

جامعة الشام الخاصة

Al-Sham Private University



مقرر: عملي الكيمياء العامة واللاعضوية

كلية: الصيدلة

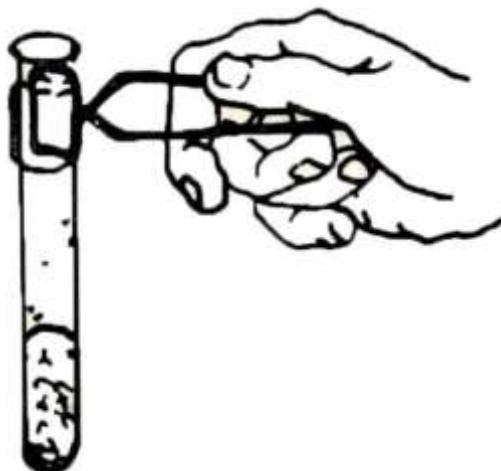
مدرس المقرر: أ. محمد عبد الحليم

الرمز: PHCC 121

الجلسة العملية الأولى

قواعد السلامة الكيميائية في المخابر

1. ارتداء الرداء المخبري الأبيض طيلة فترة العمل المخبري بشكل محكم لحماية الملابس من إصابتها بالمواد الكيميائية التي تؤدي إلى تلفها.
2. استخدام النظارات المخبرية لحماية العينين خلال التجارب المتوقعة أن تكون عنيفة وخاصة التي تحوي مواد مركزة كالحموضة والأسنس.
3. يتطلب العمل في مخابر الكيميات الحذر من استخدام منابع الطاقة الحرارية والكهربائية، والحذر عند استخدام منابع الغاز (مصابيح بنزن)، ويجب الانتباه إلى عدم تمرير اليد فوق مصباح مشتعل لتناول أي مادة كيميائية من على الرف. وينصح الطالبة بربط شعرها إلى الخلف ويفضل إخفاؤه تحت الملابس خوفاً من احتراقه.
4. يجب عدم التعرض للأبخرة الكيميائية الكثيفة وخاصة الضارة منها ولا يجوز استنشاقها. وفي حال شعور الطالب بالضيق الناتج عن استنشاق بعض الغازات يمكنه مغادرة المخبر لاستنشاق الهواء النظيف بعد أخذ إذن الأستاذ المشرف وخاصة عند وجود علة مرضية.
5. عند الإصابة بجرح ناتجة عن دخول قطع زجاجية في اليد أو في أي مكان مصاب يجب إزالة الشظايا من المكان المصاب وتعقيميه ووضع الضماد المناسب.
6. الحذر عند تسخين أنابيب الاختبار الحاوية على مواد كيميائية وخاصة المركزة منها من توجيهه تلك الأنابيب لوجه زملائه أو المشرف على العملي.



7. عدم تذوق المواد الكيميائية بأي حال من الأحوال.

قواعد العمل المخبري

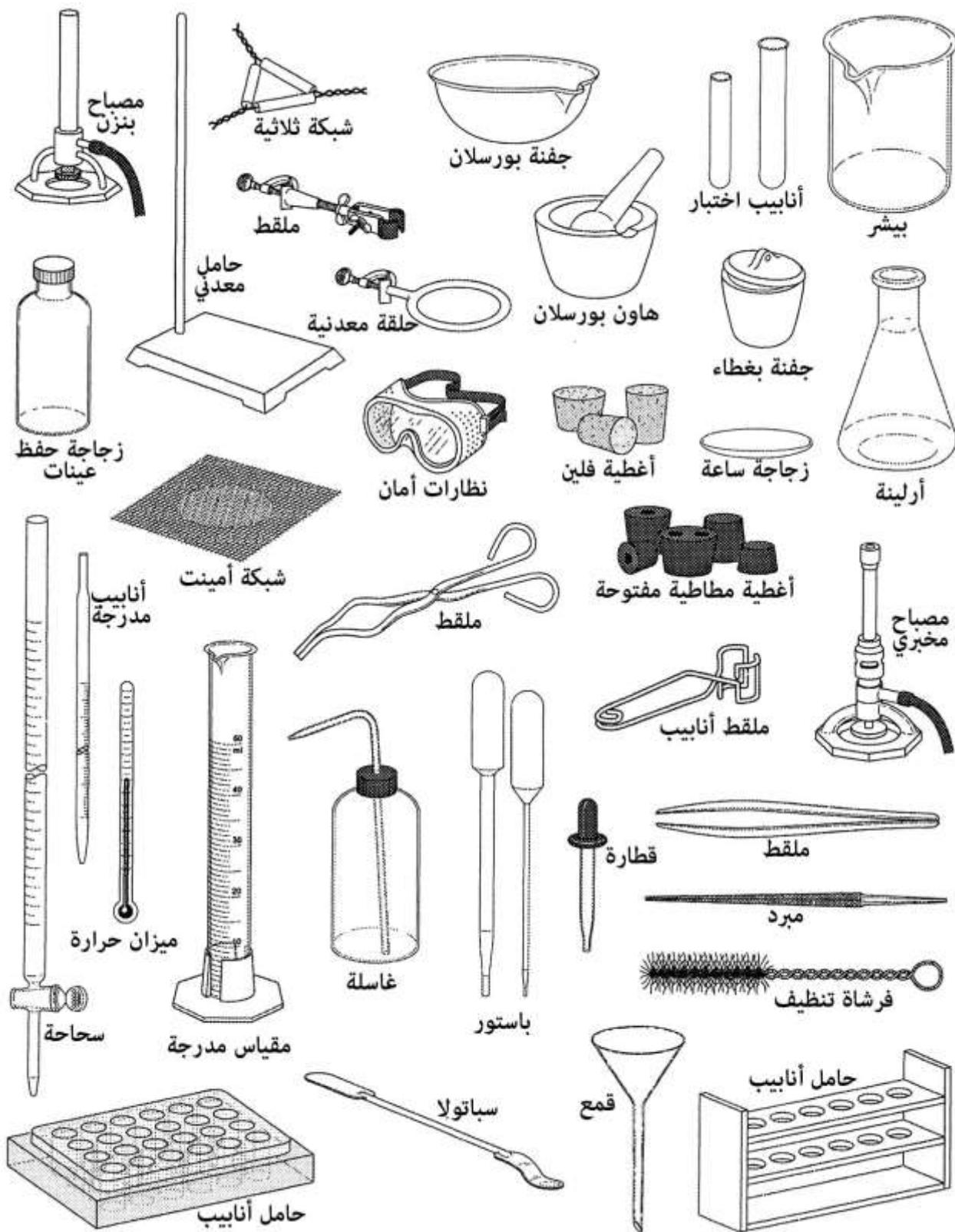
1. مراعاة قواعد السلامة والأمان السابقة.

2. إتباع تعليمات الأستاذ المشرف على الجلسة وتسجيل ملاحظاته العلمية والتوجيهات والاحتفاظ بها.
3. ترتيب الأفكار الرئيسية على دفتر خاص بالطالب للمراجعة السريعة للتجربة أثناء العمل المخبري وعند الامتحان.
4. ترتيب الأدوات المخبرية على طاولة العمل بشكل مناسب مراعياً القطع الزجاجية القيمة كموازين الحرارة والمقياس المدرجة والسحاحة الخ
5. ترتيب الكواشف الكيميائية في أماكنها المخصصة ويجب تناول كل كاشف بماصة خاصة به للحفظ على سلامه الكواشف.
6. عدم تناول المواد الكيميائية الصلبة باليد مباشرة وعدم ملامسة أي مادة كيميائية سائلة.
7. يجب استخدام السبابة فقط لإغلاق فوهة الأنابيب الزجاجية المخصصة لتناول كمية معينة من السوائل حموض أسس وإغلاقها بشكل محكم لعدم تساقط قطرات من المادة الكيميائية.
8. عدم استهلاك كمية كبيرة من المواد الكيميائية أثناء الكشف الكيفي لأنه تحليل تقريبي.
9. عند تمديد الحموض القوية بالماء يجب الانتباه إلى إضافة كمية الحمض المركز إلى الماء وليس العكس.



10. المحافظة على نظافة وترتيب طاولة العمل باستمرار والتي تعتبر من عوامل نجاح عمل الكيميائي الجيد، وعدم رمي النفايات الصلبة في أحواض المغاسل.

الأدوات المخبرية الالزمة:



بعض الأجهزة والأدوات الزجاجية الهامة المستخدمة في المخابر:

إن إجراء التجارب العملية يحتاج إلى أدوات وأجهزة معايرة وذلك لغرض تحضير المحاليل القياسية والكواشف وغيرها من المحاليل اللازمة لإجراء التجارب، بالإضافة إلى الاحتياج إلى بعض الأجهزة مثل الميزان وجهاز الماء المقطر ومقاييس PH والمجمفات، وأفرن التجفيف، أفران الترميد.

1. الأدوات الزجاجية: من أهم الأدوات الزجاجية المستخدمة في المخبر :

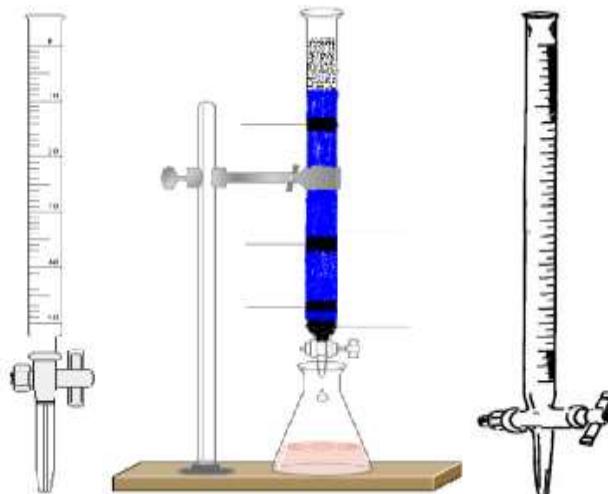
- **الدوارق العيارية (بالون معايرة):** هي أوعية زجاجية لها قعر مستوي وشكل كمترى تنتهي برقبة طويلة ضيقه، وجعلت الرقبة ضيقه بحيث تؤدي التغيرات الصغيرة في الحجم عند إضافة الماء ظهر ارتفاع كبير وملحوظ في سطح السائل، وتوجد العلامة حول عنق الدورق وهي عبارة عن خط محفور في العنق يدل على حجم الدورق.



- **المقايس المدرجة:** هي أوعية زجاجية أسطوانية الشكل مدرجة ومتوفرة بسعات مختلفة وتستعمل لنقل حجم معروف ومحدد من المحاليل ولكن هذه المقايس ليست عالية الدقة لذلك لا تستخدم في الأعمال التي تتطلب درجة عالية من الدقة أو حتى درجة متوسطة من الدقة إنما هي أدوات قياس حجم تقريبية.



- **السحاحات:** هي أنبوبة زجاجية طويلة قطرها ثابت ومدرجة وينتهي طرفها السلفي بصنبور، وأكثر السحاحات استخداماً هي ذات 25 مل، 50 مل، 100 مل، وتعد السحاحات هم الأدوات الزجاجية وأكثرها استعمالاً في التحليل الكمي الحجمي، فتعتبر السحاحة هي الاداة الاولى في التطبيقات العملية للمعايرات.



2. الموازين:

تعد الموازين من أهم الأجهزة المستخدمة في المخابر بصورة يومية لأن الميزان هو الخطوة الأولى لتحضير المحاليل القياسية للمواد الصلبة، وتنقسم الموازين إلى عدة أنواع، منها الموازين العادية والموازين الإلكترونية والموازين الكهربائية الحساسة التي تعطي دقة وزن عالية، ونظرًا لأهمية الميزان فيجب على الطالب أن يتدرّب تدريجيًّا على تشغيل الميزان لأن دقة الوزن وصحته تحدّد دقة المحضر لأنّه في تحضير المحاليل القياسية مطلوب الدقة العالية في ذلك .



- قواعد عامة لاستعمال الميزان:

1. يراعى أن يكون وضع الميزان في مكان ثابت بعيد عن التيارات الهوائية والحركة
2. لا توضع مواد ساخنة على الميزان
3. يجب إن توضع المواد الكيماوية في جفنة الوزن ولا توضع مباشرةً على الميزان
4. تجنب تأثير أوسكب المواد الكيماوية أثناء الوزن على الميزان
5. تشغيل الميزان يجب إن يتم بعناية ولطف وخطوة خطوة بدون حركة عنيفة أو فجائحة.

3. أجهزة التسخين:

- تنقسم إلى نوعين:

- أجهزة التسخين المباشر وهي موقد اللهب والموقد الكهربائية (السخانات الكهربائية).
- أجهزة التسخين غير المباشرة وتشمل الحمامات المائية والرمادية والحمامات الزيتية. موقد اللهب: تعتبر الموقد من أهم الأدوات التي تستخدم في المختبر من أهم أنواعها موقد بنزن وموقد ميكر، ويستخدم موقد بنزن كمصدر للهب مباشر في التجارب التي تحتاج إلى تسخين.



- السخانات الكهربائية:

تستخدم هذه السخانات لتسخين المواد التي لا يمكن تسخينها على اللهب مثل المواد القابلة للاشتعال كما تستخدم في التجارب التي تحتاج إلى تحكم في درجة الحرارة أي التي تحدد فيها درجة الحرارة اللازم للتسخين.

- أجهزة التسخين غير المباشرة:

تعتبر أجهزة التسخين غير المباشرة من الأجهزة التي لا يمكن الاستغناء عنها في المختبر، فالحمامات المائية والزيتية والرمادية تأخذ أشكال متعددة، وذلك حسب الغرض المعدة له.



4. أجهزة قياس pH :

مفهوم pH : يعبر عن نشاط وفعالية أيون الهيدروجين في المحاليل المائية ، أي إنه يعبر عن قوة تركيز أيون الهيدروجين أو ما يعرف بدرجة حموضة محلول يتراوح مدى pH للمحاليل من (1-14).

- محلول الحمضي من (1-7)

- المحلول الأساسي (7-14)
- . المحلول المتعادل pH=7



الجلسة العملية الثانية

تحضير المحاليل الكيميائية

للحصول على نتائج صحيحة ودقيقة في عمليات التحليل الكيميائي لا بد من استخدام محاليل عيارية أو قياسية.

وحدات التركيز:

11. جزء من مليون (mg/Kg - $\mu\text{g/g}$) p.p.m
12. نسبة مؤوية وزنية $w\%$ يرمز لها بـ P: هي عدد الغرامات من المادة المنحلة في 100 غ من محلول
13. نسبة مؤوية حجمية $w\%$: هي عدد الغرامات من المادة المنحلة في 100 مل من محلول
14. التركيز الجزيئي الحجمي (المولارية) أو المولية: هي عدد المولات من المادة المنحلة في ليتر من محلول

$$M = \frac{n}{v} \quad \frac{\text{عدد المولات من المادة المنحلة}}{\text{حجم محلول (ليتر)}} = \text{المولية}$$

n: عدد المولات

v: الحجم مقدراً باللتر

أو

$$M = \frac{C_w}{M_w}$$

C_w : تركيز وزني (g/l)

M_w : الوزن الجزيئي (g)

$$C_w = M \cdot M_w$$

$$\frac{\text{وزن المادة المنحلة في لتر من محلول}}{\text{الوزن الجزيئي للمادة المنحلة}} = \text{المولية}$$

النظامية: هي عدد المكافئات الغرامية من المادة المنحلة في لتر من محلول.

$$N = \frac{E}{V} \quad \frac{\text{عدد المكافئات الغرامية من المادة المنحلة}}{\text{حجم محلول مقدراً باللتر}} = \text{النظامية}$$

E: عدد المكافئات الغرامية

v: الحجم مقدراً باللتر

$$E = \frac{W}{E_w} \quad \frac{\text{وزن المادة المنحلة (g)}}{\text{الوزن المكافئ (g)}} = \frac{\text{عدد المكافئات الغرامية}}{\text{الوزن المكافئ (g)}}$$

E_w : الوزن المكافئ

وزن المادة: w

$$C_w = N \cdot E_w$$

وزن الحمض أو الأساس ($\text{غ}/\text{ل}$) = النطامية (نظامي) \times الوزن المكافئ (غ)

$$E_w = \frac{M_w}{n} \quad \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{المكافئ}} = \frac{\text{الوزن المكافئ}}{\text{المكافئ}}$$

وزن المكافئ: E_w

وزن المادة: w

المكافئ الغرامي لحمض

$= \frac{\text{الوزن الجزيئي للحمض}}{\text{عدد شوارد } H_3O^+ \text{ الذي يعطيه الحمض}}$

المكافئ الغرامي للأساس

$= \frac{\text{الوزن الجزيئي للأساس}}{\text{عدد شوارد } OH^- \text{ الذي يعطيها الأساس}}$

المكافئ الغرامي لملح

$= \frac{\text{الوزن الجزيئي للملح}}{\text{عدد شوارد المعدن} \times \text{تكافؤه}}$

المكافئ الغرامي لمادة مؤكسدة أو مرجعة

$= \frac{\text{الوزن الجزيئي للمادة}}{\text{تغير رقم الأكسدة}}$

العلاقة بين المولية والنطامية $N=nM$

تمارين

- ما هو الوزن المكافئ لكل من:



- كم تبلغ مولية كل من المحاليل التالية:

○ 1.5 مول $NaCl$ في 2 لتر من محلول.

