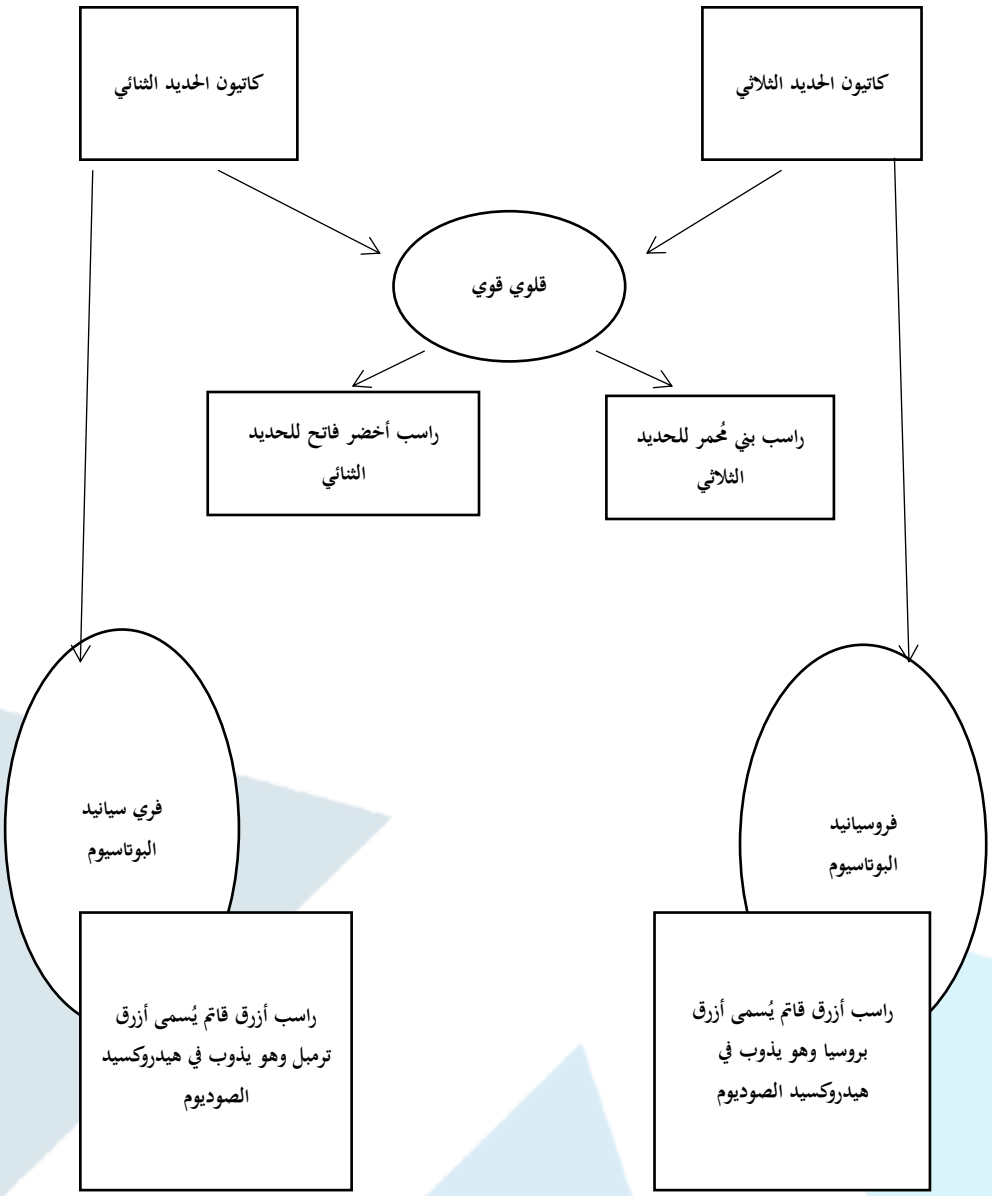
سابعاً: الكشف عن كاتيون الحديد الثلاثي:

اسم الكاشف	المشاهدة	المعادلة
ثيو سيانات الأمونيوم	معقد أحمر دموي	

ملاحظـات:

1. يستخدم حمض الطرطير عند تفاعل كاشف تشوغايف مع الحديد الثنائي للتخلص من التأثير المعيق لكاتيون الحديد في الوسط النشادري والمتمثل بترسيب هيدروكسيد الحديد الثلاثي بشكل راسب بني.
2. لا يذوب راسب هيدروكسيد الحديد الثلاثي في فائض من القلوي القوي لكنه يذوب في الحموض وكذلك هو الحال بالنسبة لراسب هيدروكسيد الحديدي.
3. يذوب راسب كبريتيد المنغنيز في الحموض لتتحرر شاردة المنغنيز من جديد.

** يوضّح الشكل التالي مخطط الكشف عن كل من كاتيوني الحديد الثنائي والثلاثي:



الجلسة (7): التحليل الكيفي لكاتيونات المجموعة السادسة واختبار اللهب للعناصر

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	36
مقدمة	36
الكشف عن كاتيون الكوبالت	36
الكشف عن كاتيون الكادميوم الثنائي	37
الكشف عن كاتيون الزئبق الثنائي	37
الكشف عن كاتيوني النحاس والنكيل	38
اختبارات اللهب	39

الغاية من الجلسة: الدراسة التحليلية الكيفية لكاتيونات المجموعة التحليلية السادسة، وإجراء اختبارات اللهب لعناصر باقي المجموعات.

