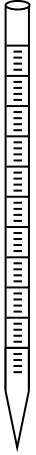


المحاضرة الأولى

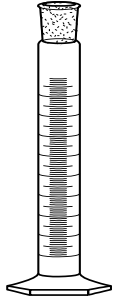
تعليمات عامة حول العمل في المختبر

١. ارتداء الصدرية قبل البدء بالعمل للوقاية من سقوط المواد الخطرة على جلدك وملابسك.
٢. العناية التامة بنظافة الأيدي ونظافة الأدوات قبل وبعد الاستعمال بالماء ومساحيق التنظيف ثم بالماء المقطر وتجفيفها إن أمكن.
٣. إذا تطلب الأمر تنظيف الأدوات المستعملة بمزيج التنظيف الذي يحضر من إذابة 10 غرام من ثنائي كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ ثم إضافة 100 ملتر من حامض الكبريتيك المركز ببطء مع التحريك والتسخين ثم يبرد المحلول.
٤. تخفيف الحوامض والقواعد المركزة أو مزيج التنظيف بالماء قبل تصريفها في المجاري لتجنب تلفها أو انسدادها.
٥. تنظّم الأدوات المستعملة على المنضدة بشكل مرتب ويجب التأكد من إعادة قناني المواد الكيميائية إلى موضعها مغطاة بغطائها الأصلي بعد أخذ المحلول منها.
٦. لا يجوز تسخين أية منظومة وهي مغلقة تماماً.
٧. لا تحاول تذوق أو استنشاق أي مادة في المختبر.
٨. تأكد من اسم المادة الكيميائية على القنينة قبل استخدامها.
٩. عند سقوط مادة كيميائية على الجسم أو الملابس أغسل المنطقة بكمية كبيرة من الماء ثم أستشير المدرس إذا أحدثت المادة ضرراً في الجسم أو الملابس لمعالجتها بطريقة أخرى.
١٠. يجب استخدام مفرغة الغازات والأبخرة (Fume Hood) في الأحوال الآتية:
 - استعمال محلول (H_2S) .
 - تبخير المحاليل أو الحوامض المركزة أو محلول الأمونيا.
 - استعمال المحاليل التي تبعث غازات سامة أو كريهة الرائحة عند التفاعلات.
١١. التأكد من تنظيف جميع الأدوات المستعملة وغسل اليدين بعد الانتهاء من العمل.
١٢. لا تعمل بمفردك في المختبر.
١٣. كتابة التقرير مع مراعاة الآتي:
 - الاهتمام بكتابة التقرير لكل تجربة ويجب أن يشتمل على المحتويات الأساسية للتقرير.
 - تسجيل النتائج والملاحظات في حينها لأجل الإستفادة منها في الحسابات والمناقشة، بالإضافة إلى الاستفادة من أسئلة المناقشة في نهاية كل تجربة وعدم الاقتصار عليها.
 - لا تكون المناقشة على شكل سؤال وجواب، ولا تكون بصيغة نعم أو كلاً.
 - يسلم التقرير إلى مدرس المادة في المختبر التالي.

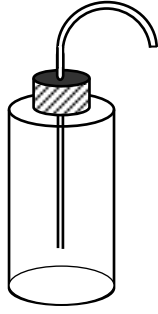
أهم الأجهزة والزجاجيات المستخدمة في مختبر الكيمياء التحليلية



ماصّة
Pipette



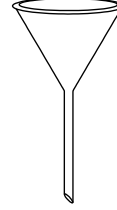
إسطوانة مدرجة
Cylinder



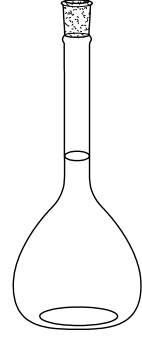
قنينة غسل
Washing Bottle



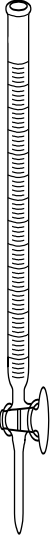
بيكر
Beaker



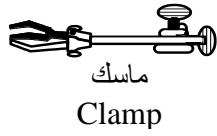
قمع
Funnel



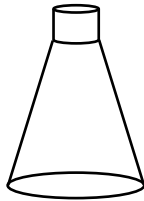
قنينة حجمية
Volumetric Flask



سحّاحة
Burette



ماسك
Clamp



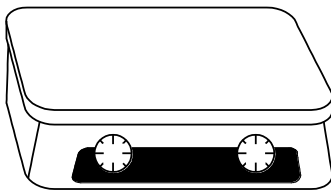
دورق مخروطي
Conical Flask



حامل
Stand



فرن تجفيف
Drying Oven



هيتّر
Hotplate



ميزان حساس
Electronic Balance



حمام مائي
Water Bath

المحاضرة الثانية

مقدمة عامة

الكيمياء التحليلية

يمكن تعريف الكيمياء التحليلية بأنها الوسيلة الكيميائية التي يتم بها الكشف عن العناصر وكذلك طرق فحصها ومعرفة مكونات تلك المواد في الخليط منها وأيضا تقدير هذه المكونات تقديرا كميًا وعلى هذا الأساس يقسم التحليل إلى قسمين:

(١) التحليل النوعي Qualitative Analysis

(٢) التحليل الكمي Quantitative Analysis

التحليل النوعي: يمكننا معرفة الفلزات التي تحمل الشحنة الموجبة والجذور الحامضية التي تحمل الشحنة السالبة الموجودة في المادة المراد تحليلها (نعني بهذا نوعيتها وليس كميتها) من خلال تفاعلها مع بعض الحوامض والكواشف للحصول على راسب أو ألوان خاصة بعنصر أو مجموعة من العناصر.

التحليل الكمي: يمكننا معرفة النسبة المئوية والتركيز للمكونات المختلفة لنموذج معين ومعرفة

التركيب الجزيئي للمادة ويمكن تقسيم التحليل الكمي إلى:

(أ) التحليل الحجمي Volumetric Analysis

(ب) التحليل الوزني Gravimetric Analysis

(ج) التحليل الآلي Instrumental Analysis

التحليل الحجمي: ويجري بواسطة حساب حجم محلول قياسي معلوم التركيز بصورة مضبوطة والذي يتفاعل كميًا مع المحلول المجهول المراد حساب تركيزه وباستخدام الدلائل.

بعض المفردات المستخدمة في التحليل الحجمي:

التسحيح (Titration):

هو عملية إضافة محلول قياسي (Standard Solution) من السحاحة إلى المادة المراد تحليلها وحساب حجم المحلول القياسي اللازم للتفاعل بصورة كاملة مع المادة المجهولة وباستخدام كواشف عضوية ملونة.

نقطة التكافؤ (Equivalence Point):

هي عملية تكافؤ تراكيز مولارية للمادة القياسية الأولية مع المجهولة

نقطة النهاية (End Point):

هي تلك النقطة التي يتم عندها تفاعل كميات متساوية من المحلول القياسي مع المادة المجهولة وهذه النقطة يمكن تحسسها باستعمال الدليل (Indicator) الذي يعاني تغيرا في لونه عند هذه النقطة.

الدلائل (Indicators):

هي عبارة عن حوامض أو قواعد عضوية ضعيفة التآين يتغير لونها أو تحدث تعكيراً أو تعطي وميضاً عند pH معينة وتستخدم لمعرفة نقطة النهاية أثناء عملية التسحيح.

جدول يبين أهم الدلائل المستخدمة في التحليل الحجمي:

الاسم التجاري	نوع المذيب	التركيز %	صبغة الدليل	الصبغة الحامضية	الصبغة القاعدية	مدى الاستعمال pH
فينول فتالين	60% كحول	0.1	حامضي	عديم اللون	أحمر	10 - 8.0
المثيل الأحمر	كحول	0.1	قاعدي	أحمر	أصفر	6.0 - 4.1
المثيل البرتقالي	الماء	0.1	قاعدي	أحمر	أصفر	4.4 - 3.1

وهناك قواعد معينة لاستعمال الدلائل في تسحيحات التعادل:

1. تسحيح قاعدة قوية مع حامض قوي مثل هيدروكسيد الصوديوم مع حامض الهيدروكلوريك نستعمل دليل الفينول فتالين ph.ph
2. تسحيح قاعدة قوية مع حامض ضعيف مثل هيدروكسيد الصوديوم مع حامض الخليك نستعمل دليل الفينول فتالين ph.ph أيضاً.
3. تسحيح قاعدة ضعيفة مع حامض قوي مثل هيدروكسيد الأمونيوم مع حامض الهيدروكلوريك نستعمل دليل المثيل البرتقالي M.O أو المثيل الأحمر M.R
4. تسحيح قاعدة ضعيفة مع حامض ضعيف مثل هيدروكسيد الأمونيوم مع حامض الخليك نستعمل دليل الفينول فتالين ph.ph

المحاليل القياسية Standard Solutions

المحلول القياسي: هو المحلول الذي يحتوي حجم معين منه على وزن معلوم من المادة المذابة. والمحاليل القياسية على أنواع منها:

المحلول القياسي الأولي Primary Standard Solution

يحضر بواسطة الوزن المباشر والمضبوط للمادة المذابة مثل كاربونات الصوديوم Na_2CO_3 و نترات الفضة AgNO_3 .

شروط المادة القياسية الأولية:

- 1) تكون المادة نقية أكثر من 99% وموزونة إلى أربع مراتب عشرية.
- 2) مستقرة ولا تتأثر بالظروف الجوية.
- 3) جافة.
- 4) سهل الحصول عليها ورخيصة الثمن

المحلول القياسي الثانوي Secondary Standard Solution

يحضر بالوزن التقريبي للمذاب في حجم من المذيب ثم يسحح مقابل محلول قياسي أولي لإيجاد عياريته المضبوطة ويطلق على هذه العملية ضبط العيارية Standardization. **ملاحظه:** لا تعتبر الحوامض المركزة مثل H_2SO_4 , HCl , HNO_3 مواد قياسية أولية وذلك لأنها تتبخر في التراكيز العالية، وكذلك القواعد بشكلها الصلب مثل $NaOH$ و KOH لأنها متميئة ولا يمكن الحصول عليها بدرجة عالية من النقاوة.