○ 0.75 مول من H_2SO_4 في 1.5 لتر من محلول.

○ 2 غرام من $NaOH$ في 400 مل من محلول.

- ما هي نطامية ومولية محلول 16 غرام من $NaOH$ في 200 مل من محلول؟

- ما هي مولية محلول 0.1 نظامي؟ وما هو وزن الحمض في لتر من محلول؟

تحديد نطامية محلول بدالة وزن مادة

$$\frac{N \cdot V}{1000} = \frac{W}{E_w}$$

تمارين

- كم تبلغ نظرية ملح كربونات الصوديوم Na_2CO_3 الناتجة عن حل 2 غرام في 200 مل ماء نقي.
- ما هو وزن حماسات الصوديوم (اكزالات الصوديوم $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) اللازمة لتحضير 500 مل من محلول 0.5 نظامي.
- كم تبلغ نظرية محلول KMnO_4 الناتج عن إذابة 5.5 غرام منه في لتر من الماء.

تحديد مولية محلول بدلالة وزن مادة:

$$\frac{M \cdot V}{1000} = \frac{W}{M_w}$$

تمارين

- كم تبلغ مولية محلول KMnO_4 الناتج عن إذابة 5.5 غرام منه في لتر من الماء.
- ما هو وزن حماسات الصوديوم $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ اللازمة لتحضير 500 مل من محلول 0.15 مول.

التركيز الوزني بدلالة النسبة المئوية $W\%$ وزناً:

$$C_w = P \times d \times 1000$$

حيث: d : كثافة محلول (density)

P : النسبة المئوية الوزنية

علاقة النظرية والمولية بدلالة النسبة المئوية $W\%$ وزناً

$$N = \frac{p \times d}{E_w} \times 1000$$

$$M = \frac{p \times d}{M_w} \times 1000$$

- تطبيق 1:** كم تبلغ مولية ونظرية حمض كلور الماء التجاري 37% وزناً وكثافة 1.19 غ/سم.³.
2. كم تبلغ مولية ونظرية حمض الكبريت المركز تركيزه 98% وزناً وكثافة 1.8 غ/سم.³.

تحضير محلول مادة كيميائية بتركيز محدد:

$$M \cdot V = M'V'$$

(المحلول الممدد) (المحلول المركز)

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

(المحلول الممدد) (المحلول المركز)

ملاحظة: يمكن تحضير محلول ممدد من محلوله المركز بأخذ حجم مناسب وتمديده بالماء المقطر الى لتر من محلول وفق العلاقة:

$$V = \frac{N \times E_w}{p.d} \times 100$$

تطبيق 1: تحضير محلول 1 نظامي من حمض كلور الماء من محلول التجاري تركيزه 35% وزناً وكثافة 1.19 غ/سم³.

2. تحضير محلول 1 نظامي من حمض الكبريت المركز من محلول المركز تركيزه 98% وزناً وكثافة 1.8 غ/سم³.

التجربة 1: تحضير بعض المحاليل الكيميائية بتركيزات مختلفة

- الهدف من التجربة:

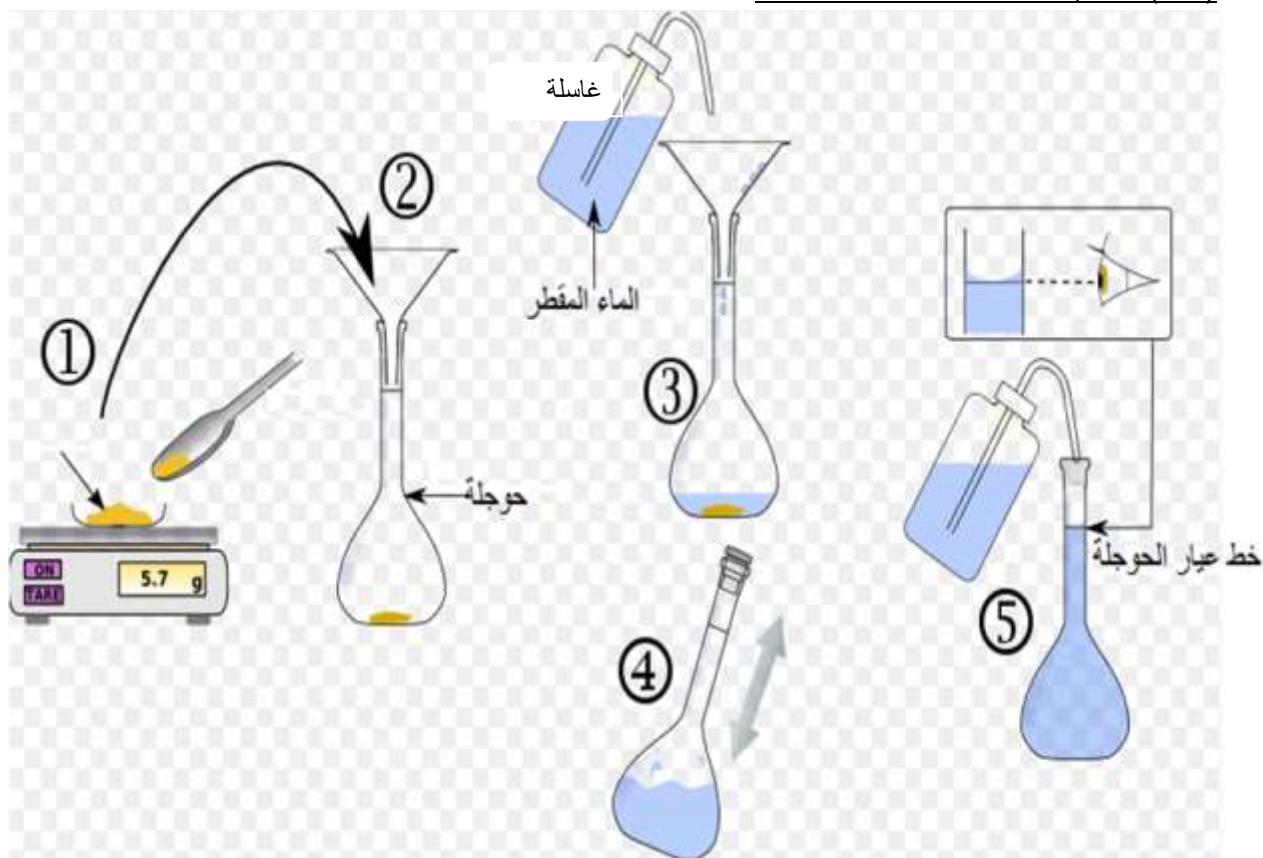
تحضير محاليل كيميائية لمواد صلبة وسائلة مختلفة التراكيز والحجم.

المواد المطلوبة	الأدوات المطلوبة
ملح كلور الصوديوم	كأس زجاجي (بيشر) سعة 150 مل عدد 2
ملح كربونات الصوديوم	مقاييس مدرج سعة 10 مل او 25 مل
هيدروكسيد الصوديوم الصلب	باللون معايرة سعة 100 مل
حمض كلور الماء التجاري	
حمض الكبريت المركز	

- القسم الأول من التجربة: تحضير محاليل كيميائية من مواد صلبة كالأملاح والقلويات:

قبل البدء بالتجربة سنورد مثال توضيحي على آلية تحضير محلول لكرومات البوتاسيوم بتركيز محدد

(0.1) مول/لتر بدءاً من ملحه الصلب.



طريقة العمل: المطلوب تحضير المحاليل التالية مع توضيح لقيم الأوزان المضافة من المواد المراد تحضيرها.

1. تحضير محلول كلور الصوديوم (ملح الطعام) بتركيز 0.9% وزناً وبحجم 100 مل:

يحضر هذا محلول بوزن مقدار 0.9 غرام NaCl بدقة في الميزان (يجب التدريب على استخدام الميزان المتوفر في المخبر بشكل جيد لأخذ الوزن بشكل دقيق)، يضاف هذا الوزن إلى كمية ضئيلة من الماء في بالون المعايرة سعة 100 مل، يحرك المزيج حتى تمام الانحلال ثم يتم الحجم إلى تدريجة البالون ليصبح بحجم 100 مل بدقة ثم يحرك المزيج ضمن البالون رأساً على عقب فتحصل على محلول بالتركيز المطلوب. (بما أن قيمة كثافة الماء هي 1 أمكننا ذلك استبدال وزن الماء بحجمه).

2. تحضير محلول مدد من محلول سابق بمقدار 10 أضعاف: يحضر هذا محلول بأخذ حجم 10 مل من محلول السابق بمقاييس مدرج ويمدد بالماء إلى حجم 100 مل في بالون معايرة.

- كم هو تركيز ملح NaCl في محلول المدد.

- ما هو الوزن الواجب أخذة من ملح NaCl لتحضير محلول بتركيز 9 غرام/لتر، هل يختلف عن تركيز محلول الأصلي الذي حضرته؟

- ما هو الوزن الواجب أخذة من ملح NaCl لتحضير محلول بتركيز 4.5 غرام/500 مل، هل يختلف عن تركيز محلول الأصلي الذي حضرته.

3. تحضير محلول 0.1 نظامي كربونات الصوديوم (المحلول القياسي) بحجم 100 مل: يحضر هذا محلول بإضافة 0.53 غ ملح كربونات الصوديوم (استنتج القيمة الحسابية اعتماداً على العلاقات السابقة) إلى كمية ضئيلة من الماء في بالون المعايرة سعة 100 مل، يحرك المزيج حتى تمام الانحلال ثم يتم الحجم إلى تدريجة البالون ليصبح بحجم 100 مل بدقة ثم يحرك المزيج ضمن البالون رأساً على عقب فتحصل على محلول 0.1 نظامي.

4. تحضير محلول 0.1 نظامي NaOH بحجم 100 مل: يوزن بدقة 0.4 غ من حبات الصود الكاوي، تضاف إلى 100 مل في بالون المعايرة (استنتاج القيمة الحسابية اعتماداً على العلاقات السابقة) ويحرك المزيج حتى تمام الانحلال.

- **القسم الثاني من التجربة:** تحضير محلول كيميائي من المواد الكيميائية السائلة كالحموض والأسens المركزة.

مع الأخذ بعين الاعتبار قاعدة تمديد الحموض المركزة في الماء، حيث يضاف دوماً الحمض المركز بكميات قليلة إلى الماء وعلى دفعات مع التحريك المستمر وليس العكس.

1. تحضير محلول 1 مول/ل HCl بحجم 100 مل من محلول التجاري تركيزه 37% وزناً كثافته 1.18 غ/سم³:

يوضع في بالون معايرة سعته 100 مل كمية كبيرة من الماء تزيد عن نصف حجم البالون، ثم يؤخذ بمقاييس مدرج سعته 10 مل، حجم من حمض كلور الماء، حجم من حمض كلور الماء التجاري مقداره 8.4 مل (استنتاج القيمة الحسابية اعتماداً على العلاقات السابقة) يضاف على دفعات إلى الماء في بالون معايرة مع التحريك ويتم الحجم بالماء إلى 100 مل.

2. تحضير محلول 1 نظامي H_2SO_4 100 مل من محلول الأصلي تركيزه 98% وزناً كثافته 1.83 غ/ cm^3 :

يؤخذ في المقاييس المدرج حمض الكبريت المركز بحجم 2.73 مل (استنتاج القيمة الحسابية اعتماداً على العلاقات السابقة) ويضاف إلى كمية كبيرة من الماء في بالون معايرة سعته 100 مل وبحدر شديد مع التحريك المستمر ثم يتم الحجم بالماء إلى 100 مل بدقة.

3. تحضير محلول 1 مول H_2SO_4 بحجم 100 مل من محلول الأصلي السابق تركيزه 98% وزناً كثافته 1.83 غ/ cm^3 :

يؤخذ في المقاييس المدرج حمض الكبريت المركز بحجم 5.46 مل (استنتاج القيمة الحسابية اعتماداً على العلاقات السابقة) ويضاف إلى الماء في بالون المعايرة كما سبق ثم يمدد إلى حجم 100 مل بدقة.

4. مقارنة بين تراكيز محلولين السابقين لتحديد أي التركيزين أكبر؟

5. حساب قيمة التركيز الناتج عن تدil المحلول السابق عشرة أضعاف.

6. حساب قيم التراكيز الوزنية للمحاليل السابقة.

تمرين:

أ. كم تبلغ نظامية ومولية محلول السيروم الفيزيولوجي الملحي الذي يحتوي $NaCl$ بتركيز 9% وزناً كثافته 1 غ/ cm^3 ، وكم يبلغ تركيزه الوزني.

ب. كم غرام من $NaCl$ يلزم لتحضير 500 مل من محلول السابق؟

الجلسة العملية الثالثة

حرارة التعديل The Heat of Neutralization

المبدأ النظري

حرارة التعديل هي كمية الحرارة المنتشرة عند تفاعل مكافئ غرامي واحد من الحمض مع مكافئ غرامي واحد من الأسas. أي كمية الحرارة المنتشرة عند تشكيل مول واحد من الماء نتيجة تفاعل مول من حمض مع مول من الأسas.

يرافق تفاعل تعديل حمض بأساس عادة انتشار كمية من الحرارة المرافقة للتفاعل ويعبر عنها بـ ΔQ تغير كمية الحرارة تحت حجم ثابت أو ΔH تغير انتالية التفاعل أي تغير كمية الحرارة تحت ضغط ثابت.

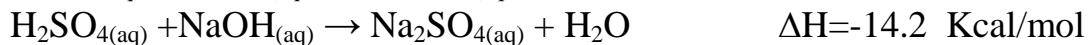
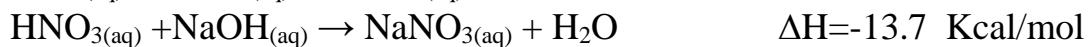
وكما وجدها في التجربة السابقة بصورة عامة في التفاعلات الناشرة للحرارة:

$$\Delta H > 0 \text{ او } \Delta Q > 0$$

وفي التفاعلات الناشرة للحرارة

$$\Delta H < 0 \text{ او } \Delta Q < 0$$

أمثلة على التفاعلات الناشرة للحرارة:



وبصورة عامة:



أو بالشكل:



فإن عملية التعديل هي ارتباط شاردة الهيدروجين بشاردة الهيدروكسيل الذي يشكل جزيء الماء.

ونظراً لحدوث ذلك في جميع تفاعلات تعديل الحموض القوية بـ الأسس القوية فإن كمية الحرارة المنتشرة

عند تشكيل مول واحد من الماء نتيجة تعديل حمض بـ أساس (أي حرارة التعديل) كمية ثابتة بالضرورة

وتتساوي حرارة تشكيل مول من H_2O بدءاً من شاردي الهيدروكسيل والهيدروجين (-13.36 كيلو حريرة /مول).

تختلف حرارة التعديل باختلاف قوة الحمض أو الأسس كالاختلاف الواضح بين تفاعل الحموض مع الأسس القوية (كما سبق)، أو الحموض الضعيفة مع الأسس القوية.