مقدمة: الأدوات والأجهزة اللازمة: أنابيب اختبار زجاجية (test tubes)، قطارات بلاستيكية، مصباح بنسن.

المواد اللازمة: محاليل بتركيز 0.1N لكل من شاردتي النيكل والنحاس، محلول هيدروكسيد الأمونيوم بتركيز 1N، أملاح صوديوم، كالسيوم، باريوم، بوتاسيوم، ليثيوم.

أولاً: تفاعلات الكشف عن كاتيون الكوبالت:

اسم الكاشف	شرط التفاعل	المشاهدة
الصلب SCN^-	ـــــ	معقّد أزرق اللون
نتريت البوتاسيوم	وسط مُحمّض بحمض الخل PH=4-5	راسب أصفر اللون

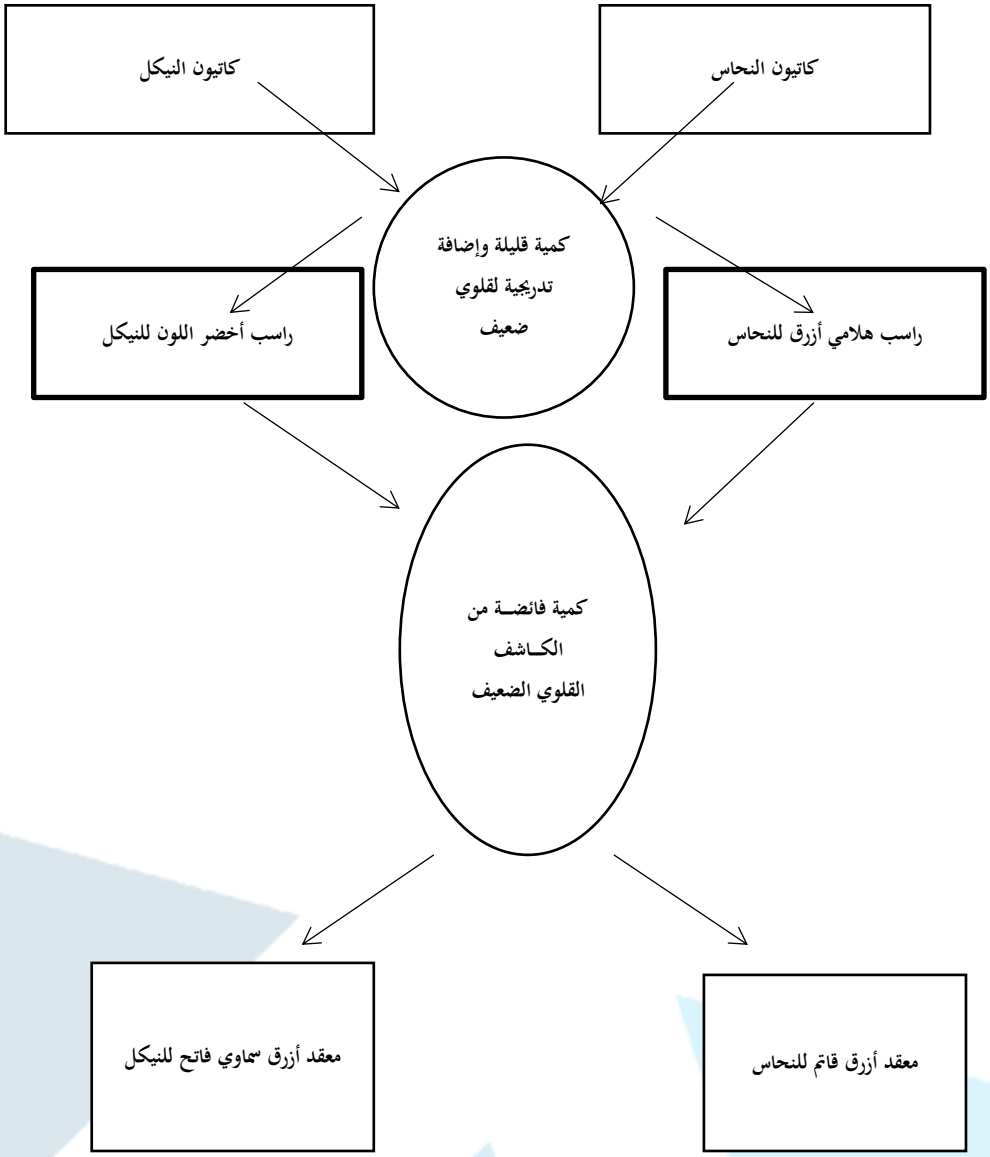
ثانياً: تفاعلات الكشف عن كاتيون الكادميوم الثنائي:

اسم الكاشف	المشاهدة	المعادلة	تأثير الحموض	تأثير الأسس
أنيون الكبريتيد	راسب أصفر اللون		يذوب الراسب في حمضي كلور الماء والآزوت المركزين	لا يذوب الراسب في القلويات الضعيفة

ثالثاً: تفاعلات الكشف عن كاتيون الزئبق الثنائي:

اسم الكاشف	المشاهدة	تأثير الزيادة من الكاشف	المعادلة
أنيون الكبريتيد	راسب أسود اللون يذوب في الماء الملكي	ـــــــ	
أنيون اليوديد	راسب برتقالي اللون	يذوب في الفائض	