أنواع التفاعلات التي تتم في التحليل الحجمي والتي سنأخذ أمثلة عليها في هذا الفصل الدراسي:

1. تفاعلات التعادل Neutralization Reaction
2. تفاعلات الأكسدة والاختزال Oxidation-Reduction Reactions
3. تفاعلات الترسيب Precipitation Reactions
4. تفاعلات تكوين المعقدات Complex-Formation Reactions

القوانين المستخدمة في التحليل الحجمي:

(1) المولارية (M): عدد مولات (أوزان جزيئية غرامية) من المذاب في لتر واحد من المحلول.

$$\frac{\text{الوزن (غم)} \times 1000}{\text{الوزن الجزيئي} \times \text{حجم المحلول (مل)}} = \text{المولارية (M)}$$

(2) العيارية (N): عدد مكافئات (أوزان مكافئة غرامية) من المذاب في لتر واحد من المحلول.

$$\frac{\text{الوزن (غم)} \times 1000}{\text{الوزن المكافئ} \times \text{حجم المحلول (مل)}} = \text{العيارية (N)}$$

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد المكافئات (n)}} = \text{الوزن المكافئ}$$

- عدد المكافئات للحامض = عدد البروتونات القابلة للتحلل أو الاستبدال.
- عدد المكافئات للقاعدة = عدد أيونات الهيدروكسيل القابلة للتحلل أو الاستبدال.
- عدد المكافئات للمواد القابلة للتأكسد أو الاختزال = عدد الإلكترونات المفقودة أو المكتسبة.
- عدد المكافئات للملح = عدد ذرات الفلز × تكافؤ الفلز (عدد تأكسده).

(٣) المولارية للحوامض المركزة في قنينة:

$$\frac{\text{الكثافة (أو الوزن النوعي)} \times \text{النسبة المئوية} \times 10}{\text{الوزن الجزيئي}} = \text{المولارية للحوامض المركزة}$$

(٤) العيارية للحوامض المركزة في قنينة:

$$\frac{\text{الكثافة (أو الوزن النوعي)} \times \text{النسبة المئوية} \times 10}{\text{الوزن المكافئ}} = \text{العيارية للحوامض المركزة}$$

(٥) نسبة الوزن إلى الحجم (W/V): وزن مادة مذابة إلى حجم معين من المحلول، فأما بدلالة ppm أي جزء لكل مليون أو بدلالة ppb أي جزء لكل مليار.

$$\text{ppm} = \frac{\text{wt. of Solute (g)}}{\text{vol. of Solution (ml)}} \times 10^6$$

مثلاً:

$$1 \text{ ppm} = 1 \mu\text{g} / \text{ml} \quad \text{أو} \quad 1 \text{ ppm} = 1 \text{ mg} / \text{L}$$

(٦) النسبة الوزنية (%W/W): وزن مذاب إلى 100 غم من مذيب.

$$\text{W/W \%} = \frac{\text{wt. of Solute (g)}}{\text{wt. of Solution (g)}} \times 100$$

(٧) النسبة الحجية (%V/V): حجم سائل المذاب إلى 100 مل من المذيب.

$$\text{V/V \%} = \frac{\text{vol. of Solute (ml)}}{\text{vol. of Solution (ml)}} \times 100$$

(٨) الدالة الحامضية (pH): سالب لوغاريتم تركيز الهيدروجين وبدلالة مول/ لتر.

$$\text{pH} = - \log [\text{H}^+]$$

٩) قانون التخفيف أو التعادل:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

الماضرة الثالثة

تسحيحات التعادل

يعتمد هذا النوع من التسحيحات على الدالة الحامضية حيث يحدث أثناء التسحيح تغييرا في نقطة تعادل المحلول بالاعتماد على طبيعة وتركيز محلول التسحيح وباستعمال دليل مناسب، فإما العامل المسحح يكون حامض قياسي ضد قاعدة مجهولة أو العكس، وحسب نظرية أرينيوس:

فإن الحامض: هو تلك المادة التي تتأين بالماء لتعطي أيون الهيدروجين.

وأما القاعدة: فإنها تلك المادة التي تتأين بالماء لتعطي أيون الهيدروكسيل.

تجربة (١) تحضير حامض قياسي

أساس التجربة:

إن حامضي الهيدروكلوريك والكبريتيك هما المستخدمان على نطاق واسع لتحضير محاليل قياسية للحوامض. كلا الحامضين متوفران تجاريا بهيئة محاليل مركزة، فحامض الهيدروكلوريك المركز تركيزه حوالي 12 مولاري، بينما حامض الكبريتيك المركز 18 مولاري ويعتبر حامض الهيدروكلوريك المفضل في الاستعمال وذلك لأن معظم الكلوريدات ذائبة في الماء لكن هذا الحامض لا يعتبر مادة قياسية أولية لكونه مادة متطايرة. لذلك عند الاستعمال في التحليل يلجأ إلى معايرته مع مادة قاعدية قياسية أولية لتحويله إلى مادة قياسية أولية.

طريقة العمل:

أولاً: تحضير محلول تقريبي 0.1 عياري من حامض الهيدروكلوريك HCl

باستعمال أسطوانة مدرجة أو سحاحة اسحب حوالي 4.9 ملتر من حامض الهيدروكلوريك المركز Con. HCl والذي كثافته 1.12 غم/مل والنسبة المئوية 32% وانقله إلى قنينة حجمه سعة 500 ملتر تحتوي على كمية من الماء المقطر ثم أكمل الحجم إلى العلامة باستعمال الماء المقطر، رج المحلول الناتج بصورة جيدة.

ثانياً: تحضير محلول 0.1 عياري من كربونات الصوديوم Na_2CO_3

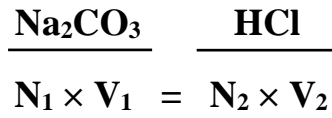
إن المادة القياسية الأولية المستخدمة لمعايرة حامض الهيدروكلوريك هي كربونات الصوديوم Na_2CO_3 المجففة عند درجة 140 م والتي تكون بدرجة نقاوة أعلى من 99.9%

(١) نزن 0.53 غرام من كربونات الصوديوم وزن دقيق بواسطة (ميزان حساس) ثم إذابتها في كمية مناسبة من الماء المقطر في بيكر.

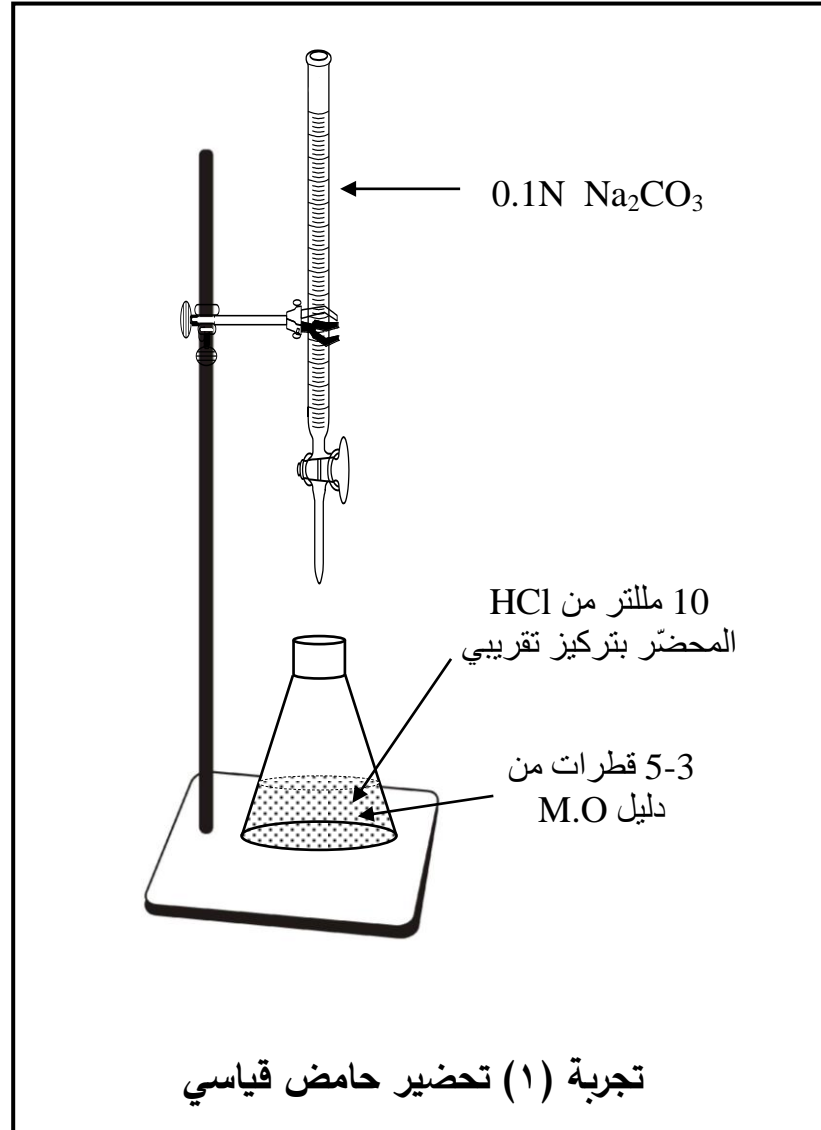
(٢) ينقل المحلول إلى قنينة حجمه سعتها 100 ملتر ثم أكمل الحجم إلى حد العلامة بالماء المقطر وبذلك نحصل على محلول ملحي بعيارية 0.1N.

ثالثاً: معايرة حامض الهيدروكلوريك:

- (١) إملأ السحاحة بمحلول كربونات الصوديوم 0.1N.
- (٢) إسحب بواسطة ماصة 10 ملتر من محلول حامض الهيدروكلوريك المحضر ثم وضعه في دورق مخروطي سعة 250 ملتر.
- (٣) أضف بضع قطرات من دليل المثيل البرتقالي (M.O) تلاحظ تلون المحلول باللون الأحمر.
- (٤) سحح مع محلول كربونات الصوديوم إلى أن يصبح لون المحلول أصفر ثابت. ثم احسب حجم المحلول المستهلك من السحاحة.
- (٥) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات، واحسب معدل الحجم من السحاحة.
- (٦) جد العيارية المضبوطة لحامض الهيدروكلوريك باستعمال العلاقة الآتية:



- N_1 = العيارية المضبوطة لكربونات الصوديوم.
- V_1 = معدل الحجم لكربونات الصوديوم المستهلك من السحاحة.
- N_2 = عيارية حامض الهيدروكلوريك المضبوطة (مجهولة).
- V_2 = حجم حامض الهيدروكلوريك الموضوع في الدورق.
- (٧) ثم أحسب التركيز أولاً بدلالة غم/ لتر ومن ثم بدلالة ملغم/ لتر (أي ppm) وحسب القوانين الآتية: (التركيز الذي أوجدته أعلاه هو بدلالة مول/ لتر)
- التركيز غم/ لتر = العيارية × و.م لأن (المول = الوزن /الوزن المكافئ)
- التركيز ملغم/ لتر = العيارية × و.م × 1000
- (و.م = الوزن المكافئ لحامض HCl وقيمه 36.5)



أسئلة للمناقشة:

- لماذا استخدمنا دليل M.O. دون غيره في هذه التجربة.
- هل وسط المحلول حامضي أم قاعدي عند نقطة نهاية التسحيح لهذه التجربة؟
- هل من الممكن استبدال Na_2CO_3 بـ NaOH في معايرة حامض HCl؟

المحاضرة الرابعة

تجربة (٢) تحضير قاعدة قياسية

أساس التجربة:

تستخدم هيدروكسيدات الصوديوم، البوتاسيوم، الباريوم بصورة عامة لتحضير محاليل قياسية للقواعد وتكون هذه الهيدروكسيدات ذائبة في الماء. إن هيدروكسيد الصوديوم هي أكثر القواعد استعمالاً وذلك لرخص ثمنها، إلا أنها لا تعتبر مادة قياسية أولية وذلك لأنه لا يمكن الحصول عليها بدرجة عالية من النقاوة إضافة إلى كونها مادة متميعة جداً وتحتوي على الماء والكاربونات.