مثال: تفاعل محلول حمض سيان الهيدروجين HCN مع محلول هيدروكسيد الصوديوم وفق التفاعلات التالية:



يمكن حساب ΔH لهذا التفاعل اعتباراً من تفاعلات التفكك التالية:

تفاعل تشرد الحمض الضعيف:



بالجمع الجبري



فالفرق بين قيم تغيرات انتابية تفاعلات تعديل الحموض القوية والضعيفة واضح مما سبق، يعتمد قياس تغير انتابية التفاعل ΔH على تغير كمية حرارة التفاعل ΔQ والذي يعتمد بدوره على قياس الفروق في درجات الحرارة لمحاليل الحموض والأسنس قبل التعديل وبعده أي تعطى بدلاله العلاقة $\Delta t = t_f - t_i$ وذلك $\Delta Q = m \cdot C \cdot \Delta t$. تقدر كمية الحرارة ΔQ بمقدار $m \cdot C \cdot \Delta t$ لأن المحاليل (حريرة) وتقدر كمية المحاليل m بالـ g (الغرام) وقيمتها في هذا المجال تساوي الحجم V لأن المحاليل ممددة وكثافتها (1) تقريباً، أما تغير درجة الحرارة Δt فتقدر بمقدار ${}^\circ\text{C}$ (درجة مؤية) وبالتالي يكون ابعد الحرارة النوعية C هي:

$$[C] = \frac{[\Delta Q]}{[m][\Delta t]} = \frac{\text{cal}}{\text{g.} {}^\circ\text{C}}$$

أي أن وحدة C هي cal/g. ${}^\circ\text{C}$ (حريرة/غرام. درجة مؤية)

تبليغ قيمة C للماء: $C = 1 \text{ cal/g.} {}^\circ\text{C}$

الهدف من التجربة

تعيين درجة حرارة التعديل لحموض قوية مع أسنس قوية، والتحقق من أن درجة حرارة تعديل الحموض القوية بالأسنس القوية في محاليل ممددة لا يتوقف على طبيعة تلك الحموض والأسنس المتفاعلة.

مواد التجربة

محاليل حمض كلور الماء (0.5 نظامي، 2 نظامي)، محلول حمض الأزوت 0.5 نظامي، محلاليل هيدروكسيد الصوديوم (0.5 نظامي، 2 نظامي) محلول هيدروكسيد البوتاسيوم 0.5 نظامي.

أدوات التجربة:

أسطوانة مدرجة سعة 100 مل عدد 2، كأس بلاستيكي سعة 100 مل عدد 2 ميزان حرارة سعة 100 م مدرج بأشعار الدرجة.

طريقة العمل والحسابات:

- يؤخذ بالأسطوانة المدرجة حجم 40 مل محلول حمض كلور الماء 2 نظامي، يوضع في الكأس البلاستيكى وتقاس درجة حرارة محلول الابتدائية وتسجل.
- يؤخذ بالأسطوانة المدرجة الأخرى حجم 40 مل محلول هيدروكسيد الصوديوم 2 نظامي ويوضع في الكأس البلاستيكى الآخر وتقاس درجة حرارة محلول الابتدائية وتسجل.
- يؤخذ متوسط درجة حرارة محلولي الحمض والأساس قبل المزج.
- يضاف أحد محلولين السابقين إلى الآخر مباشرة بوجود ميزان الحرارة ويحرك المزيج بميزان الحرارة بهدوء وتسجل أعلى درجة حرارة تصل إليها تدريجات الميزان.
- يحسب تغير درجة الحرارة من العلاقة : $\Delta t = t_f - t_i$
- بفرض أن محلول وحده امتص كامل الحرارة المنتشرة عند التعديل، المطلوب حساب هذه الكمية من الحرارة مقدرة بالحريرة وفق العلاقة:

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

على اعتبار أن الحرارة النوعية للمحلول $C = 1$ حريرة / غرام. درجة مؤوية

- تحسب كمية الحرارة المنتشرة والموافقة لمول واحد من الماء الناتج عن التفاعل.

يحسب تغير انتالبيا التفاعل ΔH مقدرة ب $Kcal/mol$

$$\Delta H = - \Delta Q \quad \text{حيث}$$

- تعاد الخطوات السابقة نفسها بمحلول حمض كلور الماء 0.5 نظامي ومحلول حمض الأزوت 0.5 نظامي مع كل من محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.5 نظامي ومحلول هيدروكسيد البوتاسيوم 0.5 نظامي.

كيفية حساب عدد المكافئات الغرامية المتفاعلة وحرارة التعديل:

- إذا كان حجم كل من الحمض والأساس المتفاعلين (ml_{HCl}) والنظامية (N_2) مثلاً، فإن عدد المكافئات الغرامية المتفاعلة يُحسب كما يلي:

- 1000 ml من الحمض أو الأساس تحتوي على 2 مكافئ غرامي (eq)

- 40 ml من الحمض أو الأساس تحتوي على n مكافئ غرامي (eq)

$$n = 2 \times 40 / 1000 = 0.08 \text{ eq}$$

- وبالتالي فإن حرارة التعديل تساوي حاصل قسمة كمية الحرارة (Q) على عدد المكافئات الغرامية (n)، مسبوق بإشارة ناقص لأن التفاعل هو تفاعل ناشر للحرارة.

الجلسة العملية الرابعة

التحليل الكيفي للشوارد الموجبة

مبدأ التجربة:

تشكل الشوارد الموجبة عادة الشق الموجب للأملاح، وهي تضم غالباً عناصر فصائل المعادن النموذجية IA، II A، IIIA، VIIIB)، ومن الفصيلة الأولى للمعادن الانتقالية (IB) وحتى الفصيلة الثامنة للمعادن الانتقالية في الجدول الدوري.

تعتبر الشوارد الموجبة التالية الأكثر أهمية والأكثر مصادفة في الطبيعة:

الفضة Ag^+ ، الرصاص Pb^{+2} ، الزئبق الأحادي Hg_2^{+2} ، النحاس Cu^{+2} ، الزئبق Hg^{+2} ، الكادميوم Cd^{+2} ، البزموت Bi^{+3} ، الزرنيخ $(\text{As}^{+3}, \text{As}^{+5})$ ، الأنتموان $(\text{Sb}^{+2}, \text{Sb}^{+3})$ القصدير Sn^{+2} ، الحديد $(\text{Fe}^{+3}, \text{Fe}^{+2})$ ، الكروم (Cr^{+3}) ، الألمنيوم Al^{+3} ، الزنك Zn^{+2} ، المنغنيز Mn^{+2} ، النيكل Ni^{+2} ، الكوبالت Co^{+2} ، الكالسيوم Ca^{+2} ، الباريوم Ba^{+2} ، السترونسيوم Sr^{+2} ، المغنيزيوم Mg^{+2} ، الأمونيوم NH_4^+ ، الصوديوم Na^+ ، البوتاسيوم K^+ ،

إن السلوك الكيميائي المتماثل مع كاشف كيميائي معين لمجموعة من هذه الشوارد لتصنيفها إلى ما يسمى بالفئات الكيميائية.

وهذا لا يعني أنه لا يمكن فصل شرجبة واحدة من مزيج يحوي جميع الشوارد الأخرى بالإضافة كاشف معين ولكن من الممكن فصل عدة شوارد موجبة معاً إذا كانت تتربس بهذا الكاشف وهي شوارد الفئة الواحدة.

المخطط العام للتحليل الكيفي للشوارد الموجبة:

1. الفئة الأولى:

وتحتوي شوارد الفضة Ag^+ و الرصاص Pb^{+2} و الزئبق الأحادي Hg_2^{+2} .

كاشفها هو حمض كلور الماء الذي يشكل رواسب مع تلك الشوارد، حيث تترسب كاتيونات (شرجبات) هذه الفئة على شكل كلوريد المعدن، ويمكن التمييز بين رواسب الفئة الأولى بالمخطط التالي:

Hg_2^{+2}	Pb^{+2}	Ag^+	الشاردة الموجبة
Hg_2Cl_2	PbCl_2	AgCl	الرواسب
أبيض	أبيض	أبيض	ألوان الرواسب
يشكل معقد أسود غير منحل مع كاشف ميلر	ينحل بالماء المغلي	ينحل بكاشف ميلر	خواص الرواسب

2. الفئة الثانية:

تتألف من فصيلتين:

- **فصيلة النحاس:** وتحوي شوارد النحاس Cu^{+2} , الزئبق Hg^{+2} , الكادميوم Cd^{+2} والبزموت Bi^{+3}
- **فصيلة الزرنيخ:** وتحوي شوارد الزرنيخ (As^{+3}, As^{+5}) , الأنثموان (Sb^{+2}, Sb^{+3}) , القصدير (Sn^{+2}) , كاشف هذه الفئة حمض كبريت الهيدروجين H_2S وذلك في وسط حمضي N 0.3, يتم ترسيب كاتيونات هذه الفئة على شكل كبريتيد المعدن بوسط حمضي. يستخدم محلول ثيو أسيد أميد $CH_3-CS-NH_2$ بوسط حار كمصدر لتحرير شوارد الكبريت S^{-2} في محلول وذلك لانطلاق غاز H_2S الذي يتفكك بال محلول مطلقاً S^{-2} .



ويمكن التمييز بين كباريت هذه الفئة بألوانها المميزة:

فصيلة النحاس:

Bi^{+3}	Cd^{+2}	Hg^{+2}	Cu^{+2}	الشاردة الموجبة
BiS	CdS	HgS	CuS	الرواسب
بني مسود	أصفر	أسود	أسود	ألوان الرواسب
كلها تذوب في محلول HgS ما عدا HNO_3 الذي لا ينحل إلا بالماء الملكي مع التسخين				خواص الرواسب

فصيلة الزرنيخ:

Sn^{+2}	Sb^{+2}, Sb^{+3}	As^{+3}, As^{+5}	الشاردة الموجبة
SnS	Sb_2S_3	As_2S_3	الرواسب
أصفر	برتقالي	أصفر	ألوان الرواسب
كلها تذوب في محلول $NaOH$			خواص الرواسب

الفئة الثالثة:

وتحوي شوارد الحديد Fe^{+3} والحديدي Fe^{+2} والكروم Cr^{+3} والألمانيوم Al^{+3} . كاشفها وسط قلوي وهو مزيج من هيدروكسيد الأمونيوم (محلول النشادر) وكلور الأمونيوم NH_4Cl , حيث تترسب كاتيونات هذه الفئة على شكل هيدروكسيد المعدن.

Al^{+3}	Cr^{+3}	Fe^{+3}	Fe^{+2}	الشاردة الموجبة
$Al(OH)_3$	$Cr(OH)_3$	$Fe(OH)_3$	$Fe(OH)_2$	الرواسب
أبيض جيلاتيني	أخضر	أحمر آجري	أخضر	ألوان الرواسب

4. الفئة الرابعة:

وتحوي شوارد الزنك Zn^{+2} والمنغنيز Mn^{+2} والنikel Ni^{+2} والكوبالت Co^{+2} كاشفها حمض الكبريت الهيدروجين H_2S في وسط موقي (قلوي خفيف) بوجود هيدروكسيد الأمونيوم وكلور الأمونيوم، حيث تترسب كاتيونات هذه الفئة على شكل كبريتيد المعدن.

رواسب الفئة الرابعة:

Co^{+2}	Ni^{+2}	Mn^{+2}	Zn^{+2}	الشاردة الموجبة
CoS	NiS	MnS	ZnS	الرواسب
أسود	أسود	زهر فاتح	أبيض	ألوان الرواسب

5. الفئة الخامسة:

وتحوي شوارد الكالسيوم Ca^{+2} والباريوم Ba^{+2} والسترونسيوم Sr^{+2} كاشفها هو محلول كربونات الأمونيوم $(NH_4)_2CO_3$ في وسط معتدل أو ضعيف القلوية بوجود المزيج $(NH_4Cl + NH_4OH)$ تتميز شوارد الفئة الخامسة:

Sr^{+2}	Ba^{+2}	Ca^{+2}	الشاردة الموجبة
$SrCO_3$	$BaCO_3$	$CaCO_3$	الرواسب
أبيض	أبيض	أبيض	ألوان الرواسب
أحمر قرمزي	أخضر مصفر	أحمر برقاقي	لون اللهب عند كشف الشرجية

6. الفئة السادسة:

وتحوي شوارد المغنيزيوم Mg^{+2} والأمونيوم NH^{+4} والصوديوم Na^+ والبوتاسيوم K^+ . لا تترسب شوارد هذه الفئة عدا المغنيزيوم الذي يتربس بكاشف خاص ذلك أن بقية الشوارد إلى المعادن القلوية كالصوديوم والبوتاسيوم فأملاحها منحلة لا تترسب. لا يوجد تفاعل ترسيب مشترك بين كاتيونات هذه الفئة تتميز شوارد الفئة السادسة:

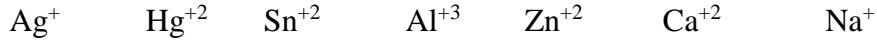
K^+	Na^+	NH^{+4}	Mg^{+2}	الشاردة الموجبة
لهب بلون بنفسجي	لهب بلون أصفر برقاقي	انطلاق غاز النشادر	ترسيب شائي فوسفات المغنيزيوم	الكاشف

يعتمد مخطط التحليل السابق على أن كل كاشف لفئة معينة يرسب شوارد تلك الفئة والفئات التي تسبقها، ولكنه لا يرسب أي من شوارد الفئة التي تليها، لذا من الضروري جداً مراعاة الترتيب في الكشف عن عناصر

الफئات التي ذكرت. القاعدة المتبعة في الكشف الكيفي هي أن كاشف كل فئة يكشف ما قبلها ولا يكشف ما بعدها.

العمل المخبرى

يجز حمام مائي للاستخدام، وتؤخذ مجموعة من الأنابيب عددها يساوي عدد الشوارد الموجبة المتوفرة في المخبر وذلك بأخذ شاردة من كل فئة أو فصيلة يمكن تمييزها ويمكنأخذ محليل الشوارد التالية:



ترقم الأنابيب ويوضع في كل منها 1 مل من محليل الشرجيات المموافقة. يضاف إلى كل أنبوب 1 مل حمض كلور الماء 1 نظامي وتحدد طبيعة الرواسب المشكلة في الأنابيب، ثم يضاف إلى الأنبوب الذي تشكل فيه راسب محلول مركز NH_4OH ، لاحظ النتيجة وسجلها في جدول.

يتم التأكد من حموضة الوسط في كل أنبوب اختبار لم يتشكل فيه راسب باستخدام ورقة عباد الشمس يضاف إلى تلك الأنابيب قطرتين من محلول تيو أسيت أميد وتسخن على الحمام المائي بالدرجة 90° م وخلال دقائق قليلة، ثم يلاحظ تشكيل رواسب في الأنابيب معينة. تحدد طبيعة الرواسب المشكلة من خلال ألوانها الواضحة. تعالج الرواسب بمحلول حمض الازوت هل تتحل ولماذا؟ الراسب الذي لا ينحل يعالج بمحلول هيدروكسيد الصوديوم، هل تتحل الراسب؟
لاحظ النتيجة وسجلها في جدول النتائج.

تسخن محتويات الأنابيب المتبقية التي لم يتشكل فيها راسب لطرد بقايا H_2S ويستدل على ذلك بانقطاع الرائحة المنطقية، يضاف كمية قليلة من كلور الأمونيوم الصلب(0.2g) ويحرك الأنبوب حتى تمام انحلال الكمية المضافة، ويضاف محلول هيدروكسيد الأمونيوم قطرة فقرة حتى القلوية، يحدد لون الراسب المشكّل وطبيعته وإلى أي فئة تتبع إليه الشاردة الموجبة التي تشكل هذا الراسب.
لاحظ النتيجة وسجلها في جدول النتائج.

أسيت أميد وتسخن الأنابيب في الحمام المائي ويلاحظ ألوان الرواسب المشكّلة وطبيعتها وإلى أي فئة تتبع إلى الشاردة الموجبة التي تشكل هذا الراسب. لاحظ النتيجة وسجلها في جدول النتائج.
يضاف 1 مل من محلول كربونات الأمونيوم إلى الأنابيب التي لم يتشكل فيها راسب ويلاحظ تشكيل راسب بكمية وافرة، يحدد لون الراسب المشكّل وطبيعته وإلى أي فئة تتبع إليه الشاردة الموجبة التي تشكل هذا الراسب. لاحظ النتيجة وسجلها في جدول النتائج.