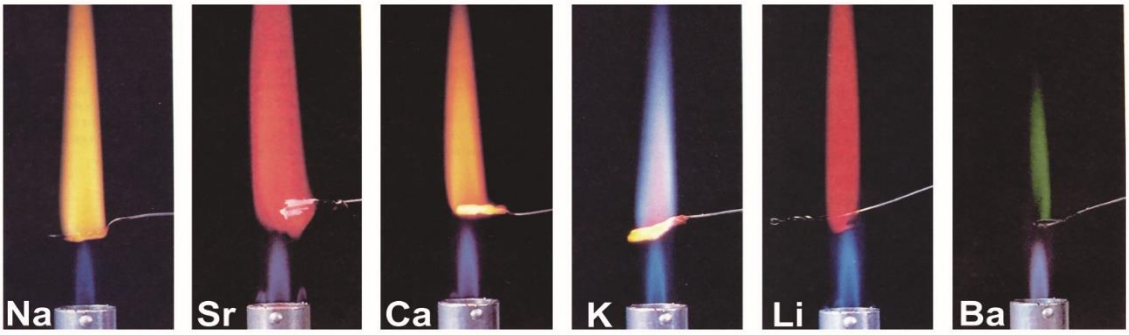
رابعاً: الكشف عن كاتيوني النحاس والنيكل:



ملاحظات:

1. يمكن الكشف عن كاتيون النيكل باستخدام كاشف تشوغايف في وسط نشادري لإعطاء لون أحمر وردي.
2. الماء الملكي هو عبارة عن مزيج من حجم واحد من حمض الآزوت المركز وثلاثة حجوم من حمض كلور الماء المركز، ومن صفاته أنه مؤكسد قوي يذيب كل من الذهب والبلاتين.

اختبارات اللهب



- يمكن تفسير آلية اختبار اللهب بأن الالكترونات في الأيون المعدني تكتسب طاقة تمكنها من الوصول إلى سوية طاقية أعلى، وبالتالي فهي تصبح في وضع طاقي غير ثابت وغير مستقر، لذلك فإنها تميل إلى العودة إلى مكانها السابق مُصدرةً طاقة ضوئية لونية (حيث أن الطاقة لا تُفنى ولا تُخلق من العدم بل تتحول من شكل إلى آخر دون زيادة أو نقصان بحسب مبدأ المصونية).
- تختلف التحولات السابقة من أيون معدني إلى آخر لذلك يختلف الضوء الصادر عن كل أيون.

اسم الكاتيون	لون اللهب الموافق
الليثيوم	أحمر قرمزي
الصوديوم	أصفر مميز
البوتاسيوم	بنفسجي
الكالسيوم	أحمر آجري
الباريوم	أخضر تفاحي

** يكشف اللهب فقط الجزء المعدني من الملح؟؟؟

** يمكن أن يكون اختبار اللهب رطباً تستخدم فيه محاليل الكاتيونات، أو جافاً تستخدم فيه الأملاح الصلبة، وهو يعطي نتيجة إيجابية في كِلا الحالتين.

** عند إجراء اختبار اللهب يجب الانتباه إلى أن شعلة مصباح البنسن يجب أن تكون زرقاء شفافة لكي يكون اللون واضحاً بشكل جيد.

الجلسة (8): التحليل الكيفي لمزيج من الأيونات بهدف فصلها عن بعضها، ودراسة مجموعات الكاتيونات بحسب الكاشف المشترك لعناصر كل مجموعة

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	40
مقدمة	40
المزيج الأول (الزنك والألمنيوم)	41
المزيج الثاني (الفضة والرصاص والزئبقي)	42

الغاية من الجلسة: التحليل الكيفي لمزيج من الأيونات بهدف فصلها عن بعضها، ودراسة مجموعات الكاتيونات بحسب الكاشف المشترك لعناصر كل مجموعة.

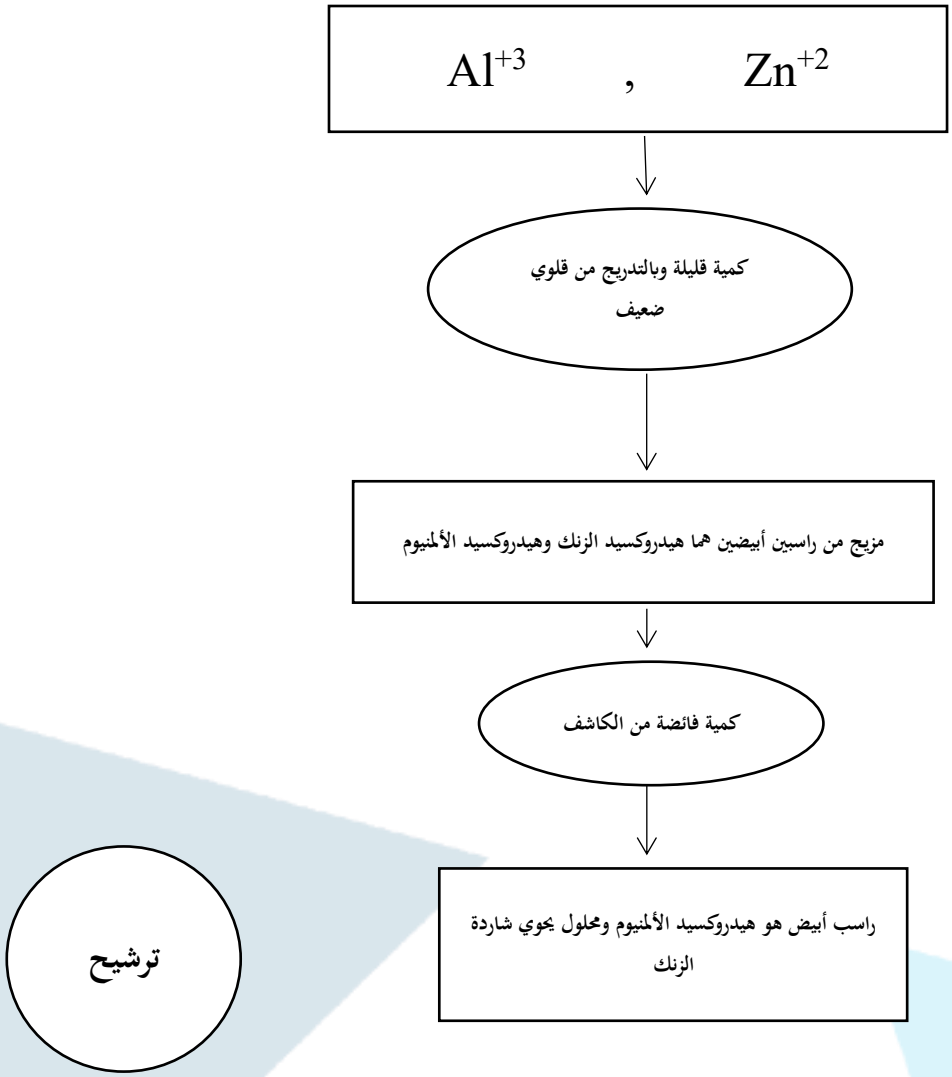
مقدمة:

*** بالاعتماد على الخواص التحليلية المدروسة مسبقاً (الترسيب والذوبانية) سيتم في هذه التجربة دراسة إمكانية فصل مجموعة مختلفة من المزائج.

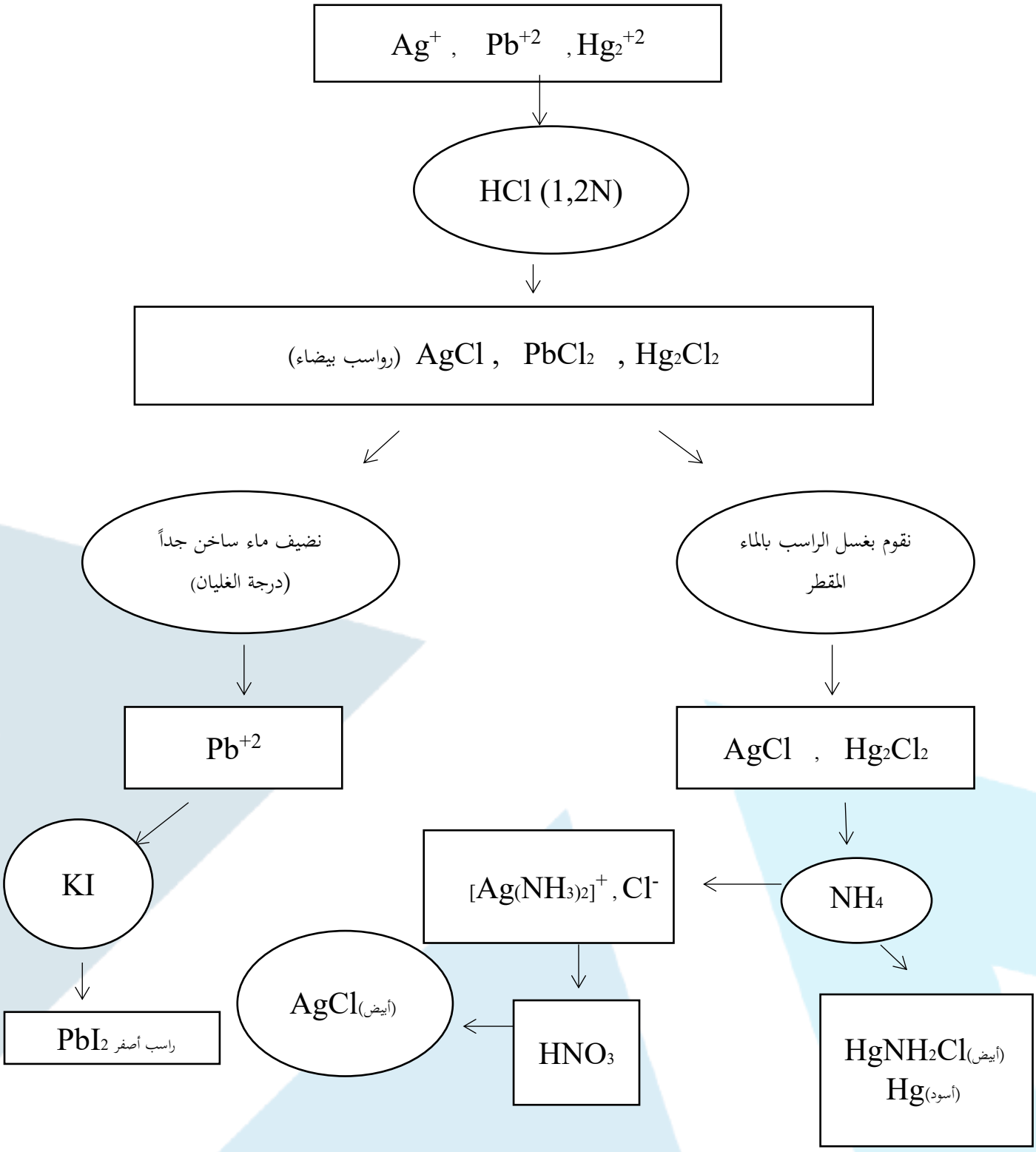
الأدوات اللازمة: أنابيب اختبارات، قطارات بلاستيكية، أقماع ترشيح، أرلنماير.