طريقة العمل:

أولاً: تحضير محلول تقريبي 0.1 عياري هيدروكسيد الصوديوم

- (١) نزن بصورة تقريبية 0.4 غم من مادة هيدروكسيد الصوديوم الصلبة.
- (٢) أذب هذا الوزن في الماء المقطر وخفف الحجم إلى 100 مل في قنينة حجمه ثم رج المحلول.

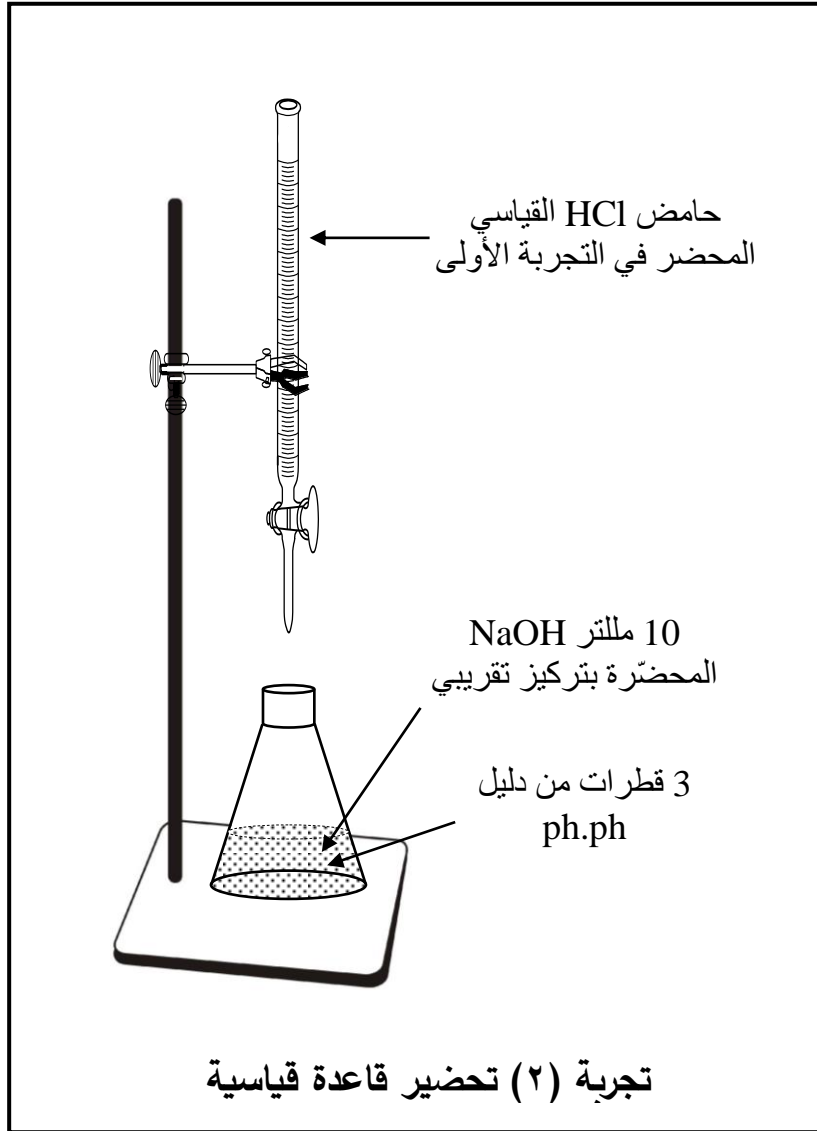
ثانياً: معايرة محلول هيدروكسيد الصوديوم

- (١) املاً السحاحة بمحلول 0.1 عياري من حامض الهيدروكلوريك القياسي.
- (٢) أسحب بواسطة ماصة 10 مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم المحضر وضعه في دورق مخروطي.
- (٣) أضف 3 قطرات من دليل الفينول فتالين (ph.ph) لان لدينا حامض قوي مع قاعدة قوية حيث تلاحظ تلون المحلول باللون البنفسجي.
- (٤) سح مع محلول حامض الهيدروكلوريك إلى أن يصبح المحلول عديم اللون.
- (٥) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات.
- (٦) جد عيارية محلول هيدروكسيد الصوديوم باستعمال العلاقة الآتية:

$$\frac{\text{HCl}}{N_1 \times V_1} = \frac{\text{NaOH}}{N_2 \times V_2}$$

(٧) ثم أحسب التركيز أولاً بدلالة غم/ لتر ومن ثم بدلالة ملغم/ لتر (أي ppm) وحسب القوانين الآتية: (التركيز الذي أوجدته أعلاه هو بدلالة مول/ لتر)

- التركيز غم/ لتر = العيارية × و.م لأن (المول = الوزن /الوزن المكافئ)
- التركيز ملغم/ لتر = العيارية × و.م × 1000
- (و.م = الوزن المكافئ للقاعدة NaOH وقيمه 40)



أسئلة للمناقشة:

- لماذا استخدمنا دليل ph.ph في هذه التجربة ولم نستخدم M.O.؟
- هل يعتبر دليل ph.ph أحادي أم ثنائي اللون؟

المحاضرة الخامسة

تجربة (٣) تقدير هيدروكسيد وكاربونات الصوديوم في المزيج

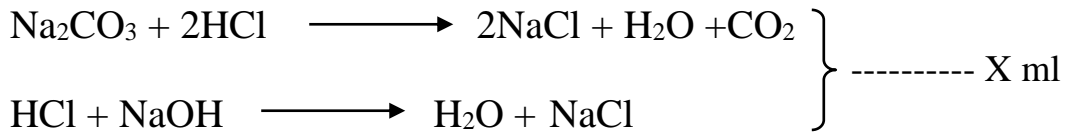
هنالك ثلاثة طرق لتقدير الكاربونات والهيدروكسيل CO_3^{2-} و OH^- في المزيج:

١. تسحيح محولين كلا على انفراد باستخدام دليلين مختلفين.
٢. تسحيح محلول واحد باستخدام دليلين مختلفين بالتعاقب.
٣. تسحيح محولين كلا على انفراد بوجود كلوريد الباريوم وبعدهم.

الطريقة الأولى: تسحيح محولين كلا على انفراد باستخدام دليلين مختلفين
أساس التجربة:

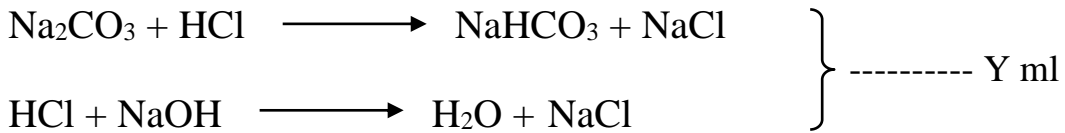
تعتبر هذه التجربة من التجارب المهمة لتسحيحات التعادل ولدينا مادتين قاعدية واحدة قوية والأخرى ضعيفة، والحامض القوي يتفاعل مع القاعدة القوية أولاً ثم مع القاعدة الضعيفة ثانياً فلتعين مكونات مثل هذا المزيج نحتاج إلى تسحيحين مع حامض قياسي. التسحيح الأول يستعمل دليل المثل البرتقالي ضمن دالة حامضية 3.3-4.1 وفي هذه الحالة يكون حجم الحامض المستخدم مكافئاً لجميع الهيدروكسيد زائداً جميع الكاربونات، اما التسحيح الثاني فيستعمل دليل الفينول فتالين ضمن دالة 8-10 وحجم الحامض المستخدم مكافئاً لجميع الهيدروكسيد زائد نصف الكاربونات وحسب المعادلات الآتية:

(١) دليل المثل البرتقالي:



حيث أنه لحظة تغير اللون هنا الحامض يكافئ كل الكاربونات وكل الهيدروكسيل.

(٢) دليل الفينول فتالين



وهنا الحامض يكافئ نصف الكاربونات وكل الهيدروكسيل مع لحظة تغير اللون.

وحسب المعادلات السابقة فإن:

$$\text{CO}_3 = (\text{X} - \text{Y}) \times 2$$

$$\text{OH} = (\text{X} - \text{CO}_3)$$

حيث أن CO_3 ترمز لكاربونات الصوديوم (NaCO_3) و OH ترمز لهيدروكسيد الصوديوم

NaOH والرمز CO_3 $1/2$ يرمز لـ NaHCO_3

طريقة العمل:

- (١) املاً السحاحة بمحلول 0.1 عياري من حامض الهيدروكلوريك القياسي. أسحب بواسطة ماصة 5 مل من المزيج (المحتوى على كاربونات وهيدروكسيد الصوديوم).
- (٢) أضف 3 قطرات من دليل المثيل البرتقالي (M.O) نلاحظ تلون المحلول باللون الأصفر.
- (٣) سحح المزيج مع محلول حامض الهيدروكلوريك إلى ان يتغير لون المحلول إلى الأحمر.
- (٤) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات، ثم احسب الحجم من السحاحة.
- (٥) اسحب محلول جديد من المزيج 5 مل أخرى.
- (٦) أضف إليها 3 قطرات من دليل الفينول فتالين (ph.ph) حيث نلاحظ تلون المحلول باللون البنفسجي.
- (٧) سحح المزيج مع محلول حامض الهيدروكلوريك إلى ان يصبح المحلول عديم اللون.
- (٨) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات. ثم احسب الحجم من السحاحة.
- (٩) جد عيارية كل من محلول كاربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم باستخدام العلاقة الآتية:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

إذ أن الوزن المكافئ لكاربونات الصوديوم يساوي 53 وهيدروكسيد الصوديوم 40

(١٠) ثم جد تركيز كل من محلول كاربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم بدلالة ppm.