يضاف 1 مل من محلول كربونات الأمونيوم إلى الأنابيب التي لم يتشكل فيها راسب، ويلاحظ تشكيل راسب بكمية وافرة، يحدد لون الراسب وطبيعته وإلى أي فئة تتبع الشرجية التي تشكل هذا الراسب.
لاحظ النتيجة وسجلها في جدول النتائج.

تؤخذ ورقة الترشيح وتبلل بمحلول شوارد الصوديوم المتبقية تعرض عدة مرات للهب مصباح بنزن ويلاحظ لو اللهب الحاصل، لاحظ الألوان الناتجة وسجلها في جدول النتائج.

هل يمكن اجراء الاختبارات السابقة بشكل عشوائي في عمليات التحليل؟ ولماذا؟

التقرير المخبرى:

يجب ترتيب النتائج في الجدول التالي حيث توضع الإشارة (+) للدلالة على تشكيل الراسب مع تسجيل لون الراسب وإشارة (-) لنفي تشكيل الراسب.
على النتائج الإيجابية.

Na^+	Ca^{+2}	Zn^{+2}	Al^{+3}	Sn^{+2}	Hg^{+2}	Ag^+	الشاردة	الكافف
								الممدد HCl
								في وسط حمضي H_2S
								$\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
								في وسط قلوي H_2S
								قلوي ضعيف $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
								كشف اللهب

فعلياً تدرس الشوارد التالية: Pb^{+2} , Sn^{+2} , Ba^{+2}

Ba^{+2}	Sn^{+2}	Pb^{+2}	الشاردة	الكافف
				الممدد HCl
				في وسط حمضي H_2S
				$\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
				في وسط قلوي H_2S
				في وسط قلوي ضعيف $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
				كشف اللهب

الجلسة العلمية الخامسة

التحليل الكيفي للشوارد السالبة

مبدأ التجربة:

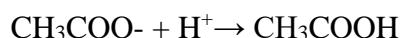
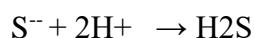
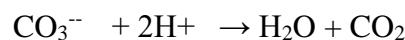
تعتبر الشوارد السالبة التالية أكثر أهمية والمصادفة في الطبيعة وهي:

الكربونات CO_3^{--} ، الخلات CH_3COO^- ، الكبريت S^{--} ، الكبريتيت SO_3^{--} ، تيو كبريتات $\text{S}_2\text{O}_3^{--}$ ، الكبريات SO_4^{--} ، الفوسفات PO_4^{--} ، الكرومات CrO_4^- ، الكلور Cl^- ، البروم Br^- ، اليود I^- ، النترات NO_3^- يمكن تقسيم الشوارد السالبة التالية كما هو الحال في تقسيم الشوارد الموجبة إلى فئات لتسهيل دراستها.

المخطط العام للتحليل الكيفي للشوارد السالبة:

1. فئة الغازات الحمضية:

من أكثر الشوارد السالبة أهمية في هذه الفئة: شرسبة الكربونات CO_3^{--} ، شرسبة الخلات CH_3COO^- ، شرسبة الكبريت S^{--} ، شرسبة تيو كبريتات $\text{S}_2\text{O}_3^{--}$ ، شرسبة الكبريتيت SO_3^{--} ، وهي شرسبات مشتقة من حموض ضعيفة، لذا تنشر محاليلها غازات تناسب مع طبيعتها (مع طبيعة الشاردة السالبة الموجدة) وذلك عند إضافة حمض قوي مركز إليها كحمض كلور الماء أو حمض الكبريت والذي يعتبر أي منهما كاشف لشرسبات هذه الفئة.



ويمكن التمييز بين شرسبات هذه الفئة بالمخطط التالي:

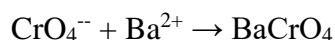
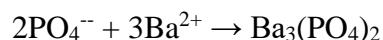
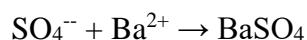
SO_3^{--}	$\text{S}_2\text{O}_3^{--}$	S^{--}	CH_3COO^-	CO_3^{--}	الشاردة السالبة
SO_2	$\text{SO}_2 + \text{S}$	H_2S	CH_3COOH	CO_2	شكل الكشف
غاز برائحة مميزة (خانق)	غاز برائحة مميزة وظهور راسب	اسوداد ورقة مبلاة بشوارد Pb^{2+}	أبخرة مميزة برائحة الخل	تعكر رائق الكلس	نتيجة الكشف

يندر وجود الشاردين SO_3^- و S^- منحلتين ذلك لأن معظم أملاح الكباريت والكربونات غير حلوله في الماء ولا يمكن أن توجدا في وسط حمضي بل إنهمما توجدان في وسط معتدل أو قلوي.

2. فئة الكبريتات:

من أكثر شرسبات هذه الفئة أهمية:

شرسبات الكبريتات SO_4^{2-} ، الفوسفات PO_4^{3-} ، الكرومات CrO_4^{2-} ، كاشف هذه الفئة هو شرجبة الباريوم Ba^{2+} في وسط حمضي ضعيف (خلات الباريوم $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ في وسط محمض بحمض الخل)، لأن أملاح الباريوم الموافقة لهذه الشرسبات ضعيفة الانحلال بالماء.



ويمكن التمييز بين شرسبات هذه الفئة بالمخطط التالي:

CrO_4^{2-}	PO_4^{3-}	SO_4^{2-}	الشاردة السالبة
BaCrO_4	$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	BaSO_4	الرواسب
أصفر	أبيض	أبيض	ألوان الرواسب
تحل بـ HCl مركز	تحل بالحموض القوية	لا تحل بالحموض القوية	خواص الرواسب

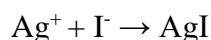
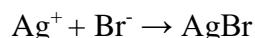
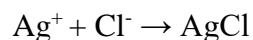
3. فئة الشرسبات الهايوجينية (الهاليدات):

من أكثر شرسبات هذه الفئة أهمية:

الفلور F^- ، الكلور Cl^- ، البروم Br^- ، اليود I^- ، هناك طريقتان أساسيتان للكشف عن هذه الشرسبات إما بطريقة الترسيب أو بطريقة الأكسدة سنركر هنا على طرقة الترسيب.

طريقة الترسيب

كاشف هذه الفئة هو شوارد الفضة Ag^+ لأن أملاح هاليدات الفضة ضعيفة الانحلال وذلك بوسط حمضي لحمض لا يحوي شاردة مشتركة أو مرتبه، والحمض المستخدم لهذا الترسيب هو حمض الآزوت.



ويمكن التمييز بين شرسبات هذه الفئة بالمخطط التالي:

I^-	Br^-	Cl^-	F^-	الشاردة السالبة
AgI	$AgBr$	$AgCl$	AgF	الرواسب
أصفر فاقع	أصفر باهت	أبيض	لا يتشكل راسب	ألوان الرواسب
ضعف الانحلال بكاشف ميلر	متوسط الانحلال بكاشف ميلر	ينحل بكاشف ميلر	بسبب تشكيل المعلق المنحل AgF_2 مباشرة	خواص الرواسب

4. فئة النترات:

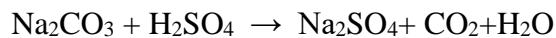
من أكثر شرببات هذه الفئة أهمية النترات NO_3^- وشرسبة الخلات CH_3COO^- .
أملاح هاتين الشربتيين منحلة لأنهما لا تشكلان رواسب مع شوارد الباريوم أو أملاح الفضة. وقد ورد ذكر شربسة الخلات مرة أخرى في تلك الفئة لأن طرح الشرسبة في الفئة الأولى بشكل كامل يبقى جزء منها إلى الفئة الأخيرة.

يتم الكشف عن شرببات هذه الفئة بطرق خاصة وهي بالطبع لا تعتمد على طريقة الترسيب.
ورد كيفية الكشف عن شوارد الخلات في الفئة الأولى، بينما يتم الكشف عن شاردة النترات بطريقة الحلقة السمراء التي تعتمد على إرجاع شاردة النترات في وسط شديد الحموضة إلى أول أكسيد الأزوت NO ، ويتم ذلك باستخدام شوارد الحديد في وسط شديد الحموضة كحمض الكبريت المركز، ويتحدد أول أكسيد الأزوت NO مع الكمية المتبقية من شوارد الحديد Fe^{2+} متحولاً إلى شاردة معقدة بنية اللون $Fe(NO)^{++}$ تظهر على شكل حلقة سمراء تستقر في السطح الفاصل بين الطبقة الحمضية السفلية والطبقة المائية العليا. ويمكن التمييز بين شرببات هذه الفئة بالمخطط التالي:

CH_3COO^-	NO_3^-	الشاردة السالبة
CH_3COOH	$Fe(NO)^{++}$	شكل الكشف
أبخرة مميزة برائحة الخل	تشكل حلقة سمراء عند سطح الفصل	تمييز الكشف

1. الكشف عن شاردة الكربونات:

يؤخذ أنبوب اختبار ويوضع فيه 1 مل من محلول كربونات الصوديوم، ويجهز أنبوب الاختبار بأنبوب انطلاق وسادة فلينية، ثم يؤخذ أنبوب اختبار آخر يحوي رائق الكلس، يضاف 1 مل من حمض كلور الماء الممدد أو من حمض الكبريت الممدد إلى محلول كربونات الصوديوم، ويثبت أنبوب الانطلاق مباشرة، يلاحظ انطلاق غاز ثاني أكسيد الكربون الذي يعكر رائق الكلس، سجل نتائجك.



2. الكشف عن شاردة الكبريتات:

يؤخذ 1 مل من محلول يحوي شاردة الكبريتات ويضاف اليه 1 مل من محلول شاردة الباريوم يظهر راسب معلق بلون أبيض. يمكن التأكد من قدرة انحلال الراسب في الحموض اللاعضوية الممدة والمركزة فيلاحظ عدم انحلال هذا الراسب حتى في الحموض المركزة كحمض الكبريت المركز. سجل نتائجك.

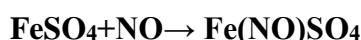
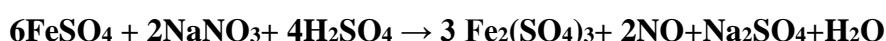
3. الكشف عن الهالوجينات بطريقة الترسيب:

يؤخذ ثلاثة أنابيب اختبار ويوضع في كل أنبوب 1 مل من محلول يحوي شرسبة الكلور ، والفلور ، واليود . يضاف إلى كل أنبوب 1 مل من محلول نترات الفضة مع المحافظة على ترتيب الأنابيب ومعرفة محتواها. تمزج محتويات كل أنبوب ويلاحظ تشكيل راسب معلق في كل منها ، تطرح الرشاحات وتعالج الرواسب بـ 2-1 مل من كاشف ميلر . لاحظ الانحلالية وسجل نتائجك.

4. الكشف عن شرسبة النترات:

يوضع 1 مل من محلول شرسبة النترات في أنبوب اختبار ، يضاف إليه بعض بلورات من كبريتات الحديد الصلب (0.5g) وحلها تماما في المحلول . يحرك الأنبوب حتى تمام التمازج ، ثم يمسك الأنبوب اختبار بملقط من أعلى بشكل محكم ، يوضع الأنبوب بزاوية 45° تقريباً ثم يسال بالممص على الجدار الداخلي للأنبوب حمض الكبريت المركز بهدوء شديد وحذر تام ، وبحجم يساوي حجم الطبقة المائية ، فتتوسع طبقة حمض الكبريت المركز في أسفل الأنبوب بسبب ارتفاع كثافتها ، يعاد الأنبوب إلى الوضع الشاقولي بهدوء ويلاحظ تشكيل حلقة سمراء في السطح الفاصل بين الطبقتين دليلاً وجود شرسبة النترات .

تفاعلات الحلقة السمراء :



التقرير المخبري:

1. الكشف عن شاردة الكربونات: سجل ملاحظات.

2. الكشف عن شاردة الكبريتات:

هل يتشكل راسب؟ في حال تشكل راسب (ما لونه-ما صيغته)
حاول أن تحل هذا الراسب بحمض الكبريت المركز هل ينحل؟

3. الكشف عن الهايوجينات بطريقة الترسيب:

اكتب صيغ الرواسب المتشكلة وألوانها. ما هو تأثير كاشف ميلر في كل من الرواسب السابقة؟

4. الكشف عن شرسبة النترات:

ما لون الحلقة السمراء؟ ما الطوران اللذان تفصل بينهما هذه الحلقة؟

الجلسة العلمية السادسة

المعايير الكيميائية

تُقسم المعايير الكيميائية إلى أربعة أنواع رئيسية:

1. **المعايير الحمضية الأساسية**: وتدعى أيضاً بمعايير التعديل، وهي من الطرق التي تعتمد على مبدأ اتحاد الشوارد، فتتم بين شوارد الهيدرونيوم الحمضي وشوارد الهيدروكسيل الأساسية.
2. **معايير الأكسدة والإرجاع**: وهي معايير تحوي عوامل مؤكسدة وعوامل مرجعة، تعتمد على مبدأ الانتقال الإلكتروني بين المؤكسد والمرجع.
3. **معايير الترسيب**: وهي معايير تعتمد على تشكيل روابس أي تعتمد على مبدأ اتحاد شوارد.
4. **معايير التعقيد** وهي معايير تعتمد على طرائق تشكيل معقدات لتحديد تركيز الشرجفات المعدنية كشوارد الكالسيوم باستخدام مركبات تشكل مركبات معقدة مع تلك الشوارد.

المعايرة الحجمية: (المعايير الحمضية - الأساسية)

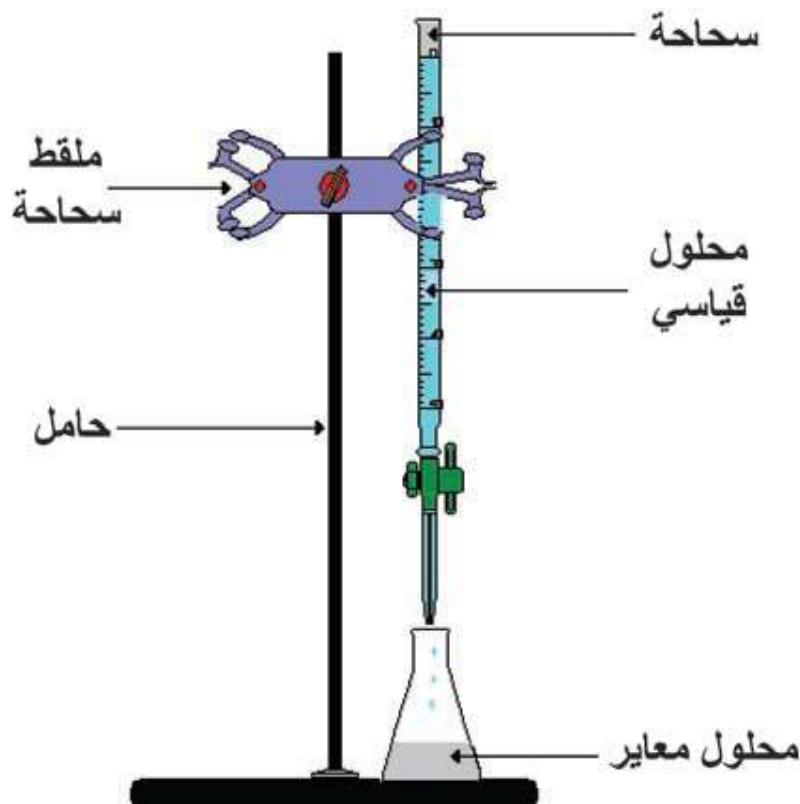
تعتمد على تعيين التركيز لمادة A، وذلك بإجراء تفاعل بين حجم معلوم من محلول مجهول التركيز من هذه المادة مع حجم معلوم من محلول آخر معلوم التركيز (المحلول القياسي) من مادة B حتى نصل إلى نقطة نهاية المعايرة (الكميات متكافئة) بحيث يكون عندها :

$$\text{عدد مكافئات الحمض} = \text{عدد مكافئات الأساس}$$

مبدأ المعايرة الحجمية:

يُعرف محلول المعلوم التركيز المستخدم في المعايرة الحجمية بالمحلول القياسي، ويُشترط فيه أن يكون تركيزه دقيقاً وثابتاً. يوضع محلول القياسي عادةً في ساحة ليُضاف في أثناء المعايرة إلى محلول الآخر المراد معايرته الشكل (1) حتى تمام التفاعل، وُتُعرَف النقطة الموافقة لإتمام التفاعل بنقطة نهاية المعايرة (نقطة التكافؤ).