*** بالاعتماد على الخواص التحليلية المدروسة مسبقاً (الترسيب والذوبانية) سيتم في هذه التجربة دراسة إمكانية فصل مجموعة مختلفة من المزائج.

المزيج الأول: (مزيج من أيوني الزنك، الألمنيوم):



المزيج الثاني: (مزيج من شوارد الفضة والرصاص والزئبقي):



الجلسة (9): التحليل الكمي الحجمي (المعايرة)

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	43
مقدمة	43
شروط نجاح المعايرة	35
تحضير المحاليل	36
الجزء العملي	45
معايرة حمض الأسكوربيك	46

الغاية من الجلسة: دراسة مفهوم التحليل الكمي الحجمي وتطبيقه في معايرة أساس قوي مجهول التركيز بحمض قوي قياسي.

الأدوات اللازمة: سحاحة، أرلنماير، ماصة، بيشر.

المواد اللازمة: محلول قياسي لحمض كلور الماء، هيدروكسيد الصوديوم مجهول التركيز، مشعر فينول فتالئين.

مقدمة :

تعريف المعايرة titrimetric analysis : تحليل كيميائي كمي يعتمد في تنفيذه على تحديد حجم محدد من محلول معلوم التركيز بدقة يلزم للتفاعل كمياً مع حجم محدد من محلول مدروس، حيث يطلق على عملية إضافة المحلول العياري إلى المحلول المدروس حتى الوصول بالتفاعل إلى نقطة النهاية اسم عملية المعايرة..

التركيز الجزيئي الحجمي (المولارية): هو عدد الجزيئات الغرامية من المادة المنحلة في ليتر واحد من المحلول.

قانون حساب المولارية : $M = \frac{N}{n}$ **واحدتها mol/l**

التركيز النظامي (النظامية): عدد المكافئات الغرامية أو الأوزان المكافئة الموجودة في ليتر واحد من المحلول.

قانون المعايرة وحساب النظامية : (حمض) N.V = N.V (أساس) واحدتها eq/l

التركيز بواحدة غرام / الليتر: وزن المادة مقدراً بالغرام والمذاب في ليتر واحد من المحلول.

$$C_{gr/l} = \mathbf{M} * \text{الوزن الجزيئي}$$

شروط نجاح المعايرة:

1. أن يكون تفاعل المعايرة (بين الكاشف والمحلول المدروس) تاماً، أي غير عكوس.
2. أن يكون التفاعل سريعاً بحيث لا تتطلب المعايرة وقتا طويلا.
3. أن تحدد نهاية التفاعل بسهولة تامة.
4. عدم حدوث نواتج ثانوية تعيق حساب كمية المادة المراد معايرتها في المحلول.

تحضير المحاليل

تحضير محلول انطلاقا من مادة صلبة غير ثابتة:

مثال: تحضير 500ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 0.1mol/l:

الوزن اللازم أخذه من المادة الصلبة لتحضير 1L محلول= المولارية * الوزن الجزيئي

أو الوزن اللازم لتحضير 1 ليتر = النظامية * الوزن المكافئ

$$\text{الوزن المكافئ} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد المتبادلات}}$$

أي: الوزن اللازم أخذه= 0.1*40= 4gr

كل 1000ml محلول بتركيز 0.1mol/l يحتاج 4gr NaOH صلب

كل 500ml محلول بتركيز 0.1mol/l يحتاج X gr NaOH صلب

هذا يؤدي X=2 gr

نأخذ 2gr من هيدروكسيد الصوديوم الصلب ونضعها في بيشر ونضيف اليها قليلا من الماء ونحرك حتى تمام الانحلال ثم ننقل محتويات البيشر بالكامل إلى بالون معايرة سعة 500ml ونكمل بالماء المقطر حتى إشارة السعة.

ثم نعاير بحمض كلور الماء معلوم التركيز بدقة وذلك لأن هيدروكسيد الصوديوم مادة صلبة تتأثر بالحرارة والرطوبة ومن الصعب أخذ وزن ثابت منها بدقة.

تحضير محلول قياسي لحمض كلور الماء:

يحضر هذا المحلول من حمض كلور الماء التجاري الذي يتراوح تركيزه بين 37% – 34% وزنا، ولمعرفة حجم حمض كلور الماء التجاري اللازم لتحضير 100 ml من محلول لهذا الحمض بتركيز 0.1 N تجرى الحسابات التالية باعتماد على العلاقة الأساسية لتعريف النظامية:

$$N = \frac{m_{HCl}}{M_{HCl}} \cdot e$$

حيث N – نظامية حمض كلور الماء، m_{HCl} – وزن حمض كلور الماء اللازم لتحضير ليتر من المحلول (مقدرا بالغرام) ، M_{HCl} – الوزن الجزيئي لحمض كلور الماء؛ e – تكافؤ حمض كلور الماء($e = 1$ لأنه أحادي الوظيفة الحمضية).