٢

0.1N HCl

٥ مل من المزيج
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$
٣ قطرات من دليل
ph.ph

١

0.1N HCl

٥ مل من المزيج
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}$
٣ قطرات من دليل
M.O

**تجربة (٣) تقدير هيدروكسيد و كاربونات الصوديوم في المزيج
(تسحيح محلولين كلاً على انفراد باستخدام دليلين مختلفين)**

أسئلة للمناقشة:

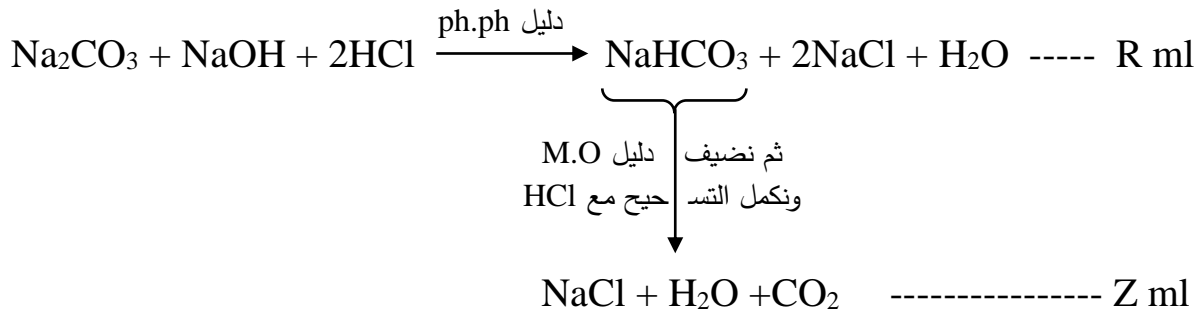
- على ماذا تعتمد عملية التسحيح لتقدير مزيج من قاعدتين؟
- كم من المفروض أن يكون الفرق بين ثوابت التفكك للقاعدتين المراد تقديرهما في المزيج؟
- هل يمكن تقدير مزيج من قاعدتين قويتين مثل NaOH و KOH أو ضعيفتين مثل Na_2CO_3 و NH_4OH باستخدام محلول حامض قياسي؟
- هل من الممكن تقدير حامضين في مزيج (أحدهما قوي والآخر ضعيف) بالتسحيح مع قاعدة قياسية؟
- لماذا يستخدم دليل M.O لتقدير كل الهيدروكسل والكاربونات، في حين يستخدم دليل ph.ph لتقدير كل الهيدروكسيل ونصف الكاربونات؟

المحاضرة السادسة

الطريقة الثانية: تسحيح محلول واحد باستخدام دليلين مختلفين بالتعاقب

أساس التجربة:

لتعيين مكونات مثل هذا المزيج نحتاج لتسحيح واحد ولكن باستعمال دليلين مختلفين. الخطوة الأولى من التسحيح نستعمل دليل الفينول فتالين في هذه الحالة يكون حجم الحامض المستخدم مكافئاً لجميع الهيدروكسيد ونصف الكربونات. أما الخطوة الثانية من التسحيح فنستعمل دليل المثيل البرتقالي (M.O) ثم نكمل التسحيح وفي هذه الحالة يكون حجم الحامض المستخدم مكافئاً لنصف الكربونات فقط. كما هو موضح بالمخطط الآتي:



حيث أن R حجم الحامض الذي يكافئ نصف الكربونات وكل الهيدروكسيد، و Z حجم الحامض الذي يكافئ نصف الكربونات فقط، عليه فإن:

$$2 \times \frac{1}{2} \text{CO}_3 = \text{CO}_3 = 2 Z$$

$$\text{OH} = (R - Z)$$

طريقة العمل:

- (١) أملأ السحاحة بمحلول 0.1 عياري من حامض الهيدروكلوريك القياسي.
- (٢) أسحب بواسطة الماصة 5 مل من المزيج ثم أضف إليه 3 قطرات من دليل الفينول فتالين.
- (٣) سح المزيج مع محلول حامض الهيدروكلوريك لحين اختفاء اللون في هذه الحالة يكون حجم حامض الهيدروكلوريك مكافئاً لجميع الهيدروكسيد ونصف الكربونات.
- (٤) أضف لنفس المحلول 3 قطرات من دليل المثيل البرتقالي ثم أكمل التسحيح ضد الحامض لحين تغير اللون من الأصفر إلى الأحمر فيكون حجم الحامض المستخدم يكافئ نصف الكربونات فقط.
- (٥) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات.
- (٦) جد العيارية المضبوطة لكل من محلول كربونات وهيدروكسيد الصوديوم باستخدام العلاقة الآتية:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

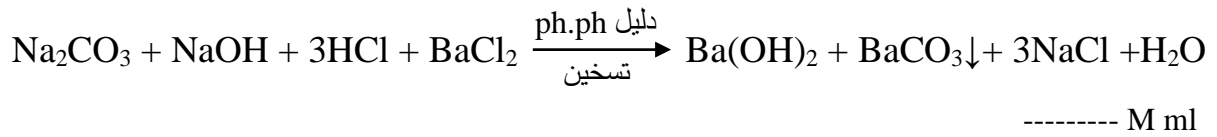
- (٧) ثم جد تركيز كل من محلول كربونات وهيدروكسيد الصوديوم بدلالة ppm

المحاضرة السابعة

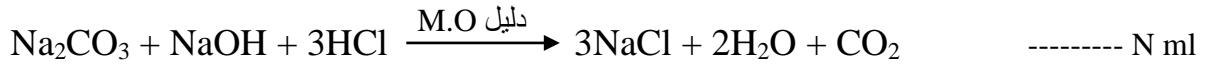
الطريقة الثالثة: تسحيح محلولين على انفراد مرةً بوجود $BaCl_2$ ومرةً بعده

أساس التجربة:

لتعين مكونات مثل هذا المزيج نحتاج إلى تسحيحين كلا على انفراد. التسحيح الأول فيستخدم دليل الفينول فتالين وبوجود كلوريد الباريوم حيث تترسب جميع الكاربونات على هيئة كاربونات الباريوم، وفي هذه الحالة يكون حجم الحامض المستخدم مكافئاً لجميع الهيدروكسيد فقط. أما التسحيح الثاني فيستعمل دليل المثيل البرتقالي وبعدم وجود كلوريد الباريوم حيث يكون حجم الحامض المستخدم مكافئاً لجميع الهيدروكسيد وجميع الكاربونات. وكما هو موضح بالمعادلات الآتية:



هنا الحامض سوف يكافئ كل الهيدروكسيل لأن الكاربونات ترسبت بوجود ايونات الباريوم



وهنا الحامض سوف يكافئ كل الهيدروكسيل وكل الكاربونات.

عليه فإن:

$$CO_3 = (N - M)$$

$$OH = M$$

طريقة العمل:

- (١) املاً السحاحة بمحلول 0.1 عياري من حامض الهيدروكلوريك القياسي.
- (٢) أسحب بواسطة ماصة 5 مللتر من المزيج، ثم أضف إليه 3 قطرات من دليل المثيل البرتقالي.
- (٣) سح المزيج مع حامض الهيدروكلوريك إلى ان يتغير لون المحلول إلى الأحمر.
- (٤) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات. ثم أحسب حجم الحامض (N) الذي يكافئ جميع الهيدروكسيد وجميع الكاربونات.
- (٥) خذ 5 مللتر أخرى من المزيج وأضف إليها 10 مللتر من الماء المقطر، وسخن المزيج إلى درجة 70 مئوية.
- (٦) أضف 10 مللتر من محلول 10% كلوريد الباريوم حتى تترسب جميع الكاربونات ثم برد المحلول إلى درجة حرارة المختبر.

٧) أضف 3 قطرات من دليل الفينول فتالين ثم سحح مع حامض الهيدروكلوريك إلى أن يصبح المحلول عديم اللون.

٨) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات.

٩) جد العيارية لكل من كاربونات وهيدروكسيد الصوديوم باستخدام العلاقة الآتية:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

١٠) ثم جد تركيز كل من كاربونات وهيدروكسيد الصوديوم بدلالة ppm.

المحاضرة الثامنة

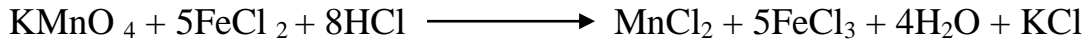
تسحيحات الأكسدة والاختزال

في هذا النوع من التسحيحات يحدث فقدان الإلكترونات من قبل المواد التي تعاني أكسدةً. واكتساب الإلكترونات من قبل المواد التي تعاني اختزالاً لذا يجب مراعاة حساب الوزن المكافئ تبعاً لعدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة

تجربة (٤) تقدير الحديد الثنائي بواسطة برمنكنات البوتاسيوم

أساس التجربة:

تعتبر مادة برمنكنات البوتاسيوم عاملاً مؤكسداً لأكسدة الحديدوز إلى الحديدك في الوسط الحامضي وحسب المعادلة الآتية:



وكذلك يعمل محلول برمنكنات البوتاسيوم كدليل ذاتي لنقطة نهاية التسحيح، إلا أنه يعتبر مادة قياسية ثانوية بسبب تكوين راسب MnO_2 عند أذابتها في الماء المقطر لذلك عند الاستعمال في التحليل الكمي يجب معايرته أولاً مع مادة قياسية أولية.

طريقة العمل:

أولاً: تحضير ومعايرة محلول برمنكنات البوتاسيوم:

- (١) نزن بصورة تقريبية 0.031 غرام من مادة برمنكنات البوتاسيوم.
- (٢) ضع الوزن أعلاه في بيكر يحتوي على 80 مللتر ماء مقطر ثم سخن المحلول إلى الغليان ثم دعه يغلي بهدوء لمدة 10 دقائق، ثم برد المحلول إلى درجة حرارة المختبر.
- (٣) رشح المحلول خلال الصوف الزجاجي الموجود داخل قمع، أكمل المحلول إلى العلامة في قنينة حجمية سعة 100 مللتر، رج المحلول جيداً.
- (٤) أملأ السحاحة بمحلول برمنكنات البوتاسيوم المحضر.
- (٥) زن بصورة دقيقة حوالي 0.067 غرام من مادة أوكزالات الصوديوم (مادة قياسية أولية وهي عامل مختزل). أذب هذه المادة بالماء المقطر وخفف المحلول إلى 100 مللتر في قنينة حجمية، ثم رج المحلول جيداً.
- (٦) ضع 10 مللتر من محلول الأوكزالات المحضر في ورق مخروطي، أضف 10 مللتر من محلول 2 عياري حامض الكبريتيك، أضف 1 مللتر من محلول برمنكنات البوتاسيوم الموجود في السحاحة.
- (٧) سخن المزيج إلى درجة 60°C وأكمل التسحيح إلى أن يصبح لون المحلول وردي خافت.