يتطلّب إجراء المعايرة الحجمية من الناحية العملية إضافة مادة ثالثة إلى محلول المعاير، وهذه المادة تُعرف باسم المُشرّع (أو الدليل) وهي مادة يتغيّر لونها تبعاً لـ pH الوسط الذي توضع فيه. والهدف من استخدام المُشرّع هو التمكّن من تحديد نهاية تفاعل المعايرة؛ وذلك من خلال تحديد ما يُعرف بنقطة نهاية المعايرة، وهي توافق آخر قطرة من محلول القياسي تسقط من الساحة وتؤدي إلى تغيّر لون المُشرّع تغّيراً نهائياً وسنّاتي على تفصيل ذلك لاحقاً.



الشكل (1) نموذج مبسط لأدوات ومواد المعايرة الحجمية

اقتراح العالم الدانماركي سورينس استعمال سلم خاص للتعبير عن درجة الحموضة للمحاليل الممدة أو ضعيفة التركيز (أو درجة أساسيتها) بالقيمة pH تحسب من العلاقة

$$P^H = -\log [H_3O^+]$$

إذاً إذاً pH تابع رياضي الغاية منه إيجاد مفهوم بسيط للتعامل مع تركيز المحاليل بقيم موجبة، يكون تركيز شوارد الهيدرونيوم في المحاليل المعتدلة كما هو معروف مساوياً لتركيزها في الماء النقي وهي:

$$[H_3O^+] = 10^{-7}$$

حيث: pH=7: للمحلول المعتدل ، pH<7 للمحلول الحمضي ، pH>7 للمحلول الأساسي

لذلك يمكن أن نعبر عن علاقة هامة تعبر عن توازن الماء هي:

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = K_w = 10^{-14}$$

$$P^H + P^{OH} = P^{Kw} = 14 \quad \text{أي:}$$

تحدد نظامية حمض أو أساس عندما تكون مجهولة اعتماداً على علاقة تساوي عدد المكافئات أي:

عدد مكافئات الحمض = عدد مكافئات الأساس

$$\frac{N \cdot V}{1000} = \frac{N' \cdot V'}{1000}$$

ومنه:

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

حيث: N . V . نظامية وحجم الحمض المعاير

N' . V' . نظامية وحجم الأساس المعاير

مشعرات (حمض-أساس)

إنّ المشعرات المستخدمة في معايرة (حمض-أساس) هي حموض أو أسس عضوية ضعيفة معقدة التركيب، يتغيّر لونها بتغيير pH الوسط الذي توضع فيه. وما يميّز هذه المشعرات هو تغيير لون كل منها تدريجياً ضمن مجال محدّد لقيمة pH ومن هنا يبرز مصطلح (مجال pH للمشعر)، يتم اختيار المشعر المناسب لمعايرة (حمض-أساس) بحيث تكون قيمة pH الموافقة لنقطة نهاية المعايرة واقعة ضمن مجال pH للمشعر، وهذا الاختيار يتوقف على قوّة الحمض والأساس المستخدمين في المعايرة. فإذا كان الحمض قويّاً والأساس قويّاً سيكون محلول الملح الناتج عن تفاعل المعايرة معتدلاً ($\text{pH}=7$) وإذا كان أحدهما قويّاً والآخر ضعيفاً فإنّ محلول الملح الناتج سيكون حمضيّاً ضعيفاً أو أساسياً ضعيفاً ($\text{pH} \neq 7$) والجدول الآتي يتضمّن أهمّ المشعرات المستخدمة في معايرات التعديل ومجال pH لهذه المشعرات.

المشعر	لون المشعر في الوسط الحمضي	مدى pH للمشعر	لون المشعر في الوسط الأساسي
برتقالى الميتيل (هليانتين)	أحمر	3.1 – 4.4	أصفر
أحمر الميتيل	أحمر	4.2 – 6.2	أصفر
أزرق بروم التيمول	أصفر	6.0 – 7.6	أزرق
الفينول فتالئين	عديم اللون	8.2 - 10	أحمر بنفسجيّ

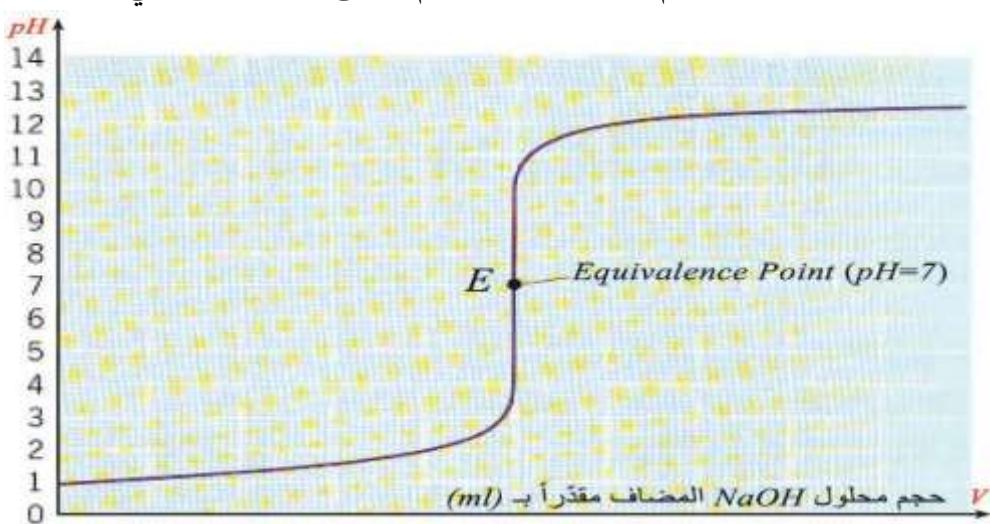
المعايرات الحمضية الأساسية المطلوبة:

1. معايرة حمض قويّ بأساس قويّ:

عند معايرة حمض قويّ بأساس قويّ يحدث تفاعل التعديل الممثل بالمعادلة:



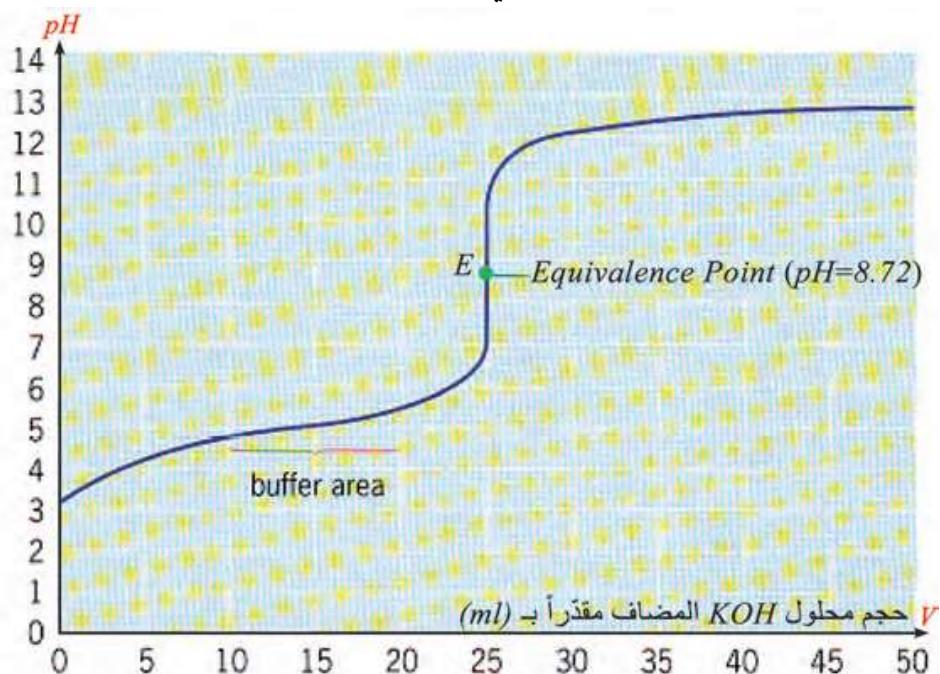
مثال: معايرة محلول حمض كلور الماء HCl بمحلول قياسيّ من هيدروكسيد الصوديوم NaOH ولتوسيع العلاقة بين قيمة pH وحجم محلول NaOH نرسم منحنى المعايرة المبين في الشكل الآتي:



وهذا الشكل يظهر أنّ نقطة التكافؤ عند $\text{pH}=7$ بالنسبة لمعايرة حمض قويّ بأساس قويّ

2. معايرة حمض ضعيف بأساس قوي

مثال: معايرة حمض الخل CH_3COOH (يرمز له بـ HAc) بمحلول هيدروكسيد البوتاسيوم KOH . إن منحني المعايرة يظهر أن نقطة التكافؤ عند $\text{pH}=8.72$ في هذه المعايرة



3. معايرة حمض قوي بأساس ضعيف

مثال: معايرة محلول النشادر NH_3 (محلول هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH) بمحلول حمض كلور الماء. إن منحني المعايرة يظهر أن نقطة التكافؤ عند $\text{pH}=5.27$ في هذه المعايرة.

التجربة (1)

في هذه التجربة سوف يتم اجراء المعايرات الحمضية الأساسية واختبار المشعر المناسب لكل نوع من أنواع المعايرة بمقارنة مجال تغير لون المشعر مع مجال قفزة لا pH.

إذا وقع مجال تغير لون المشعر ضمن مجال القفزة يعتبر هذا المشعر مناسباً وإذا وقع مجال تغير لون المشعر خارج مجال القفزة فلا يعتبر هذا المشعر مناسباً لعملية المعايرة.

معاييرات حمضية - أساسية لمحض أحادية الوظيفة

- الهدف من التجربة

إجراء معايرات حمضية - أساسية متعددة لمحض أحادية الوظيفة ، القوية منها والضعيفة ، والأسس القوية والضعيفة ، فتتم معايرة الأسس بصورة عامة وهي بشكل محاليل ممدة ، كما يتم تعين المشرفات المناسبة لكل نوع من أنواع المعايرة .

- المواد المطلوبة

المحاليل التالية بتتركيز (0.1N) لكل منها:

حمض كلور الماء، حمض الخل ، محلول هيدروكسيد الصوديوم، محلول هيدروكسيد الأمونيوم ، مشعر فينول فتالين ، مشعر برترالي الميتيل .

- الأدوات المطلوبة:

سحاحة، مقياس مدرج سعة 10 مل، ماصة سعة 5 مل، إرلينية معايرة 150 مل

- ملاحظة هامة:

يجب إجراء المعايرة بمسك صنبور السحاحة باليدين اليسرى والأرلينة باليد اليمنى.

1. معايرة حمض قويّ بأساس قويّ

مثال: معايرة محلول حمض كلور الماء HCl بمحلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم NaOH (0.1 N) تملاً السحاحة بمحلول NaOH (0.1 N) إلى التدريجة صفر

يوضع في إرلينية المعايرة النظيفة تماماً حجم من محلول حمض كلور الماء مقداره 5 مل مجهز بأداة بلاستيكية خاصة تساعد على سحب محلول.

يضاف إلى محلول حمض كلور الماء المراد معايرته قطرتين من المشرفات التالية: بتجربة أولى مشعر برترالي الميتيل (هليانتين) وبتجربة ثانية مستقلة عن الأولى مشعر فينول فتالين يتلون محلول حمض كلور الماء في الأرلينة باللون الأحمر الوردي (الشكل الحمضي للمشعر) بوجود مشعر برترالي الميتيل وعند إجراء المعايرة يضاف محلول هيدروكسيد الصوديوم من السحاحة تدريجياً وببطء وعند الشعور بالاقتراب من نقطة التكافؤ بدء تغيير لون المشعر يضاف الأساس من السحاحة قطرة فقطرة مع استمرار مراقبة لون

المحلول في الأر لينة لتحديد النقطة التي ينقلب فيها لون المشعر تماماً إلى اللون البرتقالي الثابت (الشكل الأساسي للمشعر) وذلك مع استمرار التحريك البطيء للمحلول أثناء عملية المعايرة .

في التجربة الثانية يضاف إلى محلول حمض كلور الماء المراد معايرته قطرتين من مشعر فينول فتالين يبقى عديم اللون (الشكل الأساسي للمشعر) وعند إضافة الأساس من الساحة بأجراء المعايرة بنفس الخطوات السابقة يتم تحديد قطرات الأساس التي يظهر عندها اللون الوردي الفاتح الثابت (الشكل الأساسي للمشعر) بالرغم من استمرار تحريك محلول .

يحدد حجم الأساس اللازم لانقلاب لون المشعر في كل تجربة وتسجل قيمة هذا الحجم V للأساس معلوم

$$N = 0.1 N$$

تحسب نظامية الحمض المجهول العيار N' المأخوذ بحجم محدد 5 ml باستخدام علاقة المعايرة:

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

$$\frac{\text{عدد مكافئات محلول المعاير الحمض}}{0.1 \times V'} = \frac{\text{عدد مكافئات محلول المعاير الأساس}}{N' \times 5}$$

ترتيب النتائج في الجدول التالي:

نظامية الحمض 'N'	حجم الحمض 'V'	حجم الأساس 'V'	نظامية الأساس N	المشعر	الحمض المعاير	الأساس المعاير
				برتقالي الميتيل	HCl	NaOH
				فينول فتالين	HCl	NaOH

ما هو المشعر المناسب لهذه المعايرة؟ ما هوا معيار الصحيح المتبع لاختبار مشعر مناسب؟ كم يبلغ مجال pH للمشعر المناسب في هذه المعايرة؟

2. معايرة حمض ضعيف أحادي الوظيفة بأساس قوي

مثال: معايرة حمض الخل CH_3COOH (يرمز له بـ HAc) بمحلول هيدروكسيد الصوديوم $(0.1 \text{ N}) \text{ NaOH}$ يعاد مليء الساحة بمحلول $(0.1 \text{ N}) \text{ NaOH}$ إلى التدريجة صفر.

تعاد الخطوات السابقة في المعايرة باستخدام حمض الخل عوضاً عن حمض كلور الماء وباستخدام نفس المشعرات.

ترتيب النتائج في جدول مماثل للسابق كالتالي:

نظامية الحمض 'N' حجم الحمض 'V'	حجم الأساس V	نظامية الأساس N المحض المعايير	المشعر	الأساس المعايير
		برتقالى الميتشيل	CH ₃ COOH	NaOH
		فينول فتالين	CH ₃ COOH	NaOH

ما هو المشعر المناسب لهذه المعايرة؟ ما هوا معيار الصحيح المتبع لاختبار مشعر مناسب؟ كم يبلغ مجال
ـ pH للمشعر المناسب في هذه المعايرة؟

3. معايرة حمض قوي بأساس ضعيف

مثال: معايرة محلول النشادر NH₃ (محلول هيدروكسيد الأمونيوم NH₄OH) (بمحلول حمض كلور الماء (0.1 N)

تغسل الأرلينة جيداً ويؤخذ بالممسح حجم مقداره 5 مل بدقة محلول NH₃ مجهول التركيز، تتم معايرة محلول بمحلول حمض كلور الماء (0.1 N) المعاير الموجود في السحاحة بوجود مشعر برتقالى الميتشيل كتجربة أولى وبوجود مشعر فينول فتالين كتجربة ثانية لاختبار المشعر المناسب في هذه التجربة.