إذن يكون وزن حمض كلور الماء النقي اللازم أخذه لتحضير ليتر من المحلول ذي التركيز 0.1 N هو 3.54 g، فلتحضير 100 ml فقط من هذا المحلول يلزم 0.365 من HCl النقي، ولكن المحلول الموجود هو محلول تجاري نسبة الحمض النقي حوالي 35% وزنا فقط، فإذا كان كل 100gr من الحمض التجاري تحوي 35 gr من الحمض النقي فإن 0.365 g من الحمض النقي ستكون موجودة في 1.043 gr من الحمض التجاري، فإذا علمنا أن كثافة هذا الأخير $d = 1.18$ gr / ml (الوزن الحجمي) فإن الوزن 1.043gr من الحمض التجاري تعادل حجما مقداره 0.884 ml لأن $d = m / V$ وزن واحدة الحجوم من المحلول.

خطوات العمل:

- خذ 0.884 ml من حمض كلور الماء التجاري وضعه في بالون معايرة سعته 100 ml والحاوي مسبقا على حوالي 50 ml من الماء المقطر.
- حرك المحلول ثم أضف الماء بواسطة زجاجة غسل حتى خط العيار الموجود على عنق البالون.
- عاير المحلول الناتج بواسطة ماءات الصوديوم المعروف العيار بدقة وذلك حسب الخطوات التالية:

1. خذ 10 ml من محلول HCl المراد معايرته وضعه في أرلنماير سعة 100 ml وأضف إليه قطرتين من مشعر الفينول فتالئين، لاحظ لون الناتج.
2. أضف قطرة قطرة من ماءات الصوديوم من السحاحة مع التحريك المستمر حتى انقلاب اللون.
3. سجل حجم ماءات الصوديوم اللازمة لمعايرة 10 ml من HCl .
4. احسب نظامية حمض كلور الماء من العلاقة:

$$V_b \cdot N_b = V_a \cdot N_a$$

العمل المخبري:

1. ضع في أرلنماير نظيف 10ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم وأضف إليه قطرتين من مشعر فينول فتالئين ثم لاحظ اللون.

2. املأ السحاحة بحمض كلور الماء بعد غسلها جيداً بالماء ثم بالمحلول نفسه.
3. ابدأ بإضافة حمض كلور الماء تدريجياً قطرة قطرة مع التحريك المستمر إلى محلول الأساس حتى انقلاب اللون. $NaOH+HCl \rightarrow NaCl + H2O$
4. سجل حجم حمض كلور الماء المستهلك بدقة.
5. احسب نظامية هيدروكسيد الصوديوم المدروسة من قانون المعايرة:

(أساس) N.V=N.V (حمض)

ملاحظات عن المعايرة:

1. يجب الانتباه إلى نظافة الأدوات و وضع الكاشف في السحاحة والمحلول المجهول في الأرلنماير.
2. كمية المشعر المضافة لا تؤثر أبداً على كمية الكاشف المستهلك من السحاحة لكن كمية المشعر تؤثر فقط على درجة اللون ولا داعي لإضافة كمية زائدة منه تجنباً لهدر المواد.
3. يجب الانتباه إلى ضرورة تحديد نقطة نهاية المعايرة بدقة و إغلاق صنبور السحاحة عند ظهور أول تغير لوني وثباته.

معايرة حمض الأسكوربيك (فيتامين C) :

الهدف من التجربة: معايرة حمض عضوي ضعيف مجهول التركيز بأساس قوي.

الأدوات اللازمة: سحاحة، أرلنماير، ماصة.

المواد اللازمة: محلول قياسي لماءات الصوديوم، محلول حمض الأسكوربيك مجهول التركيز، مشعر فينول فتالئين.

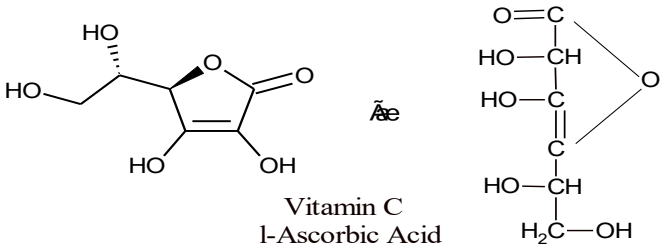
العمل المخبري:

1. ضع في أرلنماير نظيف 10ml من محلول حمض الأسكوربيك وأضف إليه قطرتين من مشعر فينول فتالئين ثم لاحظ اللون.
2. املأ السحاحة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم بعد غسلها جيداً بالماء ثم بالمحلول نفسه.
3. ابدأ بإضافة الأساس تدريجياً قطرة قطرة مع التحريك المستمر إلى محلول الحمض حتى انقلاب اللون.
4. سجل حجم هيدروكسيد الصوديوم المستهلك بدقة.
5. احسب نظامية فيتامين C المدروس من قانون المعايرة:

(أساس) N.V=N.V (حمض)

ثم احسب مولاريته مع الانتباه إلى عدد متبادلات الحمض.

صيغة فيتامين C :



$$C_6H_8O_6 + NaOH \rightarrow C_6H_7O_6Na$$

كمية حمض الأسكروبيك في الحبة الدوائية (بالغرام) ولتكن m_C تساوي:

$$m_C = \frac{N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{1000} \cdot M_C$$

M_C – الوزن الجزيئي لحمض الأسكروبيك ويساوي 176.

