أساسيات الكيمياء التحليلية (عملي)

معايرات الأحماض و القواعد

الجدارة:

أن يكون الطالب قادراً على تنفيذ تجارب الأحماض و القواعد.

الأهداف:

بعد الانتهاء من هذه الوحدة التدريبية يكون الطالب قادرا على:

١. تعيين مولارية هيدروكسيد الصوديوم.
٢. تعيين مولارية حمض الهيدروكلوريك.
٣. تعيين مولارية كربونات الصوديوم و بيكربونات الصوديوم في خليط.
٤. تطبيق حسابات المعايرة و استنتاج تركيز المجهول.

الوقت المتوقع:

٤ ساعات.

متطلبات الجدارة:

١. مقرر "نظم وتقنيات مختبرية".
٢. مقرر "الأمان والسلامة في المختبرات الكيميائية".
٣. مقرر "الكيمياء العامة".

معايرات الأحماض والقواعد

١. الخلفية النظرية:

قبل البدء بتقدير تركيز الأحماض أو القواعد يتعين الحصول على محاليل قياسية لها لا يمكن استخدام الأحماض والقواعد الشائعة بشكل مباشر لتحضير محاليل قياسية لأنها متغيرة التركيب للأسباب التالية:

١. حامض الهيدروكلوريك: يتطاير في التركيز العالية.
٢. حامض الكبريتيك: يمتص الماء لكنه لا يصبح رطباً.
٣. حامض النتريك: متطاير وعرضه للتفكك.

علاوة على ذلك فإن الأحماض المسماة بالأحماض المعدنية النقية ليست مواد نقية حيث أنها تحتوي على كميات متفاوتة من الماء.

هيدروكسيدات الصوديوم و البوتاسيوم: تمتص الرطوبة وتصبح رطبة ، تتفاعل مع ثاني أكسيد الكربون الموجود في الهواء:

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

هيدروكسيد الكالسيوم: لا تذوب بشكل كامل كما أنها تتفاعل مع ثاني أوكسيد الكربون الموجود في الهواء:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

الأمونيا: متطاير وهو محلول متغير التركيز.

١ ـ ١ خواص المادة القياسية الأولية:

هي المادة التي يعد محلولها بالوزن المباشر للمادة نفسها ثم إذابتها في محلول معلوم من المذيب و الشروط الواجب توافرها للمادة القياسية الأولية هي:

١. تكون ذات درجة عالية من النقاء.
٢. أن تكون مستقرة غير متأثرة بالهواء الجوي .

٣. أن تكون قادرة على التفاعل كمياً مع المادة المراد تقديرها.
٤. قابلة للذوبان في المذيبات المختلفة.
٥. أن تكون سهلة التجفيف والوزن.
٦. أن تكون ذات وزن جزيئي كبير لتقليل نسبة الخطأ في عملية الوزن.

١ ـ ٢ تقييس الأحماض:

لتقييس الأحماض يمكن استخدام المواد الشائعة التالية:

١. كربونات الصوديوم النقية. تحضر بتسخين كربونات الصوديوم الهيدروجينية أو كربونات الصوديوم اللامائية.
٢. البوراكس $Na_2B_4O_7.10H_2O$ (ميتا بورات الصوديوم).
٣. كربونات الكالسيوم النقية.

١ ـ ٣ تقييس القواعد:

يمكن تقييس المحاليل القاعدية باستخدام الأحماض العضوية المتبلورة الصلبة مثل حامض الأوكساليك أو حامض السكسنيك والتي يمكن الحصول عليها بدرجة عالية من النقاوة.