- ٨) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات. احسب حجم برمنكنات البوتاسيوم من سحاحة.
٩) جد العيارية لبرمنكنات البوتاسيوم بأستعمال العلاقة الآتية:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

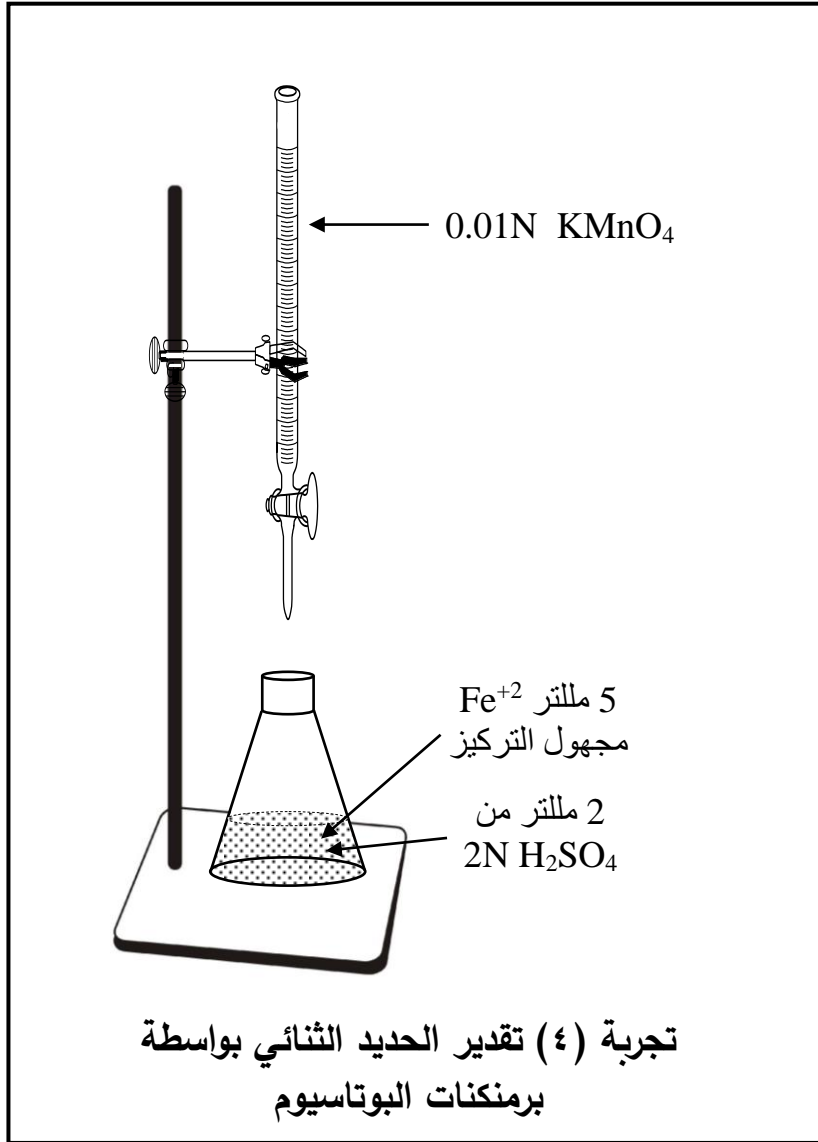
ثانياً: تقدير الحديد الثنائي:

- ١) املاً السحاحة بمحلول برمنكنات البوتاسيوم القياسي.
٢) اسحب بواسطة ماصة 5 مللتر من محلول أيون الحديدوز (المجهول) ثم ضعه في دورق مخروطي.
٣) أضف 2 مللتر من محلول 2 عياري حامض الكبريتيك.
٤) سحح المزيج مع محلول برمنكنات البوتاسيوم القياسي إلى ان يصبح لون المحلول وردي خافت.
٥) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات، ثم احسب حجم برمنكنات البوتاسيوم القياسي من السحاحة.

- ٦) جد عيارية ايون الحديدوز في المحلول باستخدام العلاقة الآتية:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

- ٧) جد تركيز أيون الحديدوز بالـ ppm.



أسئلة للمناقشة:

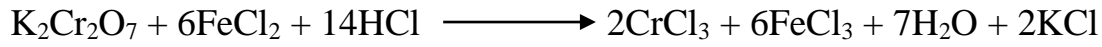
- ما تأثير الضوء على برمنكنات البوتاسيوم عند الخزن مدة طويلة؟
- كم هو عدد الألكترونات المكتسبة لمادة KMnO_4 وكيف يتم تحضير العيارية لها؟
- هل عملية التأكسد التي تجري في المحلول منعزلة عن عملية الإختزال أم أن العمليتين تجريان معاً؟
- ما هي العناصر التي يمكن تقديرها بهذه الطريقة؟
- ما هي تطبيقات هذه الطريقة لتقدير الحديد أو غيره من المعادن في البيئة أو الخامات؟

المحاضرة التاسعة

تجربة (٥) تقدير الحديد الثنائي بواسطة دايكرومات البوتاسيوم

أساس التجربة:

تُختزل دايكرومات البوتاسيوم فقط في الوسط الحامضي بسرعة إلى حامض الكروميك الأخضر في درجة الحرارة الاعتيادية مقدار التغير في عدد التأكسد هو 6 وعليه فإن الوزن المكافئ للدايكرومات هو 1/6 من الوزن الجزيئي. وتُستخدم دايكرومات البوتاسيوم لتعيين الحديدوز الذي يعاني من تأكسد إلى الحديدك. وتصبح المعادلة العامة للتأكسد والاختزال كالآتي:

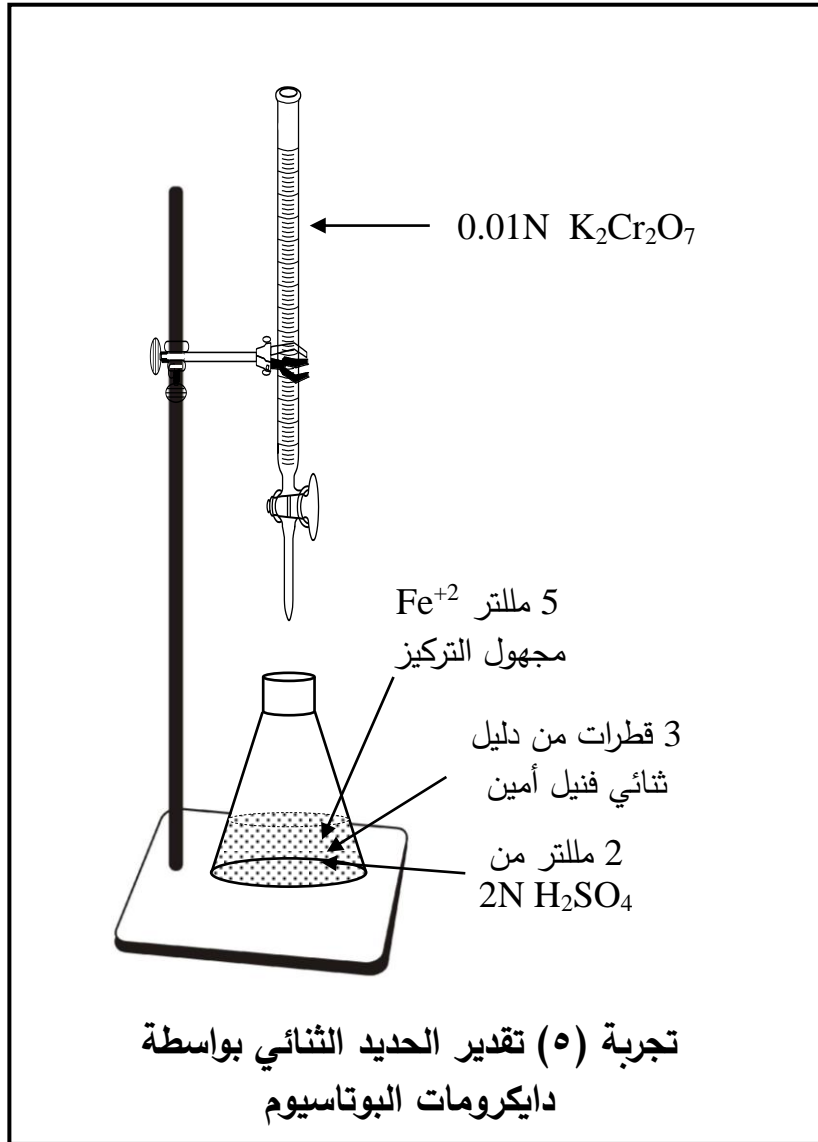


طريقة العمل:

- ١) حضر محلول مخفف من دايكرومات البوتاسيوم بتركيز (0.01N)، ثم املأ السحاحة بهذا المحلول.
- ٢) أسحب بواسطة ماصة 5 ملتر من محلول أيون الحديدوز (المجهول) ضعه في دورق مخروطي.
- ٣) أضف 5 قطرات من دليل ثنائي فنيل أمين، أضف 2 ملتر من محلول 2N حامض الكبريتيك.
- ٤) سحح المزيج مع محلول الدايكرومات حتى يصبح لون المحلول أزرق-بنفسجي والذي يثبت عند الرج.
- ٥) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات، ثم أحسب حجم الدايكرومات من السحاحة.
- ٦) جد العيارية لأيون الحديدوز باستخدام العلاقة الآتية:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

- ٧) ثم جد تركيز أيون الحديدوز بال ppm.