ملاحظة: كما هو معلوم أن:

كمية مادة مقدرة بالغرام = عدد مولاتها مضروبة بوزنها الجزيئي

ومن ثم تحسب النسبة المئوية لفيتامين C في الحبة حسب التالي:

إن الوزن x g من الحبة الدوائية يحوي m_C g من فيتامين C وبالتالي:

100 g من الحبة الدوائية تحوي $\frac{m_C(\text{g}) \times 100}{x(\text{g})}\%$ من فيتامين C

الجلسة (10): التحليل الكمي الوزني

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	48
مقدمة	38
تعريف ماء الرطوبة	48
الجزء العملي	50
الأجهزة اللازمة	50

الغاية من الجلسة: دراسة مفهوم التحليل الكمي الوزني وتطبيقه في تحديد ماء الرطوبة لعينات من الحليب الجاف.

مقدمة:

تعد هذه التجربة من أهم التحاليل المخبرية التي تجرى للعينات الغذائية قبل نشرها في الأسواق.

تعريف ماء الرطوبة: هو الماء الممتز على سطح مادة ما (روابط فيزيائية ضعيفة).

- يتم التخلص منه عند درجة حرارة 100_110 مئوية.
- يمكن تحديده في جميع المواد الكيميائية والغذائية.
- أثناء تحديد ماء الرطوبة، يجب الحذر من رفع درجة الحرارة كثيراً مع المركبات القابلة للتفكك بتأثير درجة الحرارة المرتفعة.

الأدوات اللازمة: جفنات بورسلان، ملاقط خشبية.

الأجهزة اللازمة:

- **فرن oven:**

- **مجفّف Desiccator:**

وهو عبارة عن وعاء زجاجي ذو جدار سميك، يتكون من حجرتين يفصلهما لوح مثقب من الخزف، حيث توضع المادة المراد تجفيفها في الحجرة العلوية أما في الحجرة السفلية فإنه يتم وضع مادة التجفيف التي تكون شرهة للماء والرطوبة مثل كلوريد الكالسيوم أو سيليكا جل أو حمض الكبريت المركز، وللمجفف غطاء محكم مصنفر توضع عليه طبقة من الفازلين لتكون غير نفاذة للهواء. المجففات نوعان نوع عادي و النوع الآخر مخلخل للهواء (تخلية هواء). و تستخدم المجففات لتجفيف المواد بما تحتويه من رطوبة و كذلك تستخدم لتبريد المواد أو الأدوات الزجاجية النظيفة أو المحتوية على مواد كيميائية ساخنة و ذلك بمعزل عن الهواء حتى يمكن وزنها عند درجة حرارة الغرفة .

- **ميزان Balance:**

المواد اللازمة: عينات من الحليب البودرة، حمض كبريت مركز.

العمل المخبري:

- توضع جفنة خزفية نظيفة في فرن كهربائي (مدة ساعة) عند الدرجة105_110 مئوية.
- تبرَّد إلى درجة حرارة الغرفة باستخدام مجفف.
- تكرر العملية حتى ثبات الوزن فيكون w_1 وزن الجفنة فارغة.
- يوضع في الجفنة كمية لا على التعيين من الاسمنت وتوزن فيكون w_2 وزن الجفنة مع محتوياتها قبل التسخين.
- توضع الجفنة مع محتوياتها في فرن كهربائي لمدة ساعة عند الدرجة 110_ 105 مئوية.
- تبرد الجفنة مع محتوياتها في مجفف إلى درجة حرارة الغرفة.
- توزن مع محتوياتها فيكون W_3 وزن الجفنة مع محتوياتها بعد التسخين.
- يحسب وزن ماء الرطوبة عن طريق حساب الفرق بين وزن الجفنة مع محتوياتها قبل وبعد التسخين.

$$X\ (gr) = w_2 - w_3$$

** **سجّل نتائجك في الجدول التالي:**

وزن الجفنة فارغة	
وزن الجفنة مع محتوياتها قبل التسخين	
وزن الجفنة مع محتوياتها بعد التسخين	
وزن ماء الرطوبة	
النسبة المئوية لماء الرطوبة في 1gr عينة	

الجلسة (11): الكيمياء الحرارية (حرارة التعديل)

جدول المحتويات

Contents

العنوان	رقم الصفحة
الغاية من الجلسة	51
مقدمة	51
العمل المخبري	51
تحديد السعة الحرارية لمسعر وحرارة التعديل لحمض قوي مع أساس قوي	52

الغاية من الجلسة: تحديد حرارة التعديل بين محلول مائي لحمض كلور الماء HCl ومحلول مائي لهيدروكسيد الصوديوم NaOH.

الأدوات اللازمة: اسطوانة مدرجة سعة 100ml، ميزان حرارة دقيق، ميزان الكتروني.

المواد اللازمة: محلول حمض كلور الماء HCl 2N، محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH 2N.

مقدمة:

تعرف **التفاعلات الكيميائية** بأنها عبارة عن عمليات يتم فيها كسر روابط وتشكل روابط جديدة، فهي بالمحصلة تترافق إما بامتصاص أو بانتشار كمية من الحرارة، حيث تعتبر تفاعلات المحاليل المائية للحموض مع المحاليل المائية للأسس من التفاعلات التي تترافق بانتشار حرارة.

تسمى الحرارة التي ترافق هذه التفاعلات **بحرارة التعديل**، وتعرف بأنها الحرارة المنتشرة عند تعديل مول واحد من حمض بواسطة مول واحد من أساس عندما يكون كل من محلولي الحمض والأساس ممداً.

