

الكيمياء التحليلية العملي

طلبة الصفوف الأولى

تعليمات عامة حول العمل في المختبر

1. ارتداء الصدرية قبل البدء بالعمل للوقاية من سقوط المواد الخطرة على جلدك وملابسك
2. العناية التامة بنظافة الأيدي ونظافة الأدوات قبل وبعد الأستعمال بالماء ومساحيق التنظيف ثم بالماء المقطر وتجفيفها إن أمكن
3. 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 مللتر من حامض الكبريتيك المركز يبطه مع التحريك والتسخين ثم يبرد المحلول .
4. تخفيف الحوامض والقواعد المركزة أو مزيج التنظيف بالماء قبل تصريفها في المجاري لتجنب تلفها أو انسدادها.
5. تنظّم الأدوات المستعملة على المنضدة بشكل مرتب ويجب التأكد من إعادة قناني المواد الكيماوية إلى موضعها مغطاة بغطائها الأصلي بعد أخذ المحلول منها.
6. لا يجوز تسخين أية منظومة وهي مغلقة تماما .
7. لاتحاول تذوق أو استنشاق أي مادة في المختبر.
8. تأكد من اسم المادة الكيميائية على القنينة قبل استخدامها.
9. عند سقوط مادة كيميائية على الجسم أو الملابس أغسل المنطقة بكمية كبيرة من الماء ثم استشير المدرس إذا أحدثت المادة ضررا في الجسم أو الملابس لمعالجتها بطريقة أخرى
10. يجب استخدام مفرغة الغازات والأبخرة (Fume Hood) في الأحوال الآتية:
: استعمال محلول (H₂S) : تبخير المحاليل أو الحوامض المركزة أو محلول الأمونيا.
: استعمال المحاليل التي تبعث غازات سامة أو كريهة الرائحة عند التفاعلات.
11. التأكد من تنظيف جميع الأدوات المستعملة وغسل اليدين بعد الانتهاء من العمل.
12. لا تعمل بمفردك في المختبر 13. كتابة التقرير مع مراعاة الآتي:
: الاهتمام بكتابة التقرير لكل تجربة ويجب أن يشتمل على المحتويات الأساسية للتقرير :
تسجيل النتائج والملاحظات في حينها لأجل الاستفادة 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 كلا.

: يسلم التقرير إلى مدرس المادة في المختبر التالي.

أهم الأجهزة والزجاجيات المستخدمة في مختبر الكيمياء التحليلية

اسطوانة ، Washing Bottle ، قنينة غسيل ، Beaker ، Funnel ، Volumetric Flask ،
درجة ، Pipette ، Cylinder ، دورة مخروطي ، Conical Flask ، Drying Oven ، حمام مائي ،
Water Bath ، ميزان حساس ، Electronic Balance ، هيتز ، Hotplate ، Clamp ، Stand

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 كيميا وعلى هذا الأساس يقسم التحليل إلى قسمين:

(1) التحليل النوعي ، (Qualitative Analysis 2) التحليل الكمي Quantitative Analysis

التحليل النوعي: يمكننا معرفة الفلزات التي تحمل الشحنة الموجبة والجزور الحامضية التي تحمل الشحنة السالبة الموجودة في المادة المراد تحليلها (نعني بهذا نوعيتها وليس كميتها من خلال تفاعلها مع بعض الحوامض والكواشف للحصول على رواسب 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 بوساطة حساب حجم محلول قياسي معلوم التركيز بصورة مضبوطة والذي يتفاعل كيميا 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 تغيراً 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 أنواع الدلائل المستخدمة في التحليل الحجمي

الصيغة

الاسم التجاري نوع المذيب التركيز % صبغة الدليل

الحامضية القاعدية

فينولفتالين 60% كحول

01 حامضي عديم اللون

المثال الأحمر كحول

| 01 |

قاعدي |

المثيل البرتقالي الماء | 01

أحمر أصفر

8.0 - 10

4.1

6.0

4.4 - 31

|

قاعدتي

وهناك قواعد معينة لاستعمال الدلائل في تسحيادات التعادل :

1. تسحيح قاعدة قوية مع حامض قوي مثل هيدروكسيد الصوديوم مع حامض الهيدروكلوريك نستعمل دليل الفينولفتالين ph.ph.
2. تسحيح قاعدة قوية مع حامض ضعيف مثل هيدروكسيد الصوديوم مع حامض الخليك تستعمل دليل الفينولفتالين ph.ph أيضا.
3. تسحيح قاعدة ضعيفة مع حامض قوي مثل هيدروكسيد الأمونيوم مع حامض الهيدروكلوريك نستعمل دليل المثيل البرتقالي M.0 أو المثيل الأحمر M.R.
4. تسحيح قاعدة ضعيفة مع حامض ضعيف مثل هيدروكسيد الأمونيوم مع حامض الخليك تستعمل دليل الفينولفتالين ph.ph

. المحاليل القياسية Standard Solutions

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

المحلل القياسي الأولي Primary Standard Solution

يحضر بواسطة الوزن المباشر والمضبوط للمادة المذابة مثل كربونات الصوديوم؛ Na_2CO_3 ونترات الفضة؛ AgNO_3 شروط المادة القياسية الأولية:

- (1) تكون المادة نقية أكثر من 99% وموزونة
- (2) 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.

ملاحظة: 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 منتميعه 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).

الوزن (غم) \times 1000 المولارية (M) = الوزن الجزيئي \times حجم المحلول (مل)

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

الوزن (غم) \times 1000 العيارية (N) = الوزن المكافئ \times حجم المحلول (مل) الوزن المكافئ =
الوزن الجزيئي عدد المكافئات (n)

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 الالكترونات المفقودة أو المكتسبة.

عدد المكافئات للملح = عدد أيونات الفلز * تكافؤ الفلز (عدد تأكسده).