١ ـ ٤ نظرية الأدلة:

معظم الأدلة المستخدمة في معايرات الأحماض والقواعد هي عبارة عن أحماض ضعيفة حيث أن درجة تفككها تتأثر بشكل كبير جداً بتغير تركيز أيون الهيدروجين في المحلول مؤدياً ذلك إلى التغير في اللون، على سبيل المثال الفينولفثالين حامض عضوي ضعيف جداً HA حيث أنه يتفكك إلى أيون الهيدروجين وأيون سالب الشحنة:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^- \square$$

عديم اللون وردي

فعند إضافة محلول حمضي فإن تركيز أيون الهيدروجين الناتج من الحمض كبير جداً بالمقارنة بتركيز H الناتج من تفكك الدليل وهذا يؤدي إلى تنبيط (تقليل) تفكك الدليل لذا فإن الدليل سوف لن يتأين ولن يلاحظ لون عند إضافة محلول قلوي فإن أيونات الهيدروجين الناتجة من الدليل تتفاعل مع بعض أيونات الهيدروكسيل لتكوين الماء وبالتالي سوف يزداد تفكك الحامض الضعيف ويصاحب ذلك زيادة في ايونات A الملونة والتي تجعل المحلول ورديا، إن التغيرات في اللون هذه تحدث عند تركيزات مختلفة مع الأدلة المختلفة.

فيما يلي قائمة لبعض الأدلة الشائعة الاستعمال مع مدى pH الذي تحدث خلاله التغيرات في اللون:

تغير اللون		الدليل	مدى pH
القاعدة	الحامض		
أصفر	أحمر	الميثيل البرتقالي	3- 4.4
أصفر	أحمر	الميثيل الأحمر	4.4-6.3
أزرق	أصفر	برمو ثايمول الأزرق	6-7.6
أزرق	أحمر	تباع الشمس	6-8
أحمر	عديم اللون	فينولفثالين	8.2-10

١ ـ ٤ ـ ١ خواص الدليل المناسب:

١. ١. يجب أن يكون التغير في لون الدليل واضحاً ، بعبارة أخرى يجب أن يكون الدليل حساساً، وهذا يعني عدم صلاحية الدليل إذا كان التغير في اللون يحتاج إلى 2 أو 3 مل من الكاشف.

٢. ٢. يجب أن يكون مدى pH والذي يحدث خلاله التغير في اللون دالاً على تمام التفاعل.

التجربة رقم (١): تعيين مولارية هيدروكسيد الصوديوم

١. مقدمة:

يتفاعل حمض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الصوديوم طبقاً للمعادلة التالية:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

ونظراً لأن كلاً من الحمض والقاعدة المذكورين قويان فإنه يمكن استخدام أي دليل يمكن استعماله في هذه الحالة (المثيل البرتقالي أو الفينولفثالين).

٢. السلامة:

١. راجع القواعد العامة للسلامة.
٢. الزي المعملي: بالطو، أحذية واقية، نظارات، قفازات.

٣. الأدوات و المواد المستخدمة:

١. سحاحة Burette.
٢. ماصة Pipette.
٣. دورق قياسي (١٠٠ مل) Volumetric flask.
٤. دورق مخروطي Conical flask.
٥. كأسين Beakers.
٦. قمع Funnel.
٧. محلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك Hydrochloric acid, HCl.
٨. محلول هيدروكسيد الصوديوم Sodium hydroxide مجهول التركيز.
٩. دليل فينولفثالين Phenolphtalein Indicator.

٤. خطوات التجربة:

١. تملأ السحاحة بمحلول حمض الهيدروكلوريك و تأخذ القراءة الابتدائية للسحاحة.
٢. يؤخذ ١٠ مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم بواسطة ماصة و ينقل بعناية إلى دورق مخروطي.
٣. تضاف قطرة أو قطرتين من دليل الفينولفثالين إلى محلول هيدروكسيد الصوديوم.
٤. يضاف محلول HCl تدريجيا إلى محلول NaOH مع تحريك محتويات الدورق في شكل دائري.

٥. عند اقتراب نقطة النهاية يضاف HCl قطرة قطرة حتى يتغير لون الدليل من أحمر وردي إلى عديم اللون. و تؤخذ القراءة النهائية للسحاحة.

٦. تعاد الخطوات (١ ـ ٥) ٣ مرات و يؤخذ متوسط الحجم.