أما **حرارة انحلال** فتعرف بأنها كمية الحرارة المنتشرة أو الممتصة عند ذوبان مول واحد من المادة المذابة مع n مول من المادة المذيبة.

العمل المخبري:

- خذ في اسطوانة مدرجة 30ml من حمض كلور الماء (2N) وقس درجة حرارة المحلول وسجلها، ولتكن t_1 .
- خذ في اسطوانة مدرجة ثانية 30ml من ماءات الصوديوم وقس درجة حرارة المحلول وسجلها، ولتكن t_1 .
- خذ كأسا بلاستيكيا ضعه في الميزان، سجل وزنه m_1 أو أهمل وزنه وهو فوق الميزان (باستخدام زر صفر الميزان).

- صب الحمض في الكأس البلاستيكي (المعروف أو المهمل الوزن) وهو مازال فوق كفة الميزان وسجل وزن الحمض مباشرة إذا كنت قد أهملت وزن الكأس، أو سجل وزن الحمض والكأس معا m_2، ومن ثم احسب وزن الحمض بطرح وزن الكأس من وزنهما معا: m HCl = $m_2 - m_1$ = وزن الحمض.
- اترك الكأس بما يحتويه من حمض فوق الميزان واستخدم صفر الميزان من جديد لإهمال وزن الكأس والحمض أو اترك الوزن الكلي m_2 مقروء فوق الميزان، ثم أضف الأساس فوق الحمض في الكأس البلاستيكي، حرك جيدا وسجل بدقة درجة حرارة المزيج t_2 وسجل الوزن الجديد m NaOH ، أي وزن ماءات الصوديوم مباشرة إذا كنت قد أهملت وزن الكأس مع الحمض بتصغير الميزان أو أن الوزن المقاس هو الوزن الكلي m_3 للكأس مع الحمض وماءات الصوديوم، وبذلك يحسب وزن ماءات الصوديوم بطرح m_2 :

$$m\ NaOH = m_3 - m_2$$

- كرر الخطوات السابقة نفسها بهدف تسجيل متوسط درجة حرارة كل من المحلولين قبل المزج t_1 ومتوسط درجة حرارة المزيج t_2 وكذلك متوسط وزن الحمض ومتوسط وزن الأساس.
- احسب مقدار التغير في درجة الحرارة: $\Delta t = t_2 - t_1$
- احسب كمية الحرارة المنتشرة عن تفاعل التعديل من العلاقة:

$$Q = (m_{NaOH} + m_{HCl}) \cdot \Delta t \cdot 4.18 \quad J/deg.g$$

**حيث أن الوزن النوعي لكل المحاليل يساوي 1.

**وأن السعة الحرارية للماء تساوي 4.18J / deg.g.

* احسب حرارة التعديل من أجل مكافئ واحد من الحمض معتبرا أن كل 30ml من محلول الحمض ذي التركيز (2N) تحتوي 0.06 مكافئ غرامي من الحمض (لأن تركيز الحمض 2 مكافئ غرامي في 1000 ml ففي 30ml يوجد 0,06 مكافئ غرامي):

$$Q' = \frac{Q}{0.06} \quad Jol$$

* لاحظ الفرق بين القيمة التجريبية التي حصلت عليها والقيمة النظرية لحرارة التعديل المرافقة لحمض قوي وأساس قوي والمعروفة بأنها 57.27 kJ.

طريقة ثانية: تحديد السعة الحرارية لمسعر وحرارة التعديل لحمض قوي مع أساس قوي

المقدمة النظرية:

*تترافق التفاعلات الكيميائية دائماً بتغيرات حرارية قد تكون انتشار أو امتصاص حرارة حيث ينتج ذلك عن كسر روابط وتكون روابط أخرى جديدة.

السعة الحرارية لمسعر: هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة المسعر نفسه درجة مئوية واحدة.

الجزء العملي: تحديد السعة الحرارية لمسعر.

الهدف من التجربة: تحديد السعة الحرارية لمسعر.

الأدوات اللازمة: مسعر ، أرلنماير، ميزان حرارة.

المواد اللازمة: ماء بارد ، ماء ساخن، حمض قوي ممدد، أساس قوي ممدد.

خطوات العمل:

1. نسخن 100 مل من الماء ونضعها في أرلنماير.
2. نأخذ 100 مل ماء بارد ونضعها في المسعر.
3. نقيس درجة حرارة كل من الماء البارد والماء الساخن بالتناوب كل نصف دقيقة بحيث نأخذ 5 قياسات لكل منهما.
4. نضيف الماء الساخن فوق البارد ونقيس درجة حرارة المزيج كل نصف دقيقة لمدة دقيقتين ونصف.
5. نرسم خطاً بيانياً يمثل تغيرات درجة الحرارة بتغير الزمن. ثم تحسب السعة الحرارية من القانون:

$$C = \frac{m\,(t_h - t_m)}{(t_m - t_c)} - m$$

حيث : m كتلة الماء المستخدم وهي تساوي حجمه لأننا استخدمنا ماء مقطر كثافته=1

t_h درجة حرارة الماء الساخن

t_c درجة حرارة الماء البارد

t_m درجة حرارة المزيج.

ملاحظة: بالنسبة لحرارة التعديل تعاد نفس الخطوات السابقة مع استبدال الماء البارد والساخن بمحلولين لحمض و أساس قويين.

معادلة التعديل: $H^+ + OH^- \leftrightarrow H2O$