3) المولارية للحوامض المركزة في قنينة: الكثافة (أو الوزن النوعي) \times النسبة المئوية \times 10.

المولارية للحوامض الوزن الجزيئي

4) العيارية للحوامض المركزة في قنينة = الكثافة (أو الوزن النوعي) * النسبة المئوية \times 10

العيارية للحوامض المركزة -

الوزن المكافئ ولا إلى الحجم (W/V) : وزن مادة مذابة إلى حجم معين من المحلول، قاما
بدلالة (PDI) أي جزء لكل مليون أو بدلالة (ppb) أي جزء لكل مليار

(wt. of Solute (gm) vol. of Solution (ml)

= pp TT1

10

-

مثلاً:

$$1\text{ppm} = 1\text{mg/L}$$

أو g / ml

$$1\text{ppm} = 1$$

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

$$= = (\text{wt. of Solute (gm}$$

(wt. of Solution (gm

%W/W

- x100

مثلاً سبيكة براض تحتوي على 20 % من النحاس أي انه 20 غم نحاس مقابل 80 غم خارصين

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

-

VV

10

(vol. of Solute (ml

(vol. of Solution (ml -

مثلاً محلول يحوي على 40% كحول اي 40 مل كحول مع 60 مل ماء

(8) النسبة الوزنية (%W/V): وزن مذاب إلى 100 مل من مذيب.

(الكمية)

(wt. of Solute (gm

(x100) Vol. of Solution (ml=

=

%W/W

مثلا محلول يحتوي على 30 % كلوريد الصوديوم اي 30 غم كلوريد الصوديوم في 100 مل ماء . (9 الدالة الحامضية (pH): سالب لو غار يتم تركيز الهيدروجين وبدلالة مول/ لتر.

$$| \text{pH} = - \log [\text{H}$$

(10 قانون التخفيف أو التعادل :

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

- (تسحيحات التعادل حامض قاعدة) Neutralization Titration

يعتمد هذا النوع من التسحيحات على الدالية الحامضية حيث يحدث أثناء التسحيح تغييرا في نقطة تعادل المحلول بالاعتماد على طبيعة وتركيز محلول التصحيح وباستعمال دليل مناسب، فإما العامل المسح يكون حامض قياسي ضد قاعدة مجهولة أو العكس، وحسب نظرية ارينيوس فإن الحامض: هو تلك المادة التي تتأين بالماء لتعطي أيون الهيدروجين. وأما القاعدة: فإنها تلك المادة التي تتأين بالماء لتعطي أيون الهيدروكسيل .

تجربة (1) 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، قحامض الهيدروكلوريك المركز تركيزه حوالي (12) مولاري، بينما حامض الكبريتيك المركز (18) مولا ري ويعتبر حامض الهيدروكلوريك المفضل في الاستعمال وذلك لأن معظم الكلوريدات ذائبة في الماء لكن هذا الحامض لايعتبر مادة قياسية أولية لكونه مادة متطايرة. لذلك عند الاستعمال في التحليل يلجا إلى معايرته مع مادة قاعدية قياسية أولية التحويله إلى مادة قياسية أولية.

طريقة العمل : أولا: تحضير محلول تقريبي (1N.0) من حامض الهيدروكلوريك HCl

باستعمال اسطوانة مدرجة أو سحاحة اسحب حوالي (4.9) مللتر من حامض الهيدروكلوريك

المركز HC1 conc. والذي (كثافته

1.12

غم/ مل والنسبة المئوية 32%) وانقله إلى قنينة حجمه سعة (500) مللتر تحتوي على كمية من الماء المقطر ثم أكمل الحجم إلى العلامة باستعمال الماء المقطر. رج المحلول الناتج بصورة جيدة. ثانيا: تحضير محلول (N0.1) من كربونات الصوديوم Na₂CO₃ إن المادة القياسية الأولية المستخدمة لمعايرة حامض الهيدروكلوريك هي كربونات الصوديوم Na₂CO₃ المجففة عند درجة 140 م والتي تكون بدرجة نقاوة أعلى من 99.9% نزن 0.53 غرام من كربونات

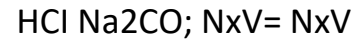
الصوديوم وزن دقيق بواسطة (ميزان حساس) ثم إذابتها في كمية مناسبة من الماء المقطر في بيكر.

(2) ينقل المحلول إلى قنينة حجمه سعتها (100) ملتر ثم أكمل الحجم إلى حد العلامة بالماء المقطر وبذلك نحصل على محلول ملحي بعيارية (N0.1).

ثالثا: معايرة حامض الهيدروكلوريك *أمة السياحة بمطول* كاربونات الصوديوم (N. 20.1)

اسحب بواسطة ماصة (10) ملتر من محلول حامض الهيدروكلوريك المحضر ثم وضعه في دورق مخروطي سعة (250) ملتر.

(3) أضف بضع قطرات من دليل المثل البرتقالي (M.0) تلاحظ تلون المحلول باللون الأحمر.
(4) سح مع محلول كاربونات الصوديوم إلى أن يصبح لون المحلول أصفر ثابت. ثم احسب حجم المحلول المستهلك من السحاحة. (5) أعد عملية التسجيج مرتين أو ثلاث مرات. وأحسب معدل الحجم من السحاحة. (6) جد العيارية المضبوطة لحامض الهيدروكلوريك باستعمال العلاقة الآتية:



N1 = العيارية المضبوطة لكاربونات الصوديوم.

V1 = معدل الحجم الكاربونات الصوديوم المستهلك من السحاحة. N2 = عيارية حامض الهيدروكلوريك المضبوطة (مجهولة).

V2 = حجم حامض الهيدروكلوريك الموضوع في الدورق.