ترتيب النتائج في الجدول التالي:

نظامية الحمض 'N' حجم الحمض 'V'	حجم الأساس V	نظامية الأساس N المحض المعايير	المشعر	الأساس المعايير	الحمض المعايير
		برتقالى الميتشيل	محلول NH ₃	NaOH	HCl
		فينول فتالين	محلول NH ₃	NaOH	HCl

ما هو المشعر المناسب لهذه المعايرة؟ ما هوا معيار الصحيح المتبع لاختبار مشعر مناسب؟ كم يبلغ مجال
ـ pH للمشعر المناسب في هذه المعايرة؟

الجلسة العملية السابعة

معاييرات حمضية-أساسية لمحوض ثنائية أو متعددة الوظيفة

الهدف من التجربة

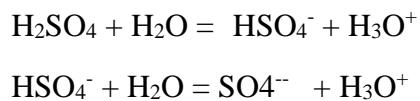
إجراء معايرات حمضية-أساسية متعددة ثنائية، ولأسس قوية أو ضعيفة صلبة أو سائلة فتتم معايرة الأسس بصورة عامة وهي بشكل محاليل ممددة، كما يتم تعين المشعرات المناسبة لكل نوع من أنواع المعايرة.

المعاييرات الحمضية الأساسية المطلوبة:

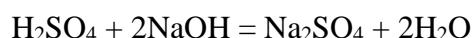
1. معايرة حمض قوي ثائي الوظيفة بأساس قوي:

مثال: معايرة محلول حمض الكبريت H_2SO_4 بمحلول قياسي من هdroكسيد الصوديوم $NaOH$

حمض الكبريت H_2SO_4 حمض قوي ثائي الوظيفة يتشر وفق المعادلات:



لا يوجد فرق كافي لمعايرة شوارد الهيدرونيوم الناتجة عن الحمض لعدم وجود فرق كبير بين قوة تشدّد تلك الشاردين، أي يتم تعديل شوارد الهيدرونيوم سوية بسبب قوة تشدّد حمض الكبريت ويتم التعديل وفق التفاعل التالي:



فيذلك حمض الكبريت كحمض معدني قوي سلوك حمض كلور الماء في معايرته بأساس قوي وبالتالي يكون منحى معايرة H_2SO_4 بـ $NaOH$ مماثل لمنحى معايرة HCl بـ $NaOH$ ، لذا يمكن استخدام أحد المشعرين برتقالي الميتييل أو فينول فتالين لتنمية المعايرة.

المحلول النظامي من حمض الكبريت هو محلول يحتوي على نصف مول من هذا الحمض في ليتر.

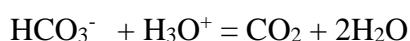
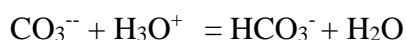
2. معايرة محلول مادة صلبة كأساس ضعيف بحمض قوي:

مثال: معايرة محلول كربونات الصوديوم Na_2CO_3 بمحلول حمض كلور الماء ($\text{N} 0.1$).

تعتبر مادة كربونات الصوديوم Na_2CO_3 من المواد العيارية الأساسية المستخدمة لتقيس الحموض وتفكك كربونات الصوديوم Na_2CO_3 وفق التفاعل التالي:



لشاردة الكربونات الناتجة وظيفتين:



يتم التعديل في نقطة التكافؤ $\text{pH}=8.3$ تقرباً

يستخدم مشعر فينول فتالين لكشف نقطة نهاية المعايرة الأولى علمًا بأن هذه النقطة ليست دقيقة تماماً لعدم وضوح القفزة. أما التعديل الثاني فهو أوضح من الأول، ويمكن تعين نقطة نهاية المعايرة هذه بدقة أكبر ويحدث عند $pH=4$ تقريباً، ويستخدم في هذا الكشف مشعر برتقالي الميتيل للمعايرة الثانية، لذلك عندما تستخدم كربونات الصوديوم كمادة عيار أساسية فإنها تلعب دور مادة قلوية ثنائية الوظيفة دفعه واحدة، أي لا تستخدم القلوية الأولى بل تستخدم كلتا الوظيفتين معاً باستخدام مشعر برتقالي الميتيل.

- ملاحظة: عند معايرة مادة صلبة قلوية أو حمضية بمحلول حمض أو أساس، يمكن معرفة وزن المادة الصلبة المنحلة بالاعتماد على العلاقتين التاليتين:

$$\frac{N.V}{1000} = \frac{W}{E_w}$$

عدد مكافئات المادة	عدد مكافئات الحمض
الصلبة المنحلة	

$$\frac{M \cdot V}{1000} = \frac{W}{M_w}$$

المواضي المطلوبة

الحاليل التالية تتركز ($0.1N$) لكل منها:

حمض الكبريت، محلول هيدروكسيد الصوديوم، محلول كربونات الصوديوم. مشعر فينول فتالين، مشعر برتقالي الميتييل.

الأدوات المطلوبة:

ساحة، مقاييس مدرج سعة 10 مل، ماصة سعة 5 مل، إرلينة معايرة 150 مل

1. معايرة حمض قوي ثائي الوظيفة بأساس قوي:

مثال: معايرة محلول حمض الكبريت H_2SO_4 بمحلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ تملأ الساحة بمحلول $NaOH$ (0.1 N) إلى التدريجة صفر

يوضع في إرلينة المعايرة النظيفة تماما حجم من محلول حمض الكبريت مقداره 5 مل مجهز بأداة بلاستيكية خاصة تساعد على سحب محلول.

يضاف إلى محلول حمض الكبريت المراد معايرته قطرتين من المشعارات التالية: بتجربة أولى مشعر برتقالي الميتييل (هليانتين) وبتجربة ثانية مستقلة عن الأولى مشعر فينول فتالين يتلون محلول حمض كلور الماء في الأرلينة باللون الأحمر الوردي (الشكل الحمضي للمشعر) بوجود مشعر برتقالي الميتييل وعند إجراء المعايرة يضاف محلول هيدروكسيد الصوديوم من الساحة تدريجياً وببطء وعند الشعور بالاقتراب من نقطة التكافؤ ببدء تغير لون المشعر يضاف الأساس من الساحة قطرة فقطرة مع استمرار مراقبة لون محلول في الأرلينة لتحديد النقطة التي ينقلب فيها لون المشعر تماما إلى اللون البرتقالي الثابت (الشكل الأساسي للمشعر) وذلك مع استمرار التحريك البطيء للمحلول أثناء عملية المعايرة .

في التجربة الثانية يضاف إلى محلول حمض الكبريت المراد معايرته قطرتين من مشعر فينول فتالين يبقى عديم اللون (الشكل الأساسي للمشعر) وعند إضافة الأساس من الساحة بأجراء المعايرة بنفس الخطوات السابقة يتم تحديد قطرات الأساس التي يظهر عندها اللون الأحمر البنفسجي الثابت (الشكل الأساسي للمشعر) بالرغم من استمرار تحريك محلول.

يحدد حجم الأساس اللازم لانقلاب لون المشعر في كل تجربة وتسجل قيمة هذا الحجم V للأساس معلوم النظمية $N = 0.1 N$

تحسب نظمية الحمض المجهول العيار 'N' المأخوذ بحجم محدد $V = 5 ml$ باستخدام علاقة المعايرة:

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

عدد مكافئات محلول المعاير الحمض = عدد مكافئات محلول المعاير الأساس

$$0.1 \times V' = N' \times 5$$

ترتيب النتائج في الجدول التالي:

نظامية الحمض N'	حجم الحمض V'	حجم الأساس V	نظامية الأساس N	المشعر	الحمض المعايير	الأساس المعايير
				برتقالى الميتيل	H ₂ SO ₄	NaOH
				فينول فتالئين	H ₂ SO ₄	NaOH

2. معايرة محلول مادة صلبة كأساس ضعيف:

مثال: معايرة محلول كربونات الصوديوم Na₂CO₃ بمحلول حمض كلور الماء HCl (N 0.1).

تغسل الأرلينة جيداً ويؤخذ بالممسح حجم مقداره 5 مل بدقة محلول كربونات الصوديوم Na₂CO₃, يعاير بمحلول حمض كلور الماء HCl (N 0.1) من الساحة فيحتاج لحجم V₁ بوجود مشعر فينول فتالئين بتجربة أولى فيجب أن يختفي لون الفينول أحمر اللون في الوسط القلوي ليصبح عديم اللون علماً بأن هذه النقطة ليست دقيقة تماماً وبذلك يتم تعديل الوظيفة الأولى من محلول كربونات الصوديوم ، ثم يضاف مشعر برتقالي الميتيل فيتلون محلول باللون الأحمر الوردي فيحتاج لحجم V₂ وبذلك يتم تعديل الوظيفة الثانية لكربونات الصوديوم.

فالحجم اللازم لمعايرة كربونات الصوديوم كاملة هو (V₁+V₂).

ترتيب النتائج في الجدول الآتي:

نظامية الأساس N'	حجم الأساس V'	حجم الحمض المستهلك	نظامية الحمض N	المشعر	الأساس المعاير	الحمض المعايير
---------------------	---------------------	-----------------------	-------------------	--------	----------------	-------------------

	V1=	فينول فتالين	الوظيفة الأولى <chem>Na2CO3</chem>	HCL
	V2=	برتقالى الميتيلى	الوظيفة الثانية <chem>Na2CO3</chem>	HCL
	(V1+ V2)=	بوجود الأول والثانى	كامل <chem>Na2CO3</chem>	HCL

تحسب مولية كربونات الصوديوم بعد معرفة قيمة النظامية.

ويحسب التركيز الوزني لکربونات الصوديوم معبراً عنه بـ $\text{غ}/\text{ل}$ في المحلول المجهول.

3. تعين وزن CaO وذلك بمعايرة حجم معين من ماءات الكالسيوم بواسطة حمض الفوسفور معلوم التركيز:

- جهز الساحة واملاها بحمض الفوسفور N 0.1 .
- خذ بالممص 5 مل من محلول Ca(OH)2 المجهول التركيز وضعها في فيول نظيف للمعايرة.
- أضف إلى المحلول المجهول 3 قطرات من مشعر فينول فتالين الذي يعطي لونا زهرياً.
- أضف تدريجياً من الساحة وعلى شكل قطرات من محلول حمض الفوسفور إلى محتوى الفيول مع التحريك حتى الوصول إلى النقطة التي تثبت بزوال لون المشعر.
- سجل حجم حمض الفوسفور الذي لزم لزوال اللون. احسب مولية ماءات الكالسيوم المجهولة ومن ثم وزنها في العينة.

الجلسة العملية الثامنة

معاييرات الأكسدة والارجاع

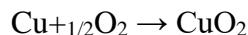
مقدمة نظرية

4. تفاعلات الأكسدة والإرجاع

يعتبر موضوع الأكسدة والإرجاع من المواضيع الأساسية والهامة في مجال الكيمياء. تكتب المعادلات الكيميائية بأحد الشكلين:

- **معادلات جزيئية:** (الصيغ الكيميائية في المعادلة تكون بشكل جزيئات غير مشحونة).
 - **معادلات شاردية** (تحوي المعادلة شوارد كيميائية ناتجة عن تشرد المركبات القابلة للانحلال في الماء)
- التفاعلات الكيميائية التي هي تفاعلات أكسدة يرافقها دوماً عملية ارجاع وتدعى بـ **تفاعلات الأكسدة-الرجاع** (Redox).

ارتبط مفهوم الأكسدة لعنصر باتحاده بعنصر الأكسجين، مثل أكسدة النحاس وفق التفاعل:



وارتبط مفهوم الإرجاع لعنصر أو مركب بنزع الأكسجين من المركب الذي يحيي ذلك العنصر مثل:



اعتماداً على مفهوم درجات الأكسدة وعدد الكترونات التبادل بين المؤكسد والمرجع يمكن موازنة المعادلات الكيميائية (المكتوبة بشكل صحيح او لا) حيث بحساب تغير أرقام الأكسدة ووضع الالكترونيات المناسبة في كل طرف وبضرب أمثل الالكترونيات بأنصاف التفاعلات المتبادلة تصبح أنصاف التفاعلات موزونة بالشكل الشارדי.

وبصورة عامة يمكن موازنة المعادلة بطريقتين أساسيتين:

طريقة أولى: اعتماداً على قيم درجات الأكسدة فقط وتصلح فيها موازنة المعادلات في كافة الأوساط الحمضية أو القلوية والمعتدلة.

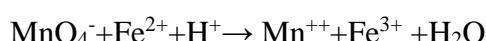
طريقة ثانية: تدعى بطريقة أنصاف التفاعلات وهي تتصف بخطوات مميزة لكل نوع من الأوساط الحمضية أو القلوية أو المعتدلة. وتم الموازنة بطريقة أنصاف التفاعلات بوسط حمضي وفق الخطوات التالية:

1. تحديد أرقام أكسدة المواد المرجعة والمواد المؤكسدة.
2. كتابة التفاعلين الكترونيين لعملية الأكسدة والإرجاع.
3. موازنة عدد الذرات في طرفي كل تفاعل نصفي على حدى عدا ذرات الهيدروجين والأكسجين.
4. نضيف للطرف الذي ينقصه الأكسجين عدداً من جزيئات الماء مساوياً لعدد ذرات الأكسجين التي تقصه.
5. نضيف للطرف الذي ينقصه الهيدروجين عدداً من أيونات الهيدروجين H^+ مساوياً لعدد ذرات الهيدروجين التي تقصه.
6. نساوي الشحنات بين طرفي كل من المعادلتين النصفيتين بإضافة الكترونات.
7. نساوي بين عدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة في المعادلتين النصفيتين وذلك بضرب كل تفاعل نصفي بعدد مناسب من بحيث يتساوى عدد الإلكترونات فيهما.
8. يجمع التفاعلين النصفيين للحصول على تفاعل الأكسدة والإرجاع بشكله الأيوني وتحذف الأيونات والجزيئات المشتركة بين طرفي المعادلة الأيونية.
9. يكتب التفاعل الكلي بشكله الجزيئي وذلك تبعاً للمواد المستخدمة في التفاعل، يوازن ما تبقى من العناصر للحصول على معادلة الأكسدة والإرجاع.

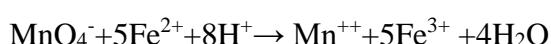
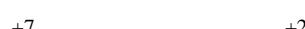
مثال على موازنة التفاعلات وفق طريقة أنصاف التفاعلات في الوسط الحمضي: تفاعل برمغنت البوتاسيوم وكلور الحديد بوسط حمض كلور الماء، يعطى التفاعل بالشكل الجزيئي:



أو بالشكل الشاري:



الموازنة وفق أنصاف التفاعلات:



من أنصاف التفاعلات السابقة يلاحظ أن شاردة البرمنغفات MnO_4^- اكتسبت الكترونات فهي شاردة مؤكسدة وبالتالي برمونغفات البوتاسيوم $KMnO_4$ هو المؤكسد، بينما شاردة الحديد فقدت الكترون فهي شاردة مرجعة وبالتالي كلور الحديد هو المرجع.

معايير الماء الأكسجيني

الهدف من التجربة

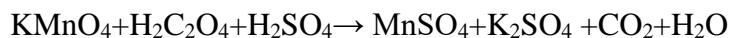
تحديد تركيز الماء الأكسجيني H_2O_2 المركب الهام في المجالات الطبية والصيدلانية والصناعية بطرق المعايرة الحجمية باستخدام محلول برمونغفات البوتاسيوم بعد اجراء تقييسه كوسيلة لإجراء معايرة الماء الأكسجيني. ويتم ذلك على مرحلتين:

- المرحلة الأولى: معايرة محلول برمونغفات البوتاسيوم بدقة بمحلول قياسي وهو محلول حمض الهايدروجيني 0.1 نظامي.
- المرحلة الثانية: معايرة محلول الماء الأكسجيني مجھول التركيز بمحلول برمونغفات البوتاسيوم المعاير في المرحلة الأولى.

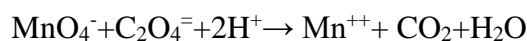
وبذلك تكون المعايرة غير مباشرة وકأنه تمت معايرة الماء الأكسجيني بمحلول قياسي من حمض الهايدروجيني في حين لا يمكن معايرة أحدهما بالآخر مباشرة بالطرائق التحليلية المعروفة.