التجربة رقم (٢): تعيين مولارية حمض الهيدروكلوريك

١. مقدمة:

تتفاعل كربونات الصوديوم مع الأحماض القوية على مرحلتين كما يلي:

(1) $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaHCO_3 + NaCl$

(2) $NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$

عند نقطة التكافؤ في المرحلة (١) يكون الرقم الهيدروجيني يساوي ٨,٣ لذا يمكن استخدام دليل الفينولفثالين لتعيين هذه المرحلة ، أما في المرحلة (٢) حيث يكون الرقم الهيدروجيني يساوي ٣,٨ فلا يمكن استخدام الفينولفثالين بل يجب استخدام الميثيل البرتقالي.

في هذه التجربة يستخدم الميثيل البرتقالي لوحده ، لذا فإن معادلة التفاعل ما بين حمض الهيدروكلوريك و كربونات الصوديوم تكون كالتالي:

$$2HCl + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

٢. الأمان و السلامة:

١. راجع القواعد العامة للسلامة.

٢. الزي المعملي: بالطو، أحذية واقية، نظارات، قفازات.

٣. الأدوات و المواد المستخدمة:

١. سحاحة Burette.

٢. ماصة Pipette

٣. دورق قياسي (١٠٠ مل) Volumetric flask.

٤. دورق مخروطي Conical flask.

٥. كأسين Beakers.

٦. قمع Funnel.

٧. محلول قياسي من كربونات الصوديوم.

٨. دليل الميثيل البرتقالي Methyl orange Indicator.

٤. خطوات التجربة :

١. تملأ السحاحة بمحلول حمض الهيدروكلوريك و تأخذ القراءة الابتدائية للسحاحة
٢. يؤخذ ١٠ مل من محلول كربونات الصوديوم القياسي بواسطة ماصة و ينقل بعناية إلى دورق مخروطي
٣. تضاف قطرة أو قطرتين من دليل الميثيل البرتقالي إلى محلول كربونات الصوديوم في الدورق
٤. يضاف محلول حمض الهيدروكلوريك تدريجيا إلى محلول كربونات الصوديوم مع تحريك الدورق في شكل دائري
٥. عند اقتراب نقطة النهاية يضاف الحمض قطرة قطرة حتى يتغير لون الدليل من أصفر إلى أحمر. و تؤخذ القراءة النهائية للسحاحة.
٦. تعاد الخطوات (١ ـ ٥) ٣ مرات و يؤخذ متوسط الحجم.

التجربة رقم (٣): تعيين مولارية كربونات الصوديوم و بيكربونات الصوديوم

١. مقدمة:

عند إضافة حمض الهيدروكلوريك إلى محلول الخليط في وجود الفينولفثالين فإن التغير في اللون يحدث عندما تتحول الكربونات إلى البيكربونات لذا فإن كمية الحامض المضافة تكافئ نصف الكربونات عندما يضاف بعد ذلك الميثيل البرتقالي إلى نفس المحلول فإن التغير في اللون يحدث عندما يتحول النصف المتبقي من الكربونات (البيكربونات المتكونة) و البيكربونات الأصلية إلى الكلوريد ، لذا فإن:

V_1 = حجم الحامض المستخدم في الخطوة الأولى (الفينولفثالين).

V_2 = حجم الحامض المستخدم في الخطوة الثانية (الميثيل البرتقالي).

$2V_1$ = حجم الحامض المكافئ للكربونات.

$V_2 - V_1$ = حجم الحامض المكافئ للبيكربونات.

معادلات التفاعل:

$$Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaHCO_3 + NaCl$$
$$NaHCO_3 + HCl \rightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$$

٢. الأمان و السلامة:

١. راجع القواعد العامة للسلامة.

٢. الزي المعملي: بالطو، أحذية واقية، نظارات، قفازات.

٣. الأدوات و المواد المستخدمة:

١. سحاحة Burette.

٢. ماصة Pipette.

٣. دورق قياسي (١٠٠ مل) Volumetric flask.

٤. دورق مخروطي Conical flask.

٥. كأسين Beakers.

٦. قمع Funnel.

٧. محلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك خليط من كربونات الصوديوم و بيكربونات الصوديوم مجهول التركيز.
٨. دليل الميثيل البرتقالي Methyl orange Indicator.

٤. خطوات التجربة:

١. تملأ السحاحة بمحلول حمض الهيدروكلوريك و تأخذ القراءة الابتدائية للسحاحة.
٢. تخذ ١٠ مل من خليط الكربونات و البيكربونات بواسطة ماصة إلى دورق مخروطي.
٣. تضاف قطرة أو قطرتين من دليل الفينولفثالين إلى محلول الخليط في الدورق.
٤. يضاف حمض الهيدروكلوريك تدريجيا إلى محلول الخليط مع تحريك محتويات الدورق في شكل دائري.
٥. عند اقتراب نقطة التعادل يضاف الحمض قطرة قطرة حتى يتغير لون الدليل من بنفسجي إلى عديم اللون ثم تأخذ القراءة النهائية V_1.
٦. يضاف قطرة أو قطرتين من دليل المثيل البرتقالي لنفس محتويات الدورق المخروطي و تسجل القراءة الابتدائية للمعايرة الجديدة.
٧. يستمر في إضافة حمض الهيدروكلوريك حتى يتغير لون الدليل من أصفر إلى أحمر تؤخذ قراءة السحاحة و تسجل القراءة النهائية V_2.
٨. تعاد الخطوات من ١ إلى ٧ ثلاثة مرات.
٩. يؤخذ معدل حجم القياسات الثلاث للدليلين كل على حده.

أساسيات الكيمياء التحليلية (عملي)

معايرات الترسيب

الجدارة:

أن يكون الطالب قادراً على تنفيذ تجارب معايرات الترسيب.

الأهداف:

بعد الانتهاء من هذه الوحدة يكون الطالب قادرا على:

١. تنفيذ معايرات الترسيب.
٢. تطبيق الأدلة المختلفة.
٣. استنتاج تركيز المجهول في طريقة موهر، فولهارد و فاجان.

الوقت المتوقع:

٨ ساعات.

متطلبات الجدارة:

١. مقرر نظم وتقنيات مختبرية.
٢. مقرر الأمان والسلامة.
٣. مقرر الكيمياء العامة.

التجربة رقم ١: تعيين تركيز محلول كلوريد الصوديوم (طريقة موهر)

١. الخلفية النظرية:

تتفاعل نترات الفضة مع كلوريد الصوديوم طبقاً للمعادلة التالية:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

راسب أبيض

كذلك فإن نترات الفضة تتفاعل مع K_2CrO_4 معطية راسب لا يذوب من كرومات الفضة:

$$2AgNO_3 + K_2CrO_4 \rightarrow Ag_2CrO_4 + 2KNO_3$$

راسب أحمر بني

ولكن على الرغم من ذلك فعندما يتواجد CrO_4^{2-} و Cl^- مع بعضهما فسوف يترسب أولاً كلوريد الفضة بفضل انخفاض ذوبانيتها عن ذوبانية كرومات الفضة، لذا فإن Ag_2CrO_4 سوف تترسب بعد الترسب الكامل لـ Cl^- على هيئة AgCl عند نقطة النهاية عندما يحدث هذا فسوف يلاحظ تكون راسب أحمر بني يدل على نقطة النهاية.

ملاحظة:

هناك شرط يجب أن يستوفى وهو إن وسط المعايرة يجب أن يكون متعادلاً أو قاعدي ضعيف pH = 7 – 8 لأنه في الوسط الحمضي:

- فإن أيون CrO_4^{2-} يتحول إلى $Cr_2O_7^{2-}$:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

- فإن كرومات الفضة تذوب في المحاليل الحمضية بفضل تكوين الكرومات الهيدروجينية:

$$CrO_4^{2-} + H^+ \rightleftharpoons HCrO_4^-$$

في الوسط القاعدي تترسب الفضة على هيئة هيدروكسيد كما هو واضحا من المعادلة:

$$Ag^+ + OH^- \rightarrow AgOH$$

٣. الأمان و السلامة:

١. راجع القواعد العامة للسلامة.

٢. الزي المعملي: بالطو، أحذية واقية، نظارات، قفازات.

٣. الأدوات و المواد المستخدمة:

١. سحاحة Burette.

٢. ماصة Pipette.

٣. دورق قياسي (١٠٠ مل) Volumetric flask.

٤. دورق مخروطي Conical flask.

٥. كأسين Beakers.

٦. قمع Funnel.

٧. محلول قياسي من نترات الفضة $AgNO_3$ Silver nitrate.

٨. محلول كلوريد الصوديوم (مجهول التركيز) Sodium Chloride NaCl.

٩. دليل كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 Potassium Chromate Indicator.

٤. خطوات التجربة:

١. تملأ السحاحة بمحلول نترات الفضة القياسي (معلوم المولارية).

٢. يوضع ١٠ مل من محلول كلوريد الصوديوم في دورق مخروطي بواسطة الماصة و يضاف إليه نصف مل من محلول كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 Potassium Chromate.

٣. تضاف نترات الفضة من السحاحة إلى الدورق بكميات قليلة و يدور بعناية للتأكد من اختلاط المتفاعلين.

٤. يستمر في إضافة نترات الفضة حتى يظهر راسب أحمر أو بني غامض.

٥. يدور الخليط فإذا ذهب اللون الأحمر أضيفت قطرة واحدة من النترات و يستمر العمل على هذا المنوال حتى يتكون راسب احمر لا يزول برج الدورق.
٦. تؤخذ قراءة السحاحة و تسجل كحجم نهائي.
٧. تكرر التجربة ٣ مرات.

التجربة رقم (٢) : تعيين تركيز محلول نترات الفضة (طريقة فولهارد)

١. الخلفية النظرية :

في هذه الطريقة يستخدم الشب الحديديكي أو نترات الحديديك كدليل في وسط حمضي. لذا فعندما يضاف محلول الثيوسيانات إلى محلول $AgNO_3$ المحمض بوجود الشب الحديديكي كدليل (بعبارة أخرى أيونات Fe^{3+}) فسوف يحدث التفاعلان التاليان:

$$Ag^+ + CNS^- \rightarrow AgCNS\downarrow \quad (1)$$

$$Fe^{3+} + 6CNS^- \rightarrow [Fe(CNS)_6]^{3-} \quad (2)$$

فالتفاعل رقم (1) يجب أن يحدث أولاً لأن المركب الناتج منه أقل ذوباناً من المركب الناتج من التفاعل رقم (2) لذا فإن تكوين معقد ثيوسيانات الحديدك سوف يبدأ حالاً بعد استنفاذ Ag^+ من المحلول في هذا الوضع فإن أيون Fe^{3+} أو الشب الحديدكي يمكن استخدامه لإيجاد نقطة النهاية للمعايرة ما بين أيونات Ag^+ , CNS^-.

٢. الأمان و السلامة :

١. راجع القواعد العامة للسلامة.

٢. الزي المعملي: بالطو، أحذية واقية، نظارات، قفازات.

٣. الأدوات و المواد المستخدمة :

١. سحاحة Burette.

٢. ماصة Pipette.

٣. دورق قياسي (١٠٠ مل) Volumetric flask.

٤. دورق مخروطي Conical flask.

٥. كأسين Beakers - قمع Funnel.

٦. محلول قياسي من نترات الفضة $AgNO_3$ Silver nitrate.

٧. محلول ثيوسيانات البوتاسيوم Potassium Thiocyanate KSCN.

٨. حمض النتريك المخفف Diluted Sulphuric Acid.

٤. خطوات التجربة :

١. تملأ السحاحة بمحلول ثيوسيانات البوتاسيوم (معلوم التركيز).
٢. يوضع ١٠ مل من محلول نترات الفضة (مجهول التركيز).
٣. يضاف ٢ مل من حمض النتريك المخفف و المعد للتجربة.
٤. يضاف ٢ مل من نترات الحديديك الذي يستخدم