(7) ثم أحسب التركيز أولا بدلالة غم/ لتر ومن ثم بدلالة ملغم/لتر (أي ppm)

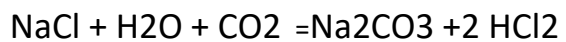
وحسب القوانين الآتية: (التركيز الذي أوجدته أعلاه هو بدلالة مول/ لتر)

و التركيز غم / لتر = العيارية * وم لأن (المول = الوزن الوزن المكافئ)

• التركيز ملغم / لتر = العيارية * و م. × 1000

و م. = الوزن المكافئ الحامض HCl وقيمه 36.5)

المعادلة التفاعل اعلاه



مثال : محلول مركز من حامض الهيدروكلوريك ذي كثافة 1.12غم /مل والنسبة المئوية 32 %

حضر منه محلول مخفف حجمه 500 مل وتركيزه 0.1 عياري و $H=1 \text{ Cl} = 35.5$.

$10N \text{ Na}_2\text{CO}_3 = 0.1 \text{ M}$ مللتر من HCl المحضر بتركيز تقريبي 3-5 قطرات من دليل

تجربة (1) تحضير حامض قياسي

أسئلة للمناقشة: : لماذا استخدمنا دليل $M.0$ دون غيره في هذه التجربة. : هل وسط المحلول حامضي أم قاعدي عند نقطة نهاية السحيج لهذه التجربة؟ : هل من الممكن استبدال Na_2CO_3 ب NaOH في معايرة حامض HCl ؟

تجربة (2) تحضير قاعدة قياسية

أساس التجربة :

الحلم هيدروكسيدات الصوديوم، البوتاسيوم، البار يوم بصورة عامة التحضير محاليل قياسية موعد وتكون هذه الهيدروكسيدات ذائبة في الماء. إن هيدروكسيد الصوديوم هي أكثر القواعد استعمالا ولد لرخص ثمنها، إلا أنها لا تعتبر مادة قياسية أولية وذلك لأنه لايمكن الحصول عليها بدرجة عالية من النقاوة إضافة إلى كونها مادة متميعة جدا وتحتوي على الماء والكاربونات.

طريقة العمل: أولا: تحضير محلول تقريبي (0.1N) هيدروكسيد الصوديوم (1 نزن بصورة تقريبية (0.4) غم من مادة هيدروكسيد الصوديوم الصلبة.) أدب هذا الوزن في الماء المقطر وخفف الحجم إلى (100) مل في قنينة حجميه ثم رج المحلول. ثانيا: معايرة محلول هيدروكسيد الصوديوم (1) أملا السحاحة بمحلول (0.1N) من حامض الهيدروكلوريك القياسي. (2) أسحب بواسطة ماصة (10) مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم المحضر وضعه في دورق

مخروطي. (3) أضف (3) قطرات من دليل الفينولفثالين (ph.ph) لان لدينا حامض قوي مع قاعدة قوية حيث تلاحظ تلون المحلول باللون البنفسجي. (4) سحح مع محلول حامض الهيدروكلوريك إلى أن يصبح المحلول عديم اللون. (5) أعد عملية التصحيح مرتين أو ثلاث مرات. (6) جد عيارية محلول هيدروكسيد الصوديوم باستعمال العلاقة الآتية:

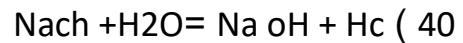
$$N_x V_x = N_y V_y$$

(7) ثم أحسب التركيز أولا بدلالة غم/ لتر ومن ثم بدلالة ملغم/لتر (أي

ppm) وحسب القوانين الآتية: (التركيز الذي أوجده أعلاه هو بدلالة مول/ لتر)

• التركيز غم/ لتر = العيارية * وهم لأن (المول = الوزن الوزن المكافئ)

و التركيز ملغم/ لتر = العيارية * وهم $1000 \times$ (و.م = الوزن المكافئ القاعدة NaOH وقيمته



حامض HCl القياسي المحضر في التجربة الأولى

10 مللتر NaOH المحضرة بتركيز تقريبي 3 قطرات من دليل ph.ph

تجربة (2) تحضير قاعدة قياسية

أسئلة للمناقشة : لماذا استخدمنا دليل ph.ph في هذه التجربة ولم نستخدم M.O

. هل يعتبر دليل ph.ph أحادي أم ثنائي اللون؟

هل بالإمكان تقدير نسبة الخل في النموذج والذي يحسب على شكل حامض الخليك CHCOOH من خلال التسحيح مع هيدروكسيد الصوديوم باستخدام دليل الفينولفتالين .

التجربة (3) تقدير هيدروكسيد و كاربونات الصوديوم في المزيج

هنالك ثلاثة طرق لتقدير الكاربونات والهيدروكسيل "CO3 و OH في المزيج:

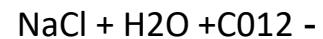
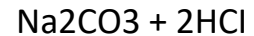
1. تسحيح محلولين كلا على إنفراد باستخدام دليلين مختلفين 2. تصحيح محلول واحد باستخدام دليلين مختلفين بالتعاقب.

" تسحيح محلولين كلا على إنفراد بوجود كلوريد الباريوم وبعدهم.

الطريقة الأولى: تسحيح محلولين كلا على إنفراد باستخدام دليلين مختلفين ؟

أساس التجربة

تعتبر هذه التجربة من التجارب المهمة لتسحيحات التعادل ولدينا مادتين قاعدية واحدة قوية والآخرى 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 المثيل البرتقالي ضمن دالة حامضية وفي هذه الحالة يكون حجم الحامض المستخدم مكافئاً لجميع الهيدروكسيد زائدة جميع الكاربونات، أما التسحيح الثاني فيستعمل دليل الفينولفتالين ضمن دالة 8-10 وحجم الحامض المستخدم مكافئاً لجميع الهيدروكسيد زائد نصف الكاربونات وحسب المعادلات الآتية: (1) دليل المثيل البرتقالي



-

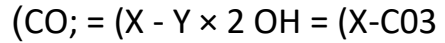


حيث أنه لحظة تغير اللون هنا الحامض يكافئ كل الكاربونات وكل الهيدروكسيل.