مبادئ المعايرة:

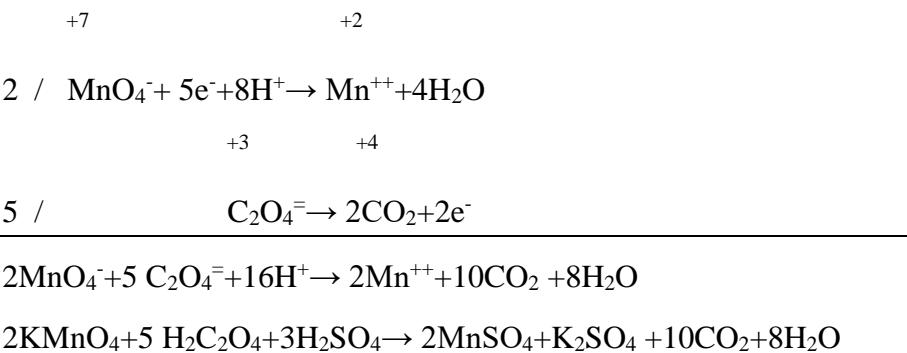
تم معايرة برمونغفات البوتاسيوم مجھول التركيز بحمض الهايدروجيني معلوم التركيز بوجود حمض الكبريت كوسيلط وفق التفاعل التالي:



أو بالشكل الشاري:



يمكن موازنة التفاعل وفق طريقة أنصاف التفاعلات اعتماداً على درجات الأكسدة:



يتعلق الوزن المكافئ للمادة المؤكسدة او المرجعة في معايرات الأكسدة والارجاع بتغيير عدد الأكسدة، شاردة البرمنغات المؤكسدة اكتسبت خمسة الكترونات فالوزن المكافئ للمرجع ساوي، وزنه الحزئي.

إذا الوزن المكافئ في معايرات الأكسدة والارجاع هو الوزن الجزيئي للمادة مقسوماً على عدد الكترونات التبادل:

$$E_w = M_w / n$$

حيث E_w الوزن المكافئ، M_w الوزن الجزيئي، n عدد الكترونات التبادل

يعتمد مبدأ المعايرة على إضافة حجم معين مأخوذ بدقة في الساحة من المادة المؤكسدة إلى كمية مناسبة من المادة المرحمة حتى الوصول إلى نقطة التكافؤ . وعند نقطة التكافؤ :

عدد مكافآت المادة المؤكدة = عدد مكافآت المادة المرجعة
وبتحقق ذلك يتساوى عدد الكترونات التأدل.

فإذا كان V حجم المادة المؤكسدة و N نظامتها

V حجم المادة المراجعة و 'N نظاميتها.

فعد نقطة التكافؤ يكون

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

في معرفة نظامية احدى المادتين يمكن معرفة حساب نظامية المادة الثانية.

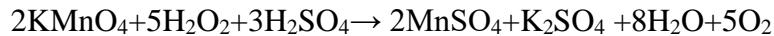
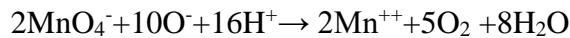
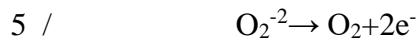
في معايرات الأكدة والارجاع لا حاجة لاستخدام مشعرات لتحديد نقطة التكافؤ لأن أحدى المادتين المؤكدة أو المرجعة تكون عادة ملونة، ويعتمد مبدأ التعرف في الوصول إلى نقطة التكافؤ على زوال ذلك اللون أو ظهور لون مغاير للون الأصلي.

+7

+2



-1 0



في هذا التفاعل شاردة البرمنغناط اكتسبت الكترونات فالمؤكسد هو برميغناط البوتاسيوم بينما فقدت شاردة الأكسجين الكترونات في هذا التفاعل فالماء الأكسجيني هنا هو المرجع ويلاحظ السلوك المرجع للماء الأكسجيني في هذا التفاعل غير السلوك المألوف له بأنه مؤكسد في الحالة العامة وخاصة عندما يتفكك لوحده، أما في هذا التفاعل فهو مرجع بسبب تفاعله مع مؤكسد أقوى منه.

وكما سبق الوزن المكافئ لبرمنغناط البوتاسيوم 1/5 من وزنه الجزيئي. والوزن المكافئ للماء الأكسجيني هو 1/2 من وزنه الجزيئي.

أدوات التجربة	مواد التجربة
سحاحة معايرة سعة 25 مل	محلول ماء أكسجيني مجهول التركيز
إرلينية معايرة سعة 250 مل	محلول برميغناط البوتاسيوم مجهول التركيز
ممص مدرج سعة 5 مل	محلول حمض الحماض 0.1 نظامي
	محلول حمض الكبريت 0.5 نظامي

طريقة العمل:

1. معايرة برميغناط البوتاسيوم بحمض الحماض 0.1 نظامي:

يوضع محلول برميغناط البوتاسيوم (المجهول التركيز) في السحاحة بعد التأكد من نظافتها جيداً بغسلها بالماء وبمحلول برميغناط وتمليء إلى الصفر التدريجي.

يؤخذ بممص المعايرة حجمه 5 مل محلول حمض الحماض 0.1 نظامي بعد التأكد من نظافة المص

وغسله بهذا محلول، ثم يوضع محلول في إرلينية نظيفة ويضاف اليه حوالي 20 مل حمض الكبريت ½ نظامي (حجم حمض الكبريت تقريبي لأنه وسيط)، يحرك المزيج ثم يسخن إلى درجة تقارب 60°م. تبدأ عملية المعايرة بإضافة محلول برميغناط البوتاسيوم من السحاحة ببطء وبشكل تدريجي مع التحريك المستمر

وبحيث تمسك الأرلينة باليد اليمنى وصنبور السحاحة باليد اليسرى، تستمر الإضافة قطرة قطرة مع استمرار مراقبة لون محلول في الأرلينة، يتم التوقف عن الإضافة عندما يغدو لون المزيج زهري فاتح لأكثر من دقيقة وهذا يشير إلى انتهاء التفاعل. يسجل الحجم اللازم لانتهاء المعايرة، تعاد عملية المعايرة مرة ثانية وبنفس الخطوات ويسجل الحجم اللازم للمعايرة ثم يؤخذ الوسط الحسابي للحجم اللازم للمعايرة ول يكن 7.

المطلوب حساب نظامية ومولية برمونغات البوتاسيوم وتركيزه الوزني.

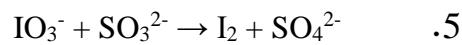
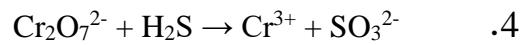
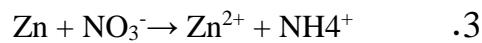
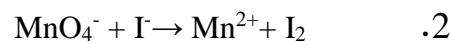
2. معايرة الماء الأكسجيني ببرمنغات البوتاسيوم المعاير في التجربة السابقة:

يحافظ على وضع محلول برمونغات البوتاسيوم (الذي أصبح معلوم التركيز) في السحاحة ويعاد مؤها بالمحلول إلى الصفر التدريجي، يؤخذ بممص المعايرة حجمه 5 مل محلول الماء الأكسجيني مجهول التركيز بعد التأكد من نظافة الممص، يوضع محلول في إرلينة نظيفة، يضاف إليه حوالي 20 مل حمض الكبريت نصف نظامي يتم إجراء المعايرة دون أي تسخين للمحلول خشية تفكك الماء الأكسجيني، تستمر الإضافة قطرة قطرة مع استمرار لون محلول في الأرلينة، يتم التوقف عن الإضافة عندما يصبح اللون زهر فاتح كما سبق. يسجل الحجم اللازم للمعايرة، ثم تعاد عملية المعايرة مرة ثانية بنفس الخطوات، ويسجل الحجم اللازم للمعايرة ثم يؤخذ الوسط الحسابي للحجم اللازم للمعايرة ول يكن 7.

المطلوب حساب نظامية ومولية الماء الأكسجيني وتركيزه الوزني.

تمارين

وازن المعدلات التالية بطريقة الأكسدة والإرجاع في وسط حمضي:



مسألة

تمت معايرة 20 مل من محلول الماء الأكسجيني ببرمنغنات البوتاسيوم N 0.1 فلزم للوصول لنقطة التعديل 15 مل.

- ما هو المشعر المناسب لهذه المعايرة ولماذا؟
- احسب نظامية ومولية الماء الأكسجيني وتركيزه الوزني.

الجلسة العملية التاسعة

تحليل المواد المضادة للحموضة

المواد المضادة للحموضة تركيبات دوائية مختلفة تشتهر جميعها بخاصة احتواها على مواد قلوية التفاعل، أي أنها تضفي على الماء عند حلها صفة قلوية، يحتوي بعضها مثلاً على كربونات الصوديوم أو كربونات الصوديوم الحامضية، أو الأسس الضعيفة كهيدروكسيد المغنيزيوم وهيدروكسيد الألمنيوم أو أملاح الصوديوم أو البوتاسيوم للحموضة العضوية الخفيفة. وقد تحتوي على مواد كيميائية أخرى غير فعالة تقوم بتمديد المادة القلوية الصلبة.

الهدف من التجربة:

معايرة المواد المضادة للحموضة بطريقة غير مباشرة.

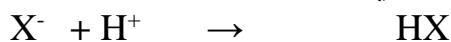
مبدأ التجربة:

تعديل قلوية الحبة الدوائية بزيادة من حمض معاير، ثم تعديل زيادة الحمض بقلوي معاير بوجود مشعر. إذا افترضنا أن NaX هو الملح المستعمل في التركيب الدوائي فإن ما يحصل عند ملامسة الدواء للماء هو التالي:

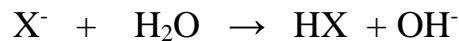
1. تشرد الملح



2. تفاعل الشاردة السالبة مباشرة مع الحموضة الزائدة في المعدة:



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



فالشاردة X^- تقوم بدور مادة قلوية سواء مباشرة أو بصورة غير مباشرة. إن هناك في الصيدليات أصنافاً كثيرة من هذه المواد الدوائية والتي تختلف فيما بينها بقوة قلويتها. والمطلوب معرفة عدد المولات من حمض كلور الماء التي يعدلها 1 غ من المادة الدوائية المفحوصة. يتم ذلك بوزن المادة المفحوصة وزناً دقيقاً ثم سحقها ثم حلها في زيادة معلومة من حمض كلور الماء المعلوم التركيز.

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

$$n = n' - n''$$

n: عدد مولات حمض كلور الماء المعدلة للحبة الدوائية

n': عدد مولات حمض كلور الماء الكلية

n'': عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم

$$n = \frac{N'V'}{1000} - \frac{N''V''}{1000}$$

حيث: N_{النظامية} V الحجم.

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

مثال:

يحل 1.5 غ من حبة دوائية في 30 مل من محلول حمض كلور الماء 2 نظامي، ثم عويرت زيادة الحمض بمحلول هيدروكسيد الصوديوم 3 نظامي، فلزم للوصول؛ إلى نقطة التعادل 10 مل من محلول الهيدروكسيد، احسب عدد مولات حمض كلور الماء التي تعدل 1 غ من الحبة الدوائية.

الحل:

$$n = \frac{N'V'}{1000} - \frac{N''V''}{1000}$$

عدد مولات حمض كلور الماء الكلية $\frac{N'V'}{1000}$

عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم $\frac{N''V''}{1000}$

$$n = \frac{\frac{30 \times 2}{1000}}{\frac{10 \times 3}{1000}} = 0.03 \text{ mol}$$

كل 1.5 غ حبة دوائية تعدل 0.03 مول من HCl

كل 1 غ حبة دوائية تعدل x مول من HCl

$$X = 0.02 \text{ mol}$$

طريقة العمل:

اسحق حبة دوائية من أحد الأدوية المضادة لحموضة المعدة، زن المسحوق بدقة وضعه في أرلينة معايرة، حل هذا المسحوق في 30 مل من حمض كلور الماء 2 نظامي أضف عدة قطرات من مشعر فينول فتالين، وعایر بمحلول هيدروكسيد الصوديوم 1 نظامي حتى تغير اللون، أعد التجربة من أجل كل نوع دوائي تطلب مقارنة تأثيره.

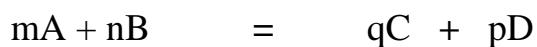
الجلسة العملية العاشرة

انزياح التوازن الكيماوي ومبدأ لوشاتولييه

دراسة التوازن الكيماوي والتحقق من مبدأ لوشاتولييه.

مبدأ التجربة:

ليكن لدينا التفاعل:



- تتعين سرعة هذا التفاعل من اليسار إلى اليمين بالعلاقة:

$$V_1 = K' [A]^m [B]^n$$

وتتناقص هذه السرعة مع الزمن.

- تتعين سرعة هذا التفاعل من اليمين إلى اليسار بالعلاقة:

$$V_2 = K'' [C]^q [D]^p$$

وتترزىد هذه السرعة مع الزمن.

حيث: $[A]$ $[B]$ $[C]$ $[D]$ تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة على الترتيب.

- وبعد فترة زمنية تتساوى السرعتان V_1 و V_2 ويطلق على هذه الحالة اسم التوازن الكيماوي:

$$K' [A]^m [B]^n = K'' [C]^q [D]^p$$

ومنه:

$$K_C = \frac{K'}{K''} = \frac{[C]^q [D]^p}{[A]^m [B]^n}$$

تعبر هذه المعادلة عن قانون فعل الكتلة لغولدبرغ وواج، وتقرأ كما يلي:

إن نسبة جداء التراكيز الجزيئية للمواد الناتجة من التفاعل إلى جداء التراكيز الجزيئية للمواد الداخلة في التفاعل عند التوازن، مقدار ثابت في درجة حرارة معينة من الحرارة.

ينزاح التوازن بفعل المؤثرات الخارجية، وقد عبر لوشاتولييه عن ذلك بقانونه الشهير:

(إذا حدث فعل خارجي في جملة متوازنة أي تغيير في الشوط التي تعين وضع التوازن ، فإن التوازن ينزاح في اتجاه الذي يؤدي إلى الإقلال من تأثير ذلك التغيير)

سدرس انزياح التوازن في مثال تفاعل كلور الحديد وسلفوسيلان البوتاسيوم في المحلول المائي ، وفي مثال التوازن الشاردي للمحلول المائي للفينول فتالين في محلول المائي المعديل ، حيث تتعلق شدة التلون بتراكيز المادة الملونة الناتجة من التفاعل في المثالين.

طريقة العمل:

خذ 10 مل من كل من المحلولين المددين لكlor الحديد من 2 الى 3 قطرات من محلول أو الأمونيوم وامزجهما في بيشر زجاجي.

(يتم التوازن بعد المزج الجيد مباشرة)

حرك المحلول بقضيب زجاجي ثم وزع بالتساوي محتويات البישير في أربعة أنابيب اختبار.

- احتفظ بأحد الأنابيب أنبوباً شاهداً للمقارنة،

ما هو لون المحلول:

- ضع في الأنوبه الثاني من 2 الى 3 قطرات من محلول مركز لكlor الحديد.

ما هو لون المحلول:

قارن لون المحلول الحاصل مع لون المحلول في الأنوبه الشاهد.

- أضف إلى الأنوبه الثالث من 2 الى 3 قطرات من محلول مركز لسلفوسيلان البوتاسيوم.

ما هو لون المحلول:

قارن لون المحلول الحاصل مع لون المحلول في الأنوبه الشاهد.

- أضف إلى الأنوبه الرابع بضع بلورات من ملح كلوريد البوتاسيوم ، حرك حتى تمام الإنحلال ، ماذا تلاحظ؟

اكتب علاقة ثابت التوازن الجزيئي لهذا التفاعل ،

أوضح أسباب تغير لون محلول في الأنابيب (الثاني والثالث والرابع)

- أغسل الأنابيب والبישير وحضرها للتجربة التالية.

ثانياً:

ضع في بيشر زجاجية 1 مل من محلول الفينول فتالين ، ومدده بالماء المقطر إلى 100 مل ، حرك بقضيب زجاجي.

ضع محتويات البيشير في ثلاثة أنابيب اختبار واملأها إلى النصف.