أسئلة للمناقشة:

- ما الفرق بين برمنكنات ودايكرومات البوتاسيوم؟
- هل هناك مواد أخرى لها يمكن استخدامها في تسيحات التأكسد والاختزال بدل برمنكنات أو دايكرومات البوتاسيوم؟
- هل من الممكن استخدام عامل مختزل بدل العامل المؤكسد في هذه التجربة، وما هي العناصر التي يمكن تقديرها بها؟
- هل من الممكن تقدير مركبات كيميائية بتسيحات التأكسد والاختزال؟

المحاضرة العاشرة

تسحيحات تكوين المعقدات

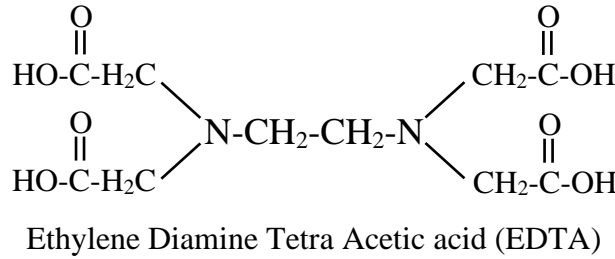
المعقدات: هي عبارة عن مركبات متعادلة الشحنة أو أيونية تتضمن تكوين أوامر تناسقية بين الفلز (حامض لويس يستقبل الإلكترونات) والليكاند (قاعدة لويس واهبة للإلكترونات) حيث يمتلك الليكاند ذرات فيها زوج أو أكثر من الإلكترونات غير مشتركة بالتأصر، والليكاندات على أنواع:

- ١- ليكاند أحادي السن مثل الامونيا.
- ٢- ليكاند ثنائي السن مثل أثلين ثنائي الأمين.
- ٣- ليكاند متعدد السن مثل EDTA أثلين ثنائي الأمين رباعي حامض الخليك.

تجربة (٦) تقدير الكالسيوم في الطباشير باستخدام تسحيحات تكوين المعقدات

أساس التجربة:

إنّ لتسحيحات تكوين المعقدات استعمالات عديدة منها تقدير العديد من الايونات الموجبة السالبة. والغالبية المألوفة لمثل هذا النوع من التسحيحات تستخدم EDTA كعامل مسح.



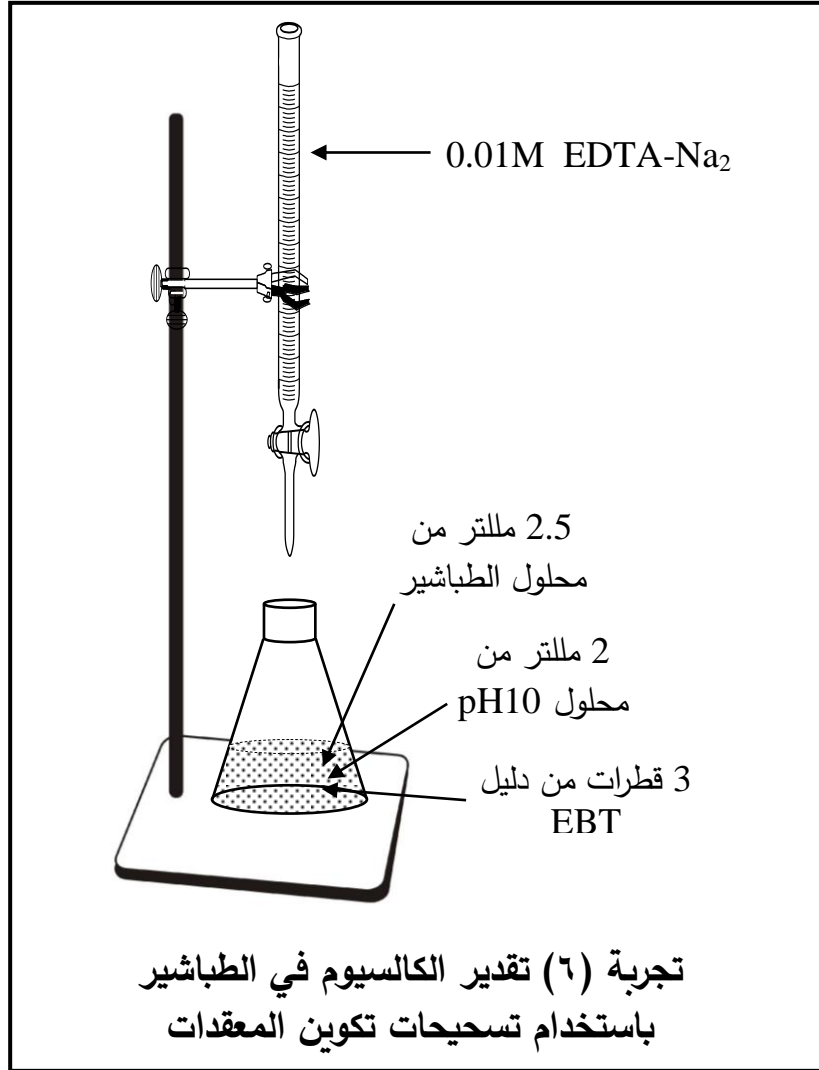
مميزات EDTA

يكون هذا المركب بهيئة ثنائي الملح ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$) يعتبر أهم ليكاند لسهولة ذوبانه ولتحلله المائي الضعيف ولكونه مادة نقية ويمكن ان يحتفظ بمحلوله لفترة طويلة. كما ويعتبر أفضل عامل مسح في هذا النوع من التسحيحات لتكوين معقدات فلزية ذائبة ومستقرة. ويعتبر تفاعله انتقائي عند تقدير العناصر كما ويمكن تحديد نقطة التكافؤ بشكل واضح باستخدام الدلائل الفلزية.

طريقة العمل:

- (١) زن 0.2 غرام من مادة كاربونات الكالسيوم (طباشير زيتي).
- (٢) أضف 5 مل ماء مقطر، ثم أضف 5 مل من حامض الهيدروكلوريك المركز.
- (٣) قم بالتسخين باستخدام الهيتز إلى أن يذوب النموذج.
- (٤) ضع النموذج في قنينة حجمه سعة 100 مل وأكمل بالماء المقطر إلى حد العلامة.
- (٥) اسحب بواسطة ماصة 2.5 مل من المحلول المحضر وضعه في ورق مخروطي.

- (٦) أضف اليه 2 مل من محلول pH10 (المحضر من 132 غم من NH_4Cl و 57 مل من محلول الأمونيا NH_4OH المركز ويخفف بالماء المقطر إلى 1 لتر).
- (٧) أضف 3 قطرات من دليل EBT (إيروكروم بلاك-T).
- (٨) سحح مع 0.01 مولاري EDTA-Na_2 إلى أن يتحول لون المحلول إلى لون أزرق فاتح.
- (٩) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات.
- (١٠) جد النسبة المئوية لكاربونات الكالسيوم باستخدام العلاقة الآتية:
- $$1 \text{ ml } 1 \text{ M EDTA} \equiv 40 \text{ mg Ca}^{+2}$$



أسئلة للمناقشة:

- لماذا يكون عد المكافئات واحد في التسحيحات التي تستخدم EDTA؟
- ما سبب استقرارية المعقدات التي يكونها EDTA؟
- ما سبب إضافة محلول pH 10 وهل ضبط الـ pH ضروري في عملية تكوين المعقدات؟
- بين طبيعة كل من الأواصر التناسقية، التساهمية والأيونية.
- هل يؤثر وجود أيون Mg^{+2} مع Ca^{+2} في المحلول، وكيف يمكن تقدير كل أيون على انفراد؟

المحاضرة الحادية عشر

تجربة (٧) تقدير العسرة الكلية للمياه باستخدام EDTA

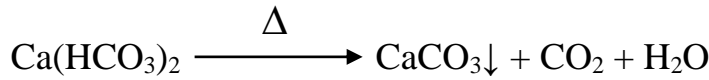
أساس التجربة:

لقد وجد أن بعض المياه الموجودة في الطبيعة لا يرغو فيها الصابون بسهولة مثل مياه البحار وبعض البحيرات والآبار وتسمى مثل هذه المياه بالمياه العسرة. وتعزى عسرة المياه إلى احتواء الماء على أملاح الكالسيوم والمغنيسيوم الذائبة في الماء، وتقسم عسرة المياه إلى نوعين:

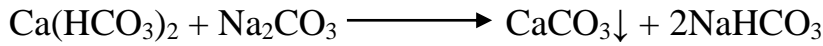
(١) العسرة المؤقتة (٢) العسرة الدائمة

(١) العسرة المؤقتة: هي عبارة عن بикаربونات الكالسيوم والمغنيسيوم الذائبة في الماء ويمكن أزلتها كما يأتي:

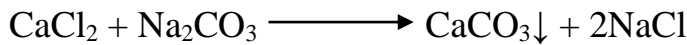
أ- طريقة التسخين: تتجزأ كاربونات الكالسيوم والهيدروجينية وكاربونات المغنيسيوم الهيدروجينية الذائبة في الماء بالتسخين إلى كاربونات الكالسيوم أو المغنيسيوم كما في المعادلة الآتية:



ب- إضافة كاربونات الصوديوم: تتفاعل كاربونات الصوديوم مع الأملاح المسببة للعسرة المؤقتة فتحولها إلى كاربونات غير ذائبة كما في المعادلة الآتية:



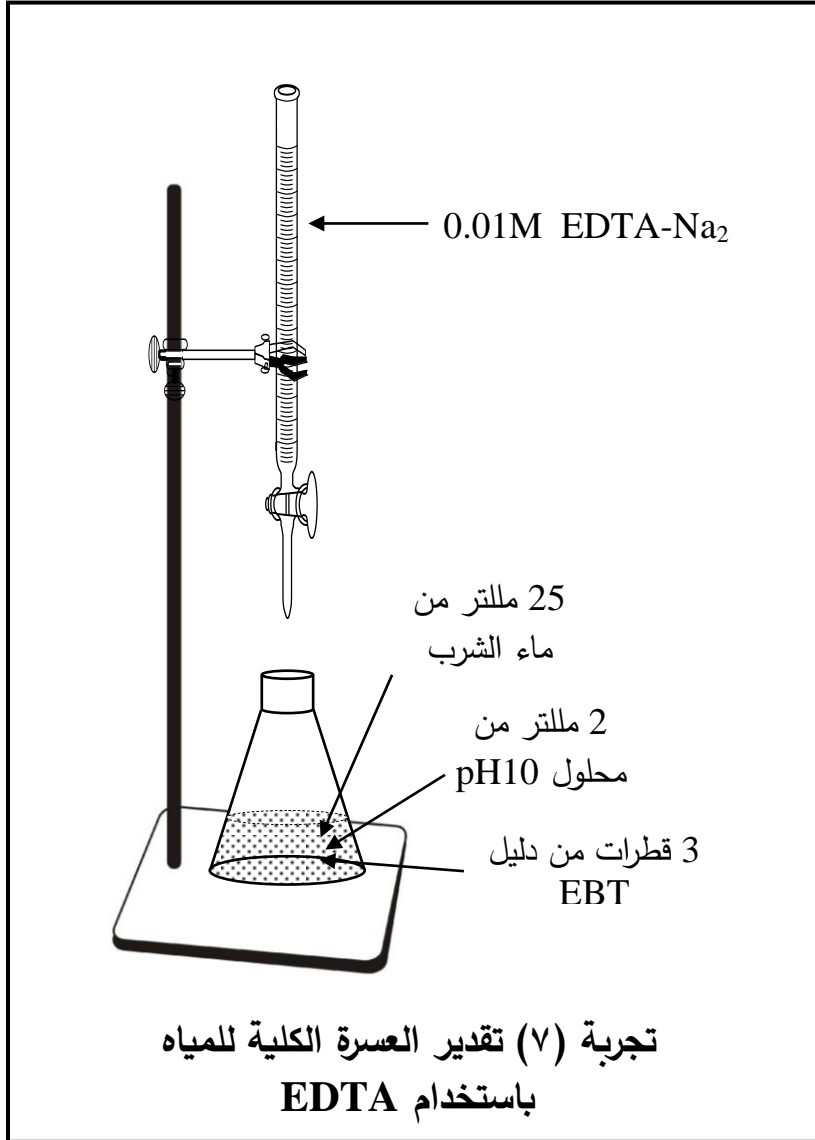
(٢) العسرة الدائمة: هي عبارة عن كلوريدات وكبريتات الكالسيوم أو المغنيسيوم التي لا تتجزأ بالحرارة لذلك سميت هذه بالعسرة الدائمة. ويمكن إزالتها بإضافة كاربونات الصوديوم التي تتفاعل مع الأملاح المسببة للعسرة الدائمة فتحولها إلى كاربونات غير ذائبة، كما في المعادلة الآتية:



طريقة العمل:

- (١) ضع 25 مللتر من ماء الشرب في ورق مخروطي باستخدام أسطوانة مدرجة.
- (٢) أضف 2 مللتر من محلول pH10 ثم أضف 3 قطرات من دليل EBT.
- (٣) سح مع محلول 0.01 مولاري EDTA إلى أن يتغير لون المحلول إلى اللون الأزرق.
- (٤) جد تركيز كاربونات الكالسيوم بالـ ppm حسب العلاقة الآتية:

$$1 \text{ ml } 1 \text{ M EDTA} \equiv 100 \text{ mg CaCO}_3$$



أسئلة للمناقشة:

- ما هي مساوئ دليل EBT وكيف يتم تلافيها، وهل هنالك بديل له؟
- هل من الممكن تقدير أيونات فلزية باستخدام EDTA والتي لا يوجد لها دليل؟
- ما هي الفلزات التي يمكن تقديرها بواسطة EDTA؟
- لماذا تقدر العسرة الكلية للمياه بدلالة كاربونات الكالسيوم مع تجاهل مركبات المغنيسيوم في المياه؟

المحاضرة الثانية عشر

التسحيحات الترسيبية

هي التسحيحات التي تتضمن تفاعلات تؤدي إلى تكوين راسب أو ملح قليل الذوبان من خلال استخدام عامل تسحيح وبوجود دلائل معينة وأفضل مثال استعمال نترات الفضة في تقدير الأيونات السالبة Br^- ، Cl^- . حيث أن نترات الفضة تعتبر مادة قياسية أولية إلا أنها تتأكسد بالضوء ولهذا تحفظ في قناني معتمة.

طرائق التسحيح لتقدير الهاليدات بواسطة نترات الفضة:

هناك ثلاث طرائق أساسية تستخدم لتسحيح الهاليدات مع الفضة تعتمد على استعمال ثلاثة انواع مختلفة من الدلائل.

(١) التسحيح المباشر بين محلول الفضة كعامل مسح والهاليد باستخدام دليل يعطي رسبا ملونا عند نقطة التكافؤ كما في طريقة مور Mohr's Method.

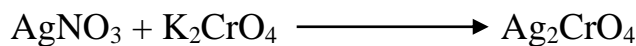
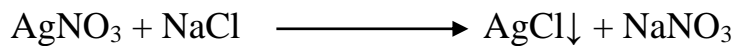
(٢) التسحيح غير المباشر (التسحيح الرجعي) Back Titration من خلال تفاعل زيادة من محلول الفضة مع الهالوجين داخل الدورق ثم تسحيح الزيادة من الفضة ضد محلول ثايوسيانيد البوتاسيوم كعامل مسح باستخدام دليل يكون محلولاً ملوناً عند نقطة الانتهاء كما في طريقة فولهارد Volhard's Method.

(٣) تسحيح يستخدم نوعاً من الدلائل تسمى دلائل الامتزاز والتي تتميز (تلتصق) على سطح الراسب المتكون عند نقطة التكافؤ كدليل الفلورسين fluorescein في طريقة فاجان Fajan's Method

تجربة (٨) تقدير الكلوريد بطريقة مور في ملح الطعام

أساس التجربة:

يستعمل محلول نترات الفضة القياسي لتسحيح محلول الكلوريد المتعادل ويستعمل كرومات البوتاسيوم كدليل. تستدل نقطة نهاية التفاعل من التغير في لون المحلول والناشئ عن تكوين كرومات الفضة ذات لون قهوائي - محمر. كما وتفيد هذه الطريقة كذلك في حساب كمية البروميدي واليوديدي في محاليل متعادلة.



طريقة العمل:

(١) نزن باستخدام ميزان حساس 0.2 غرام من ملح الطعام.

٢) نذوب هذا الوزن في حجم 250 مللتر باستخدام قنينة حجميه سعة 250 مللتر باستخدام الماء المقطر.

٣) املاً السحاحة بمحلول 0.01 مولاري من نترات الفضة.

٤) اسحب بواسطة ماصة 5 مللتر من محلول كلوريد الصوديوم ونضعه في ورق مخروطي.

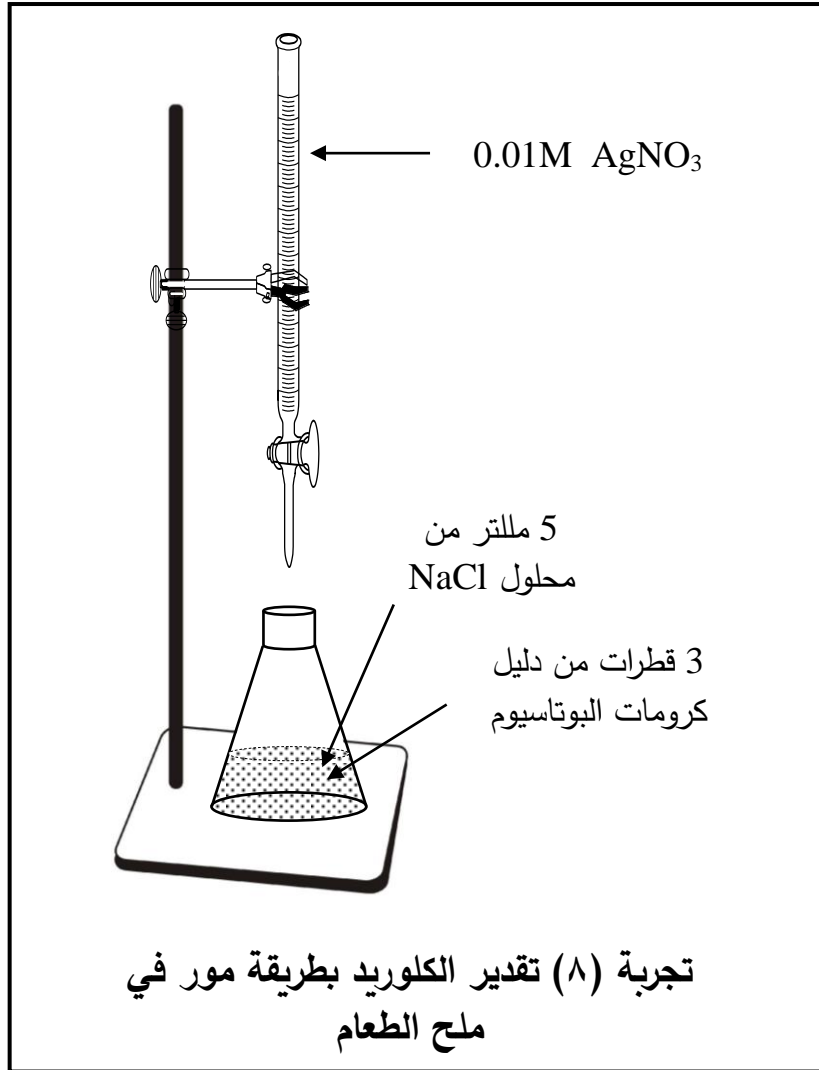
٥) أضف 3 قطرات من دليل كرومات البوتاسيوم نلاحظ تلون المحلول باللون الأصفر.

٦) مسح مع نترات الفضة إلى ان يتكون راسب قهوائي-محمّر يدل على انتهاء التفاعل.

٧) احسب حجم نترات الفضة من السحاحة.

٨) أعد عملية التسحيح مرتين او ثلاث مرات.