(2) دليل الفينولفتالين



وهنا الحامض يكافئ نصف الكربونات وكل الهيدروكسيل مع لحظة تغير اللون. وحسب المعادلات السابقة فإن:



حيث أن CO₃ ترمز لكربونات الصوديوم (NaCO₃) و OH ترمز لهيدروكسيد الصوديوم

NaOH والرمز: CO₃ % يرمز ل NaHCO₃

طريقة العمل:

(1) إملا السحاحة بمحلول (M0.1) من حامض الهيدروكلوريك القياسي، أسحب بواسطة ماصة (5) م من المزيج (المحتوى على كربونات وهيدروكسيد الصوديوم). أضف 3 قطرات من دليل المثيل البرتقالي (M.0) نلاحظ تلون المحلول باللون الأصفر. (3) سحح المزيج مع محلول حامض الهيدروكلوريك إلى أن يتغير لون المحلول إلى الأحمر. (4) أعد عملية التصحيح مرتين أو ثلاث مرات ثم أحسب الحجم من السحاحة. (5) أسحب محلول جديد من المزيج (5) مل أخرى (6) أضف إليها (3) قطرات من دليل الفينولفتالين (ph.ph) حيث نلاحظ تلون المحلول باللون البنفسجي . (7) سحح المزيج مع محلول حامض الهيدروكلوريك إلى أن يصبح المحلول عديم اللون. (8) أعد عملية التصحيح مرتين أو ثلاث مرات، ثم أحسب الحجم من السحاحة. (9) جد عيارية كل من محلول كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم باستخدام العلاقة الآتية:

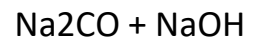
$$N \times V = N \times V$$

حيث أن الوزن المكافئ لكربونات الصوديوم يساوي (53) وهيدروكسيد الصوديوم (40) (10) ثم جد تركيز كل من محلول كربونات الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم بدلالة ppm

N HCl 0.1 -

O.IN HCl

5 مل من المزيج



3 قطرات من دليل M.0

ph.ph

تجربة (3) تقدير هيدروكسيد و كاربونات الصوديوم في المزيج تصحيح محلولين كلا على انفراد باستخدام دليلين مختلفين)

أسئلة للمناقشة:

على ماذا تعتمد عملية التسحيح التقدير مزيج من قاعدتين؟ كم 2 نفر با : كم من المفروض أن يكون الفرق بين ثوابت التفكك للقاعدتين المراد تقديرهما في المزيج سانين، مقرن كر : هل يمكن تقدير مزيج من قاعدتين قويتين مثل NaOH و KOH أو ضعيفتين مثل Na₂CO₃ و

NH₄OH باستخدام محلول حامض قياسي؟ سر سيد : 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؟ ماركت

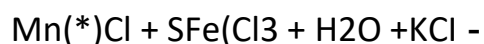
تسحيحات الأكسدة والاختزال Oxidation-Reduction Titration

في هذا النوع من التسحيحات يحدث فقدان الالكترونات من قبل المواد التي تعاني أكسدة. واكتساب الالكترونات من قبل المواد التي تعاني أختزال لذا يجب مراعاة حساب الوزن المكافئ تبعاً لعدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة

تجربة (4) تقدير الحديد الثنائي بوساطة برمنغنات البوتاسيوم

أساس التجربة

تعتبر مادة برمنغنات البوتاسيوم عام مؤكسدة للأكسدة الحديدوز إلى الحديديك في الوسط الحامضي وحسب المعادلة الآتية:



وكذلك يعمل محلول برمنغنات البوتاسيوم كدليل ذاتي لنقطة نهاية التسحيح. إلا أنه يعتبر مادة

قياسية ثانوية بسبب تكوين راسب MnO عند أذابتها في الماء المقطر لذلك عند الاستعمال في التحليل الكمي يجب معايرته أولاً مع مادة قياسية أولية. طريقة العمل: أولاً: تحضير ومعايرة محلول برمنغنات البوتاسيوم

1) نزن بصورة تقريبية (0.031) غرام من مادة برمنغنات البوتاسيوم. 2) 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 . (3) رشح المحلول خلال الصوف الزجاجي الموجود داخل قمع. أكمل المحلول إلى العلامة في قنينة حجمية سعة (100) ملتر رج المحلول جيدا (4) أملا السحاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم المحضر. (5) زن بصورة دقيقة حوالي (0.067) غرام من مادة أوكزالات الصوديوم (مادة قياسية أولية وهي عامل مختزل). أدب هذه المادة بالماء المقطر وخفف المحلول إلى (100) ملتر في قنينة حجمية، ثم رج المحلول جيدا (6) ضع (10) ملتر من محلول الأوكزالات المحضر في دورق مخروطي، أضف (10) ملتر من محلول (N2) حامض الكبريتيك. أضف (1) ملتر من محلول برمنغنات البوتاسيوم الموجود في السحاحة إلى درجة (C(60). أكمل المحلول إلى أن يصبح لون المحلول وردي خافت .

اعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات . احسب حجم برمنغنات البوتاسيوم من (9) جد العيارية لبرمنغنات البوتاسيوم باستعمال العلاقة الآتية:

$$-KMnO = HCO N * V = N * V$$

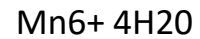
ثانيا : تقدير الحديد الثنائي:

إملا السحاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم القياسي -اسحب بواسطة ماصة (5) ملتر من محلول أيون الحديدوز (المجهول) ثم ضعه في دورق مخروطي (3) أضف (2) ملتر من محلول (N2) حامض الكبريتيك.سحح المزيج مع محلول برمنغنات البوتاسيوم القياسي إلى أن يصبح لون المحلول وردي خافت . (5) اعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات، ثم احسب حجم برمنغنات البوتاسيوم القياسي من السحاحة. (6) جد عيارية ايون الحديدوز في المحلول باستخدام العلاقة الآتية:

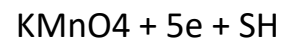
$$N \times V = N, V2 |$$

(7) جد تركيز أيون الحديدوز بال ppm

ملاحظه : 1- عمليات اختزال برمنغنات البوتاسيوم أ- في الوسط الحامضي تختزل البرمنغنات إلى Mn0 فالوزن الجزيئي يقسم على 5

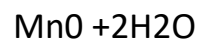


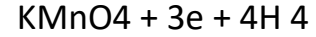
* ه



ب- في الوسط المتعادل تختزل البرمنغنات إلى

Mn0 والوزن الجزيئي يقسم على 3





ج - في الوسط القاعدي القوي تختزل البرمنغنات الى ايون المنكنات فالوزن الجزيئي يقسم على 1

NaKMnO مهم + و 2-KMnO- ان و KMnO يتأثر بالضوء لذا يجب أن يحفظ في قناني معتمة . 3- وكذلك يعتبر البرمنغنات دليل ذاتي فلا تحتاج عملية التسحيح الى دليل خارجي للكشف عن نقطة الانتهاء ،

تجربة (4) تقدير الحديد الثنائي بوساطة برمنغنات البوتاسيوم

أسئلة للمناقشة: ما تأثير الضوء على برمنغنات البوتاسيوم عند الخزن مدة طويلة؟ فكننت : كم هو عدد الالكترونات المكتسبة لمادة KMnO4 وكيف يتم تحضير العيارية لها؟

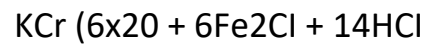
كى : هل عملية التأكسد التي تجري في المحلول منعزلة عن عملية الاختزال أم أن العمليتين تجريان معاً؟ : ما هي العناصر التي يمكن تقديرها بهذه الطريقة؟ e

ه ، ٧ - ما هي تطبيقات هذه الطريقة التقدير الحديد أو غيره من المعادن في البيئة أو الخامات؟

تجربة (5) تقدير الحديد الثنائي بوساطة دايكرومات البوتاسيوم

أساس التجربة

تختزل دايكرومات البوتاسيوم فقط في الوسط الحامضي بسرعة إلى حامض الكروميك الأخضر في درجة الحرارة الاعتيادية ومقدار التغير في عدد التأكسد هو (6) وعليه فان الوزن الكافي للدايكرومات هو 0/1 من الوزن الجزيئي، وتستخدم دايكرومات البوتاسيوم لتعيين الحديدوز الذي يعاني من تأكسد إلى الحديدك. وتصبح المعادلة العامة للتأكسد والاختزال كالآتي:



ملاحظة : تعتبر دايكرومات البوتاسيوم عامل مؤكسد اقل قوة من برمنغنات البوتاسيوم ولا يتأثر بالضوء ولكن تحتاج عملية التسحيح بالدايكرومات الى دليل خارجي وهو ثنائي فنيل الأمين . طريقة العمل (1) حضر محلول مخفف من دايكرومات البوتاسيوم بتركيز (0.01N)،

، ثم امك السحاحة بهذا المحلول (2) أسحب بوساطة ماصة (5) مللتر من محلول أيون الحديدوز (المجهول) ضعه في ورق مخروطي. (3) أضف (5) قطرات من دليل ثنائي فنيل أمين. أضف (2) مللتر من محلول (N2) حامضالكبريتيك.

(4) سحح المزيج مع محلول الدايكرومات حيث يتحول اللون من الاخضر الى اللون الأزرق البنفسجي والذي يثبت عند الرج. (5) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات. ثم أحسب حجم الدايكرومات من السياحة (6) جد العيارية لأيون الحديدوز باستخدام العلاقة الآتية:

، $N \times V = N, V$

(7) ثم جد تركيز أيون الحديدوز بال ppm

N K2 CrO10.0

5 ملتر Fe2 مجهول التركيز

3 قطرات من دليل ثنائي فنيل أمين

2 ملتر من

N H2SO42

تجربة (5) تقدير الحديد الثنائي بوساطة

دايكرومات البوتاسيوم

أسئلة للمناقشة:

: ما الفرق بين برمنكنات ودايكرومات البوتاسيوم؟ . هل هناك مواد أخرى لها يمكن استخدامها في تسحيحات التأكسد والإختزال بدل برمنكنات أو

دايكرومات البوتاسيوم؟ اليم : 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 بتسحيحات التأكسد والاختزال؟

تسحيحات تكوين المعقدات Complexes Formation Titration

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

1-ليكاند أحادي السن مثل الأمونيا.

2-ليكاند ثنائي السن مثل أثلين ثنائي الأمين.

3-ليكاند متعدد السن مثل EDTA أثلين ثنائي الأمين رباعي حامض الخليك.

تجربة (6) تقدير الكالسيوم في الطباشير باستخدام تسحيحات تكوين المعقدات

أساس التجربة

إن التسخيحات تكوين المعقدات استعملات عديدة منها تقدير العديد من الأيونات الموجبة السالبة.والغالبية المألوفة لمثل هذا النوع من التسخيحات تستخدم EDTA كعامل مسح.

CH2-C-OH HO-C-HC

N-CH2-CH2-N 0

CH2-C-OH HO-C-H2C1 Ethylene Diamine Tetra Acetic acid (EDTA)---HAY

//

مميزات EDTA :

يكون هذا المركب بهيئة ثنائي الملح (NazHY) 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 التسخيحات لتكوين معقدات فلزية ذائبة ومستقرة، ويعتبر تفاعله انتقائي عند تقدير العناصر كما ويمكن تحديد نقطة التكافؤ بشكل واضح باستخدام الدلائل الفلزية. طريقة العمل: (1) زن (0.2) غرام من مادة كاربونات الكالسيوم (طباشير زيتي). (2) أضف (5) مل ماء مقطر ، ثم أضف (5) مل من حامض الهيدروكلوريك المركز. (3) قم بالتسخين باستخدام الهيتز إلى أن يذوب النموذج. (4) ضع النموذج في قنينة حجمه سعة (100) مل واكمل بالماء المقطر إلى حد العلامة. (5) إسحب بواسطة ماصة (2.5) مل من المحلول المحضر وضعه في ورق مخروطي.