- احتفظ بأحد الأنابيب أنبوباً شاهداً للمقارنة ،

- ضع في الأنوبه الآخر قطرة من محلول مادة قلوية ، ماذا تلاحظ؟

- ضع في الأنوبه الأخير قطرة من محلول مادة حمضية ، ماذا تلاحظ؟

الجلسة العملية الحادية عشرة

طرق الفصل الكروماتوغرافي

تتضمن هذه الطرق مجموعة من عمليات الفصل المتباعدة ذات الأهمية البالغة بالنسبة للمحلل الكيميائي، ذلك أنها تمكنه من فصل وعزل وتحديد هوية مكونات مزاج معقدة يصعب كثيراً تحليلها بطرق أخرى، إذا لم نقل مستحيل.

من الصعب تفريغ كلمة كروماتوغرافي (التفريق اللوني) بدقة، بسبب تنوع الجمل التي طبقت عليها، وكذلك التقنيات المتعددة التي استعملت تحت هذا الاسم. وفي المعنى العام الواسع تشير هذه الكلمة إلى العمليات التي تسمح بفصل وتحليل مزيج نتيجة للفروق في سرع انتقال مكونات هذا المزيج عبر طور ثابت بتأثير طور متحرك.

بدأ استعمال هذه الطرق منذ مطلع القرن العشرين تقريباً، عندما وضع عالم النبات M.Tswett محلولاً من الأصبغة الطبيعية النباتية (في ايتر البترول) على رأس عمود من أتربة كلسية ناعمة مرصوصة في أنبوب زجاجي، ثم اتبعه بايتر بترول نقى. فعندما يمر ايتر البترول عبر العمود تنتقل مكونات المزيج الصباغي بسرعة مختلفة، وتتفصل وبالتالي إلى أقسام ملونة. ذلك هو السبب في تسمية هذه العملية التفريغ اللوني (الكروماتوغرافي)، علماً أن المعنى العام لهذه العبارة الآن أصبح هائل الاتساع بالمقارنة مع تجربة تسفيت. ونظريّة الفصل تعتمد على توزيع الخليط المراد فصلة بين سطحين مختلفين أحدهما يسمى السطح الثابت (Stationary Phase). والآخر يسمى السطح المتحرك (Mobile Phase). في علم الكروماتوغرافيا تمر المركبات المختلفة بالخليط المتحرك على السطح الثابت وحيث أن لكل مركب قدرة على الاحتكاك مع السطح الثابت تختلف عن المركب الآخر، لذا يتم فصل المركبات على السطح الثابت وبالتدريج تحرك مع السطح المتحرك بعد أن يتم فصلها وهذه الظاهرة تسمى الامتصاص (adsorption) ويعتمد الفصل على قابلية ورغبة المركب في التفاعل مع السطح الثابت ، فكلما كانت هذه الرغبة أقوى كلما تعطل المركب عن الحركة وكلما كانت الرغبة أقل بذلك تسرع المركبات في الحركة وبذلك يتم الفصل.

انتشرت تقنية التحليل الكروماتوغرافي وتعددت طرقها بسرعة كبيرة معتمدة على اختلاف القدرة الإمتزازية للمركبات الكيميائية، فممكن بسرعة وبدقة معرفة تركيب كثير من المركبات المشابهة في خواصها الكيمائية والفيزيائية. سنقتصر هنا على دراسة الكروماتوغرافيا الورقية.

بدأ تطبيق هذه الطريقة في عام 1944، وهي تنصف بالبساطة والحجم الصغير، وتسعمل كثيراً في مجال الكيمياء الحيوية والعضوية.

وفق هذه الطريقة يوضع محلول من العينة بالقرب من النهاية السفلية لشريط طولاني من ورق الترشيح السميك يحقق الشروط التالية:

1. نقىًّا (تتراوح نسبة السيلولوز فيه بين 96 - 99 %)

2. متجانس التركيب.

3. ليفي البنية.

4. وألا يحتوي على مركبات عضوية ولا عضوية

تعلق الورقة بعد ذلك شاقوليا بحيث يغمض الطرف السفلي منها الحاوي على العينة في سائل معين. فبسبب القوى الشعرية يرتفع السائل عبر الورقة نحو الأعلى ، حاملاً معه كلًا من مركبات العينة بسرعة معينة. ويمكن لتسهيل عملية تحديد هوية هذه المركبات المختلفة، تجفف الورقة وتبرش بكاشف معين يشكل مركبات ملونة مع هذه المركبات. كما يمكن قص الشريط الورقي إلى قطع تستخلص من كل منها إحدى المركبات. ويمكن أيضًا إكمال التحليل بقياس حجم البقع الملونة.

تنقل المركبات على الورق الكروماتوغرافي بسرعة تختلف باختلافها، وذلك حسب العلاقة:

$$R_f = \frac{x}{y}$$

حيث:

X : المسافة التي قطعتها المادة العضوية (أي المسافة بين خط البدء ومركز البقعة).

Y : المسافة التي قطعها محلول (أي المسافة بين خط البدء وجبهة محلول).

R_f : معامل تتعلق قيمته بطريقة الفصل المستعملة، وبنية المركب، وبنوع الورق، وبنوع محلول المستعمل، ودرجة الحرارة.

إن للمعامل R_f قيمة ثابتة تختلف باختلاف المركب (ضمن شروط عمل ثابتة).

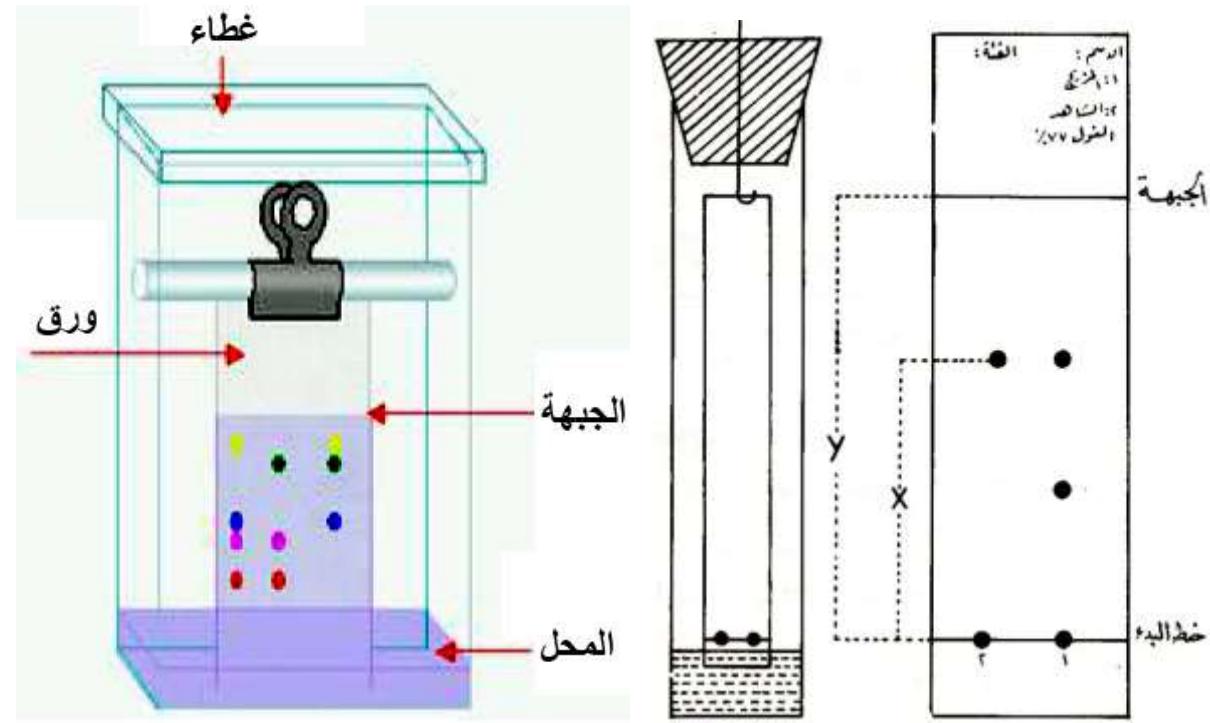
تستخدم الكروماتوغرافيا الورقية في التحليل الكمي لمركبات المزيج، ولكن هذه الطريقة لا تخلو من صعوبة، وهي قليلة المردود.

أدوات التجربة وموادها:

وعاء فصل كروماتوغرافي أو مقاييس مدرج سعة 1000 مل مجهز بسدادة وبسلك معدني، ورق كروماتوغرافي 25×4 سم، أنابيب شعرية دقيقة، بخاخ، خزانة تجفيف (أو شبكة معدنية)، محلول غليسرين 1%， محلول فاللين 1%， محلول غول إيتيلي 77%， محلول نينهدرین 0.1%.

طريقة العمل:

- تحضير وعاء الفصل: صب محلول الغول الإيتيلي 77% في قاع المقياس المدرج، بحيث لا يزيد ارتفاعه عن 2 سم، ثم أغلق الوعاء بإحكام.
 - تحضير شريط الكروماتوغرام: ارسم على شريط الكروماتوغرام (ذي القياس 4×25 سم) بقلم الرصاص العادي خطأً يبعد 2.5 سم عن الطرف الضيق للشريط.
 - ارسم على الخط دائرتين لا يتجاوز قطر الدائرة منها 2 مم، بحيث تبعد الواحدة عن الأخرى وعن الطرفين العريضين للشريط ما لا يقل عن 1 سم.
 - ضع الشريط فوق صفيحة من ورق نظيف، وارفع طرف الشريط حيث الخط المرسوم بقلم أو مسطرة فلا يمس شيئاً.
 - خذ بأنبوب شعرى دقيق شيئاً من مزيج الغليسين والفاللين وضعه الدائرة رقم(1).
 - ضع شيئاً من الحمض الأميني الشاهد (الغليسين أو الفاللين) في الدائرة رقم(2).
- ملاحظة:** يطلق على هذه العملية التحميل:



- اترك البقعتين لتجفوا، ومن ثم حملهما من جديد.
- وينبغي ضماناً للفصل الجيد أن لا يزيد قطر البقعة المحملة عن 2 مم في الحالتين، وأن تبقى يداك نظيفتين أثناء العمل، وألا ترفع الشريط إلا من طرفيه.
- علق الشريط الورقي من الأعلى بالسلك المعدني المثبت في السدادة، وأدخله في وعاء الفصل (في المقياس المدرج المحتوى على 2 سم عمقاً من محلول الغول الإيتيلي 77%) بدون أن يمس الجدران.
- اغمس الطرف السفلي للشريط في محلول الغول 77% إلى عمق (1) سم بحيث يبقى خط البدء بعيداً في المحلول بمسافة (1) سم.

- ثم أغلق وعاء الفصل بإحكام واتركه حتى آخر الجلسة. (اشرع خلال الوقت المتبقى من الجلسة في تحضير التجربة التالية).
 - وقبيل انتهاء الجلسة اسحب شريط الكروماتوغرام بحذر وحدد عليه خط الجبهة (الحد الذي وصل إليه محلول).
 - جفف الشريط تحت ساحة الهواء في درجة الحرارة العادية.
 - بخ عليه النينهدرين وجففه بالهواء في الدرجة العادبة، ومن ثم في الدرجة 70 درجة مئوية حتى ظهور البقع الملونة البنفسجية.
- ملاحظة:** إذا لم تتوفر في المخبر خزانة تجفيف، جفف الكروماتوغرام بحذر بإمراهه فوق الهواء الساخن الصادر عن موقد غاز ضعيف اللهب وضعت فوقه شبكة معدنية وذلك على بعد 15 سم عن الشبكة.
- حدد مكان البقع، محيطاً ومركزاً، بقلم رصاص، وثبت الكروماتوغرام على الصفحة المخصصة في دفتر العملي.

الجلسة العلمية الثانية عشرة

الاستيكوومترية

الهدف من التجربة:

التحقق من وجود علاقة كمية ثابتة بين عدد المولات (أو الأوزان) المواد المتفاعلة.

والتحقق من أن التفاعل بين هذه المواد يتم دائماً بالنسبة نفسها التي تمليها معادلة التفاعل الموازنة مهماً كانت كمية هذه المواد.

والتحقق أيضاً من أن المادة الأقل كمية هي التي تحدد كمية المنتجات، وتحدد وبالتالي المردود النظري المتفاعل.

العمل المختبري:

في أي تفاعل كيماوي تستهلك المواد المتفاعلة مشكلة المواد الناتجة وفق النسب التي تحددها المعادلة الكيماوية الموزونة للتفاعل.

تقدير كمية المواد المتفاعلة من قياس حجم محاليلها المعيارية أكثر سهولة من تقدير كتلتها لأن قياس الحجم أسهل عملياً من تقدير الكتل.

يمكن أن نجري التفاعل السابق بإجرائه بثلاث طرق مختلفة:

(1) بأن نحافظ على كمية المواد المتفاعلة التي تتخذها نسبة التفاعل وبالتالي نحصل على المواد الناتجة حسب التفاعل. تجدر الملاحظة هنا أن الكميات لا توصلنا إلى الهدف المنشود من إجراء تفاعل المادة المثبتة مع المادة التي يجب أن تتفاعل مع الجينات البوتاسيوم المنحلة لجعلها ملحاً غير منحل.

(2) بأن نجري التفاعل مع مراعاة حاجتنا إلى إضافة كمية زائدة من كبريتات الكالسيوم دون تفاعل حتى تقوم بدورها بالتفاعل مع الجينات البوتاسيوم، وهنا يمكن التتحقق من أن المادة الأقل كمية هي التي تحدد المواد الناتجة عن التفاعل، أما المواد التي تزيد كميتهما على ما يحتاجه التفاعل فهي مواد فائضة.

(3) بأن نتحرى سير تفاعل فوسفات الصوديوم وكبريتات الكالسيوم مع تغيير الحجم، وذلك بتعيين كمية الراسب المتشكل من $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ كل مرة نغير حجمي كل من محلولين وذلك بتعيين المادتين المتفاعلات بحيث يبقى مجموع الحجمين ثابتاً دوماً.

طريقة العمل:

تجربة (1):

- يوضع في بيشر 20 مل من فوسفات الصوديوم 0.5 مول.
- يضاف إلى المحلول السابق 30 مل من محلول كبريتات الكالسيوم (تؤخذ الحجوم بدقة بواسطة السحاحة أو الممص الآلي)
- يلاحظ ظهور راسب من فوسفات الكالسيوم يفصل بالترشيح. وللتتأكد من خلوها من شوارد الكالسيوم وأن المواد المتفاعلة قد استهلكت بشكل عام يجري الاختبار التالي عليها:
يوضع 1 مل من الرشاحة في أنبوب اختبار (يجب التأكد من أن الوسط معندي أو ضعيف القلوية بواسطة ورقة مشعر) ثم يضاف إليه 1 مل من محلول كربونات الأمونيوم N3 فإذا تشكل راسب دل ذلك على وجود شوارد الكالسيوم في الرشاحة المدرosaة.
(هل يتشكل؟ وهل ينبغي له أن يتشكل؟)

تجربة (2):

- تعاد التجربة السابقة لكن باستخدام 20 مل من محلول فوسفات الصوديوم و 60 مل من محلول ، ثم يجري اختبار وجود الكالسيوم في الرشاحة(مع ملاحظة تشكيل الراسب)كبريتات الكالسيوم

تجربة (3):

- تعاد التجربة السابقة ومن الحجوم المدونة في الجدول أدناه.
- في كل مرة يضاف دوماً المحلول الأصغر حجماً إلى البيشر الذي يحوي على المحلول الأكبر حجماً.
- في كل مرة يتشكل راسب، يرشح هذا الراسب ثم يجفف هذا الراسب في فرن كهربائي بدرجة حرارة 80-100 م ويوزن بميزان حساس، ويلاحظ اختلاف لوزن الرواسب المختلفة.
- يرسم المنحني الذي يمثل تغيرات حجوم المواد المتفاعلة بتغير كتل الراسب الجاف التي حصلت عليها باستخدام ورق ميليمترى، سجل ملاحظاتك على البياني الناتج.

Na ₂ PO ₄ (ml)	2	4	6	8	10	12	14	16	18
CaSO ₄ (ml)	18	16	14	12	10	8	6	4	2
كتلة فوسفات الكالسيوم المتشكلة (غ)									