٩) جد النسبة المئوية لكلوريد الصوديوم باستخدام العلاقة الآتية:



أسئلة للمناقشة:

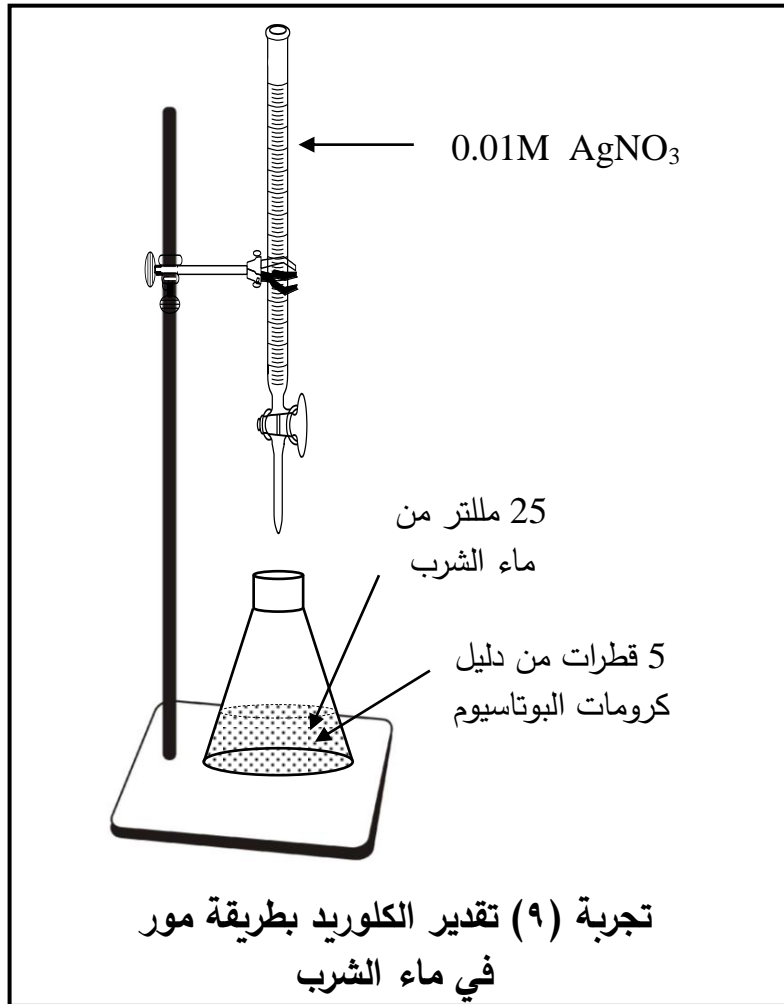
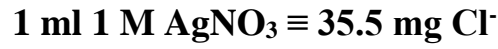
- لماذا نحتاج إلى وسط متعادل في هذه التجربة؟ وضح ذلك بالمعادلات.
- هل من الممكن معايرة نترات الفضة خاصة عند خزنها وتعرضها للضوء؟

المحاضرة الثالثة عشر

تجربة (٩) تقدير الكلوريد بطريقة مور في ماء الشرب

طريقة العمل:

- (١) ضع 25 مللتر من ماء الشرب في دورق مخروطي باستخدام أسطوانة مدرجة.
- (٢) أضف 5 قطرات من دليل كرومات البوتاسيوم إلى أن يصبح لون المحلول اصفر.
- (٣) سح مع محلول نترات الفضة إلى أن يصبح لون المحلول قهوائي-محمّر.
- (٤) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات، واحسب معدل الحجم من السحاحة.
- (٥) إحسب تركيز الكلوريد في ماء الشرب بال ppm باستخدام العلاقة الآتية:



أسئلة للمناقشة:

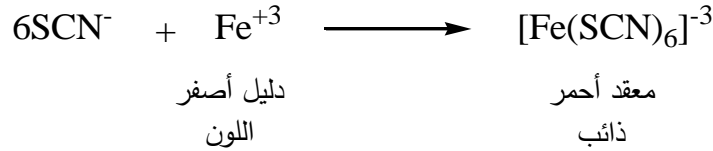
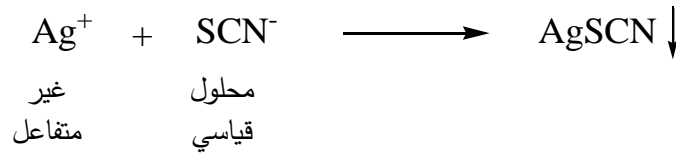
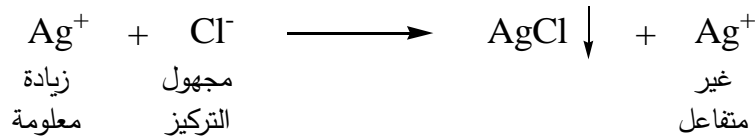
- لماذا تم أخذ حجم كبير نسبياً من ماء الشرب في تقدير أيون الكلوريد؟
- ما هي كمية الكلوريد المقبولة في ماء الشرب، وهل النتيجة التي حصلت عليها ضمن مقبولة

المحاضرة الرابعة عشر

تجربة (١٠) تقدير الكلوريد بطريقة فولهارد في ملح الطعام

أساس التجربة:

تعتبر هذه التجربة من التسحيحات غير المباشرة لتقدير الهالوجينات في الوسط الحامضي حيث تضاف زيادة من محلول نترات الفضة إلى الهاليد في الدورق المخروطي ثم تسحيح الزيادة من نترات الفضة ضد محلول قياسي من ثايوسيانييد البوتاسيوم كعامل مسح وعند نقطة الانتهاء ويتم تفاعل الثايوسيانييد مع ايون الحديدك كدليل ليعطي معقداً أحمر اللون ذائب.



(أ) تستخدم هذه الطريقة لتقدير البروميد دون أي تداخل.

(ب) عند تقدير الكلوريد يحدث تداخل نتيجة تفاعل KSCN مع الراسب AgCl بعد ترسيب الزيادة من الفضة بهيئة AgSCN بدلا من تفاعله مع الدليل لذا يجب عزل راسب AgCl بعد تكوينه إما بإحاطته بمادة نترو بنزين أو بترشيحه قبل اضافة KSCN من السحاحة.

طريقة العمل:

(١) زن 0.1 غرام من ملح الطعام باستخدام ميزان حساس ثم إذابة هذا النموذج في قنينة حجمه سعة 100 مللتر.

(٢) اسحب باستعمال الماصة 10 مللتر من محلول الكلوريد وضعه في بيكر.

(٣) أضف 2 مللتر من محلول حامض HNO₃ بتركيز 6 عياري أي بنسبة 1:1 ثم أضف 20 مللتر من محلول 0.01 مولاري من نترات الفضة القياسي بحيث تضمن الزيادة.

(٤) رشح المحلول في دورق مخروطي لعزل الراسب عن الزيادة غير المتفاعلة من نترات الفضة.

(٥) أضف 1 مللتر من محلول شب الحديدك كدليل إلى الراشح في الدورق المخروطي.

- ٦) سحح الزيادة من الفضة ضد محلول 0.02 مولاري من ثايوسيانيد البوتاسيوم كعامل مسح إلى أن يتلون المحلول باللون القهوائي - المحمر.
- ٧) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات، ثم احسب الحجم من السحاحة.
- ٨) أحسب النسبة المئوية لكلوريد الصوديوم باستخدام العلاقة الآتية:



أسئلة للمناقشة:

- ما الفرق بين طريقتي مور وفولهارد في تقدير أيون الكلوريد؟
- لماذا لا يحدث تداخل عند تقدير البروميد بهذه الطريقة، بينما عند تقدير الكلوريد يحدث تداخل؟ فسر ذلك بتوضيح ذوبانية المواد المتكونة.
- أي نوع من الدلائل الدليل المستخدم في هذه التجربة؟

10 مللتر من NaCl

2 مللتر من 6N HNO₃

20 مللتر من 0.01M AgNO₃

ورق ترشيح

قمع ترشيح

دورق مخروطي يحتوي الراشح

ثم عملية التسحيح

0.02N KSCN

الراشح يحتوي الزيادة غير المتفاعلة من AgNO₃

1 مللتر من دليل شب الحديدك

تجربة (١٠) تقدير الكلوريد بطريقة فولهارد في ملح الطعام

المحاضرة الخامسة عشر

أسئلة حسابية متنوعة:

- س١) كم غرام تحتاج من ملح KBr لتحضير 0.5 M وحجم 0.5 لتر، باستخدام الماء المقطر كمذيب؟
- س٢) إذا علمت أن كل 10 مل من محلول NaOH مجهول العيارية يعادل عند نقطة الانتهاء 20 مل من محلول HCl ذي التركيز 0.1 N فكم هو تركيز NaOH بـ ppm؟
- س٣) تم تسحيح 25 مللتر من ماء الشرب مع محلول نترات الفضة 0.01 مولاري فكان معدل حجم النترات من السحاحة عند تغير لون المحلول 3 مللتر، احسب تركيز أيون الكلوريد في ماء الشرب بـ ppm.
- س٤) تم سحب 5 مللتر من محلول NaCl وسحح مع محلول 0.01 M AgNO₃ (حسب طريقة مور) فكان حجم النترات من السحاحة 3.6 مللتر. ثم سحبت 5 مللتر أخرى من نفس محلول NaCl وأضيف إليه 10 مللتر من 0.02 مولاري AgNO₃ ثم سححت الزيادة من النترات مع 0.02 M من محلول KSCN (حسب طريقة فولهارد) فكان حجم الثايوسيانييد من السحاحة 8.2 مللتر، أثبت أن النسبة المئوية لـ NaCl هي نفسها في الطريقتين، (علماً أن الكل هو 100 ملغرام NaCl في 250 مللتر).
- س٥) تم تسحيح 25 مللتر من ماء الشرب مع محلول EDTA بتركيز 0.01M فكان معدل حجم EDTA من السحاحة عند تغير لون المحلول 5 مللتر، فكم هو تركيز العسرة الكلية (CaCO₃) في ماء الشرب بـ ppm؟
- س٦) كم هو الوزن المطلوب من مادة NaCl اللازمة لتحضير 0.2 مولاري منها في حجم ربع لتر؟
- س٧) محلول مركز من حامض الكبريتيك ذي كثافة 1.8 غرام/لتر، والنسبة المئوية 98%، حضر منه محلول حجمه 250 مللتر وتركيز 2 عياري.
- س٨) إذا علمت أن كل 10 مل من أيون الحديدوز تعادل عند نقطة النهاية 20 مل من برمنغنات البوتاسيوم القياسي تركيزه 0.01N جد تركيز الحديد بوحدة الـ ppm
- س٩) حضر 0.3 عياري من محلول برمنغنات البوتاسيوم بحجم 500 مل ووسط حامضي.
- س١٠) عند تسحيح حامض HCl عياريته 0.1 مع 10 مللتر من خليط مكون من هيدروكسيد وكاربونات الصوديوم وجد أن: حجم HCl يساوي 20 مل عند نقطة النهاية باستخدام دليل M.O بينما كان حجم الحامض 15 مل عند نقطة النهاية باستخدام دليل ph.ph جد التركيز العياري لكل من NaOH و Na₂OH ثم بالغرام/ لتر ثم بالـ ppm
- س١١) تم إضافة 20 مل من محلول نترات الفضة 0.1M إلى 10 مل من محلول مجهول لكلوريد الصوديوم، ثم سححت الزيادة من النترات بعد الترشيح مع محلول 0.2M ثايوسيانات البوتاسيوم فكان حجمها 5 مل عند نقطة النهاية، جد تركيز أيون الكلوريد بالـ ppm
- س١٢) حضر محلولاً من داكرومات البوتاسيوم بتركيز 0.1 عياري وحجم نصف لتر.