- (6) أضف اليه (2) مل من محلول pH10 (المحضر من 132 غم من NHCl و 57 مل من محلول الأمونيا NH4OH المركز ويخفف بالماء المقطر إلى 1 لتر).

(أضف (3) قطرات من دليل EBT (إيروكروم بلاك -8 (T) مسح مع (0,01) مولاري EDTA-Na2 إلى أن يتحول لون المحلول إلى لون ازرق فاتح

(9) أعد عملية التسخيح مرتين أو ثلاث مرات (10) جد النسبة المئوية لكاربونات الكالسيوم باستخدام العلاقة الآتية:

$$1 \text{ M EDTA} = 40 \text{ mg Ca} \text{ *ml} \text{ ?}$$

M EDTA-Naz0.01

2.5مللتر من محلول الطباشير

2 مللتر منمحلول pH10 -

3 قطرات من دليل EBT

تجربة (6) تقدير الكالسيوم في الطباشير

باستخدام تسحيحات تكوين المعقدات

أسئلة للمناقشة: لماذا يكون عدد المكافئات واحد في التسحيحات التي تستخدم EDTA ؟ : ما سبب استقرارية المعقدات التي يكونها EDTA ؟

ما سبب إضافة محلول (pH 10) وهل ضبط ال pH ضروري في عملية تكوين المعقدات

" بين طبيعة كل من الأواصر التناسقية. التساهمية والأيونية. - هل يؤثر وجود أيون

Mg مع Ca في المحلول، وكيف يمكن تقدير كل أيون على انفراد؟

تجربة (7) تقدير العبرة الكلية للمياه باستخدام EDTA

أساس التجربة

لقد وجد أن بعض المياه الموجودة في الطبيعة لا يرغو فيها الصابون بسهولة مثل ما وبعض البحيرات والابار وتسمى مثل هذه المياه بالمياه العسرة، وتعزي عسرة المياه إلى احتواء الماء على أملاح الكالسيوم والمغنيسيوم الذائبة في الماء، وتقسم عسرة المياه إلى نوعين

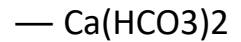
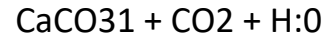
(1) العسرة المؤقتة

(2) العسرة الدائمة)

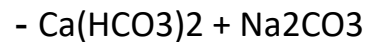
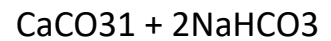
النشرة المؤقتة: هي عبارة عن بيكاربونات الكالسيوم والمغنيسيوم الذائبة في الماء ويمكن ازلتها كماياتي:

- طريقة التسخين: تتجزأ كاربونات الكالسيوم الهيدروجينية وكاربونات المغنيسيوم

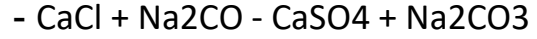
الهيدروجينية الذائبة في الماء بالتسخين إلى كاربونات الكالسيوم او المغنيسيوم كما في المعادلة الآتية:



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



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



طريقة العمل: (1) ضع (25) مللتر من ماء الشرب في ورق مخروطي باستخدام أسطوانة مدرجة. (2) أضف (2) مللتر من محلول (pH10)، ثم أضف (3) قطرات من دليل (EBT. 3) مسح مع محلول (

0.01) مولاري EDTA إلى أن يتغير لون المحلول إلى اللون الأزرق.

(4) جد تركيز كربونات الكالسيوم بال ppm حسب العلاقة الآتية:

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

$$\text{M EDTA} = 0.01$$

25 مللتر من ماء الشرب

2 مللتر من محلول pH10

د مللتر من 3 قطرات من دليل

EBT

تجربة (7) تقدير العسرة الكلية للمياه

باستخدام EDTA

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 كربونات الكالسيوم مع تجاهل مركبات المغنيسيوم في المياه؟

التسحيحات الترسيبية Precipitation Titration

و التي تتضمن تفاعلات تؤدي إلى تكوين راسب أو ملح قليل الذوبان من خلال استخدام عامل تسحيح ويوجد دلائل معينة وأفضل مثال استعمال نترات الفضة في نقدي السالبة Br , CT

، حيث أن نترات الفضة تعتبر مادة قياسية أولية إلا أنها تتأكسد بالضوء ولافي قناني معتمة طرائق التصحيح لتقدير الهاليدات بواسطة نترات الفضة من طرائق أساسية تستخدم لتصحيح الهاليدات مع الفضة تعتمد على استعمال ثلاثة أنواع مختلفة من الدلائل

هي المباشر بين محلول الفضة كعامل مساعد والهاليد باستخدام بليل يعطى رأسا ملونا عند نقطة التكافؤ كما في طريقة مور

(2) Mohr's Method) السحيح غير المباشر (التصحيح الرجعي) Back

Titration من خلال تفاعل زيادة من محلول الفضة مع الهالوجين داخل الدورق ثم تسحيح الزيادة من الفضة ضد مطول تايسيانيد البوتاسيوم كعامل مسح باستخدام دليل يكون محلول" ملونة عند نقطة الانتهاء كما في طريقة فولهارد

Volhard's Method

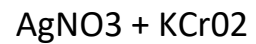
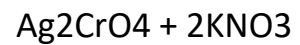
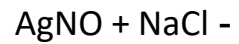
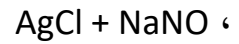
(3) تسحيح يستخدم نوعا من الدلائل تسمى دلائل الإمتزاز والتي تمتاز (تلتصق على سطح الراسب المتكون عند نقطة التكافؤ كدليل الفلورسين fluorescein في طريقة فاجان

| Fajan's Method

تجربة (8) تقدير الكلوريد بطريقة مور في ملح الطعام

أساس التجربة:

يستعمل محلول نترات الفضة القياسي لتصحيح 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 البروميد والايوديد في محاليل متعادلة.



طريقة العمل: (1) وزن باستخدام ميزان حساس (0.2) غرام من ملح الطعام. (2) نذوب هذا الوزن في حجم (250) مللتر باستخدام قنينة حجمية سعة (250) مللتر باستخدام الماء

المقطر.

3) إملأ السحاحة بمحلول (0.01) مولاري من نترات الفضة (4) إسحب بواسطة ماصة (5) ملتر من محلول كلوريد الصوديوم ونضعه في دورة مخروطي، (5) أضف (3) قطرات من دليل كرومات البوتاسيوم نلاحظ بلون المحلول باللون الأصفر. (6) سحح مع نترات الفضة إلى أن يتكون راسب قهوائي - محمر يدل على انتهاء التفاعل. (7) احسب حجم نترات الفضة من السماحة. (8) أعد عملية التصحيح مرتين أو ثلاث مرات (9) جد النسبة المئوية لكلوريد الصوديوم باستخدام العلاقة الآتية

$$\text{ml } 1 \text{ M AgNO}_3 = 35.5 \text{ mg CT } 1$$

$$: \text{M AgNO}_3 0.01$$

5 ملتر من محلول NaCl

3 قطرات من دليل كرومات البوتاسيوم

تجربة (8) تقدير الكلوريد بطريقة مور في ملح الطعام

أسئلة للمناقشة:

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

هل من الممكن تقدير تركيز HCl بهذه الطريقة؟

لماذا يترسب AgCl أولاً قبل Ag₂CrO₄ ؟

تجربة (9) تقدير الكلوريد بطريقة مور في ماء الشرب

طريقة العمل: (1) ضع (25) ملتر من ماء الشرب في ورق مخروطي باستخدام أسطوانة مدرجة. (2) أضف (5) قطرات من دليل كرومات البوتاسيوم إلى أن يصبح لون المحلول اصفر (3) سحح مع محلول نترات الفضة إلى أن يصبح لون المحلول قهوائي محمره " عملية التسجيج مرتين أو ثلاث مرات، واحسب معدل الحجم من السماحة. (5) إحسب تركيز الكلوريد في ماء الشرب بال ppm باستخدام العلاقة الآتية:

$$\text{ml } 1 \text{ M AgNO}_3 = 35.5 \text{ mg Cl } 1$$

$$: \text{M AgNO}_3 0.01$$

25 ملتر من ماء الشرب

5 قطرات من دليل كرومات البوتاسيوم

تجربة (9) تقدير الكلوريد بطريقة مور في ماء الشرب

أسئلة للمناقشة : لماذا تم أخذ حجم كبير نسبية من ماء الشرب في تقدير أيون الكلوريد؟

ما هي كمية الكلوريد المقبولة في ماء الشرب، وهل النتيجة التي حصلت عليها ضمن المدى

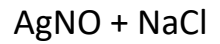
تجربة (10) تقدير الكلوريد بطريقة فولهارد في ملح الطعام

أساس التجربة

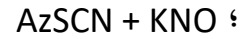
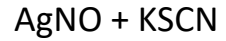
تعتبر هذه التجربة من التسحيحات غير المباشرة لتقدير الهالوجينات في الوسط الحامضي حيث تضاف زيادة من محلول نترات الفضة إلى الهاليد في الدورق المخروطي ثم تسحيح الزيادة من نترات

سه ضد محلول قياسي بن ثايوسيانيد البوتاسيوم كعامل مسح وعند نقطة الانتهاء ويتم تفاعل

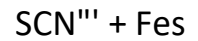
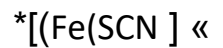
الثايوسيانيد مع أيون الحديدك كدليل ليعطي معقدا أحمر اللون -



غير متفاعلة



و



معقد أحمر ذائب

(تستخدم هذه الطريقة التقدير البروميدي دون أي تداخل. ب) عند تقدير الكلورايد 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 نترات بنزين أو بترشيحه قبل اضافة KSCN من السحاحة.

طريقة العمل (1) زن (0.1) غرام من ملح الطعام باستخدام ميزان حساس ثم إذابة هذا النموذج في قنينة حجمية سعة (100) مللتر (2) أسحب باستعمال الماصة (10) مللتر من محلول الكلوريد وضعه في بيكر. (3) أضف (2) مللتر من محلول (36% HNO₃ N) أي بنسبة (1:1)، ثم أضف

(20) مللتر من محلول (0.01) مولاري من نترات الفضة القياسي بحيث تضمن الزيادة (4) رشح المحلول في دورة مخروطي لعزل الراسب عن الزيادة غير المتفاعلة من نترات الفضة. (5) أضف (1) مللتر من محلول شب الحديدك كدليل إلى الراشح في الدورق المخروطي. (6) مسح الزيادة من الفضة ضد محلول (0.02) مولاري من تايسيانيد البوتاسيوم كعامل مسح إلى أن يتلون المحلول باللون القهوائي المحمر. (7) أعد عملية التسحيح مرتين أو ثلاث مرات، ثم احسب الحجم من السماحة. (8) أحسب النسبة المئوية لكلوريد الصوديوم باستخدام العلاقة الآتية:

$$\text{ml } 1 \text{ M AgNO}_3 = 35.4 \text{ mg CT } 1$$

10 مللتر من

NaCl

2 مللتر من

ورق ترشيح

N HNO₆

- قمع ترشيح

20 مللتر من

IM AgNO₀₀

دورة مخروطي يحتوي الراشح

ثم عملية التسحيح

N KSCN_{0.02}

الراشح يحتوي الزيادة غير المتفاعلة من AgNO₃؛

1 مللتر من دليل شب الحديدك

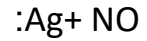
تجربة (10) تقدير الكلوريد بطريقة فولهارد في ملح الطعام

أسئلة للمناقشة : ما الفرق بين طريقتي مور و فولهارد 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.

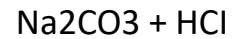
: أي نوع من الدلائل الدليل المستخدم في هذه التجربة

ملاحظة : الفائدة من اضافة حامض النتريك ليعمل كأيون مشترك والذي يزيد من عملية الترسيب يوفق المعادلتين الآتيتين :

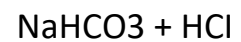


تجربة (11): تقدير الكربونات والبيكاربونات في المزيج

تشكل الكربونات CO والبيكاربونات HCO مجمل القلويات في الماء وتعمل هذه على قيمة الدالة الحامضية اكثر من 705 وسبب هذه النظرية بتآكل خزانات المياه والأنابيب المعدنية كما أن تقديرها مهم في الاغراض الزراعية اضافة الى الصناعة. نظرية التجربة: تقدير الكربونات والبيكاربونات بالمعايرة مع حامض الهيدروكلوريك 0.1 عياري بوجود فينوفثالين والمثيل البرتقالي على التوالي واذ يعطي دليل الفينوفثالين اللون الوردي عند وجود الكربونات ويختفي هذا اللون عند المعايرة مع الحامض وفق المعادلة الآتية :



تم نكمل التسحيح بإضافة دليل المثيل البرتقالي الى المحلول عديم اللون بحيث يعطي اللون الاصفر ومن ثم المعايرة مع الحامض والذي يكافئ (البيكاربونات الأصلية + المتحولة من الكربونات الى ماء وغاز ثاني أوكسيد الكربون فيتغير اللون من الأصفر الى الأحمر وفق المعادلة الآتية :



طريقة العمل : 1- اسحب 5 مل من مزيج الكربونات والبيكاربونات في ورق مخروطي . 2- أضف 3 قطرات من دليل الفينوفثالين



فإذا ظهر اللون الوردي يسح مع حامض الهيدروكلوريك 0.1

عياري حتى يختفي اللون واحسب الحجم المستهلك من الحامض . 3 اضع 3 قطرات من دليل
المثيل البرتقالي M.0 إلى المحلول نفسه فيظهر اللون الأصفر .

اكمل التسحيح مع الحامض حتى يتحول اللون من الأصفر الى الأحمر واحسب الحجم المستهلك
من الحامض في هذه المرة ، 5-جد تركيز الكربونات والبيكاربونات بدلالة الى ppm

IN HCl.0

5 مل من الكربونات و البيكاربونات

3 قطرات من دليل يتبعها دليل MO

Ph.ph

تجربة (11) : تقدير الكربونات والبيكاربونات في المزيج

الحسابات :

1- باستخدام دليل الفينوفثالين V1

$$V1 = 1/2 \text{ CON} - 2V1 = V2 = \text{all CO}$$

2- باستخدام دليل المثيل البرتقالي v3

$$V3 = 1/2 \text{ CO} + \text{HCO} \quad V3 - V1 = V4 \text{ -----HCO; only}$$

$$\text{HCl} = \text{CO}_2 \quad N1.V1 = N2.V2 \quad 0.1XV2 = N2X5$$

$$\text{wt of CO} = 53.4$$

$$\text{HCl} = \text{HCO} - N1 \quad W1 = N3V2 \quad 0.1 \times 14 = N2 \times 5$$

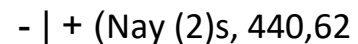
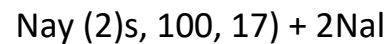
$$\text{eq.wt of HCO}_3 = 84$$

: تقدير اليود بالطريقة الأيوديمتري (المباشرة) Iodimetry

تتم عملية تقدير اليود من خلال التخرج مع تايوسلفات الصوديوم في وسط متعادل ويعتبر النشا
هنا دليلا خاصا لتقدير اليود وهذا فضلا عن واكتسابها من قبل اليود وفق المعادلة الآتية :

من خلال التصحيح مع تايوسلفات الصوديوم وباستخدام دليل النشا عقد

ما هذا دليلا خاصا لتقدير اليود وهذا فضلا عن فقدان الكترولين للتايوسلفات



ملاحظة:

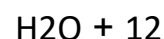
داني الثايوسلفات يساوي الوزن الجزيئي مقسوما على واحد لأن اليود يكتسب الكثرينين.

1- ان الوزن المكافئ للثايوسلفات يساوي الوزن الجزيئي مقسوما ع 2- يجب أن تكون الدالة الحامضية متعادلة وذلك للأسباب الآتية : اذا كان الوسط حامضي تحصل تفاعلات جانبية للثايوسلفات ونحصل على حامض السلفونيك . $HSOs + s$

ب- لوكان الوسط قاعدي نحصل على معقد من هايبر ايودات غير المستقر .



+



طريقة العمل : 1- تحضير 0.1 عيارى من مادة ثايوسلفات الصوديوم $Na_2S_{20.5}H_{20}$

ويوضع بالسحاحة.

2- تأخذ 5 مل من محلول اليود في ورق مخروطي ويضاف اليه 5 مل من 0.1

عيارى من حامض الهيدروكلوريك مع قليل من الماء المقطر 25 مل تقريبا. 3- يسحح ببطأ مع مع الثايوسلفات لحين ظهور اللون الأصفر الباهت . 4- ثم نضف 1 مل من دليل النشا (5 غم في 100 مل ماء ساخن). 5- مع الانتظار لحين الحصول على لون أزرق ، ثم نكمل التسحيح لحين اختفاء اللون .

ثم نسجل حجم الثايوسلفات وتحسب تركيز اليود ، علما بأن الوزن المكافئ للثايوسلفات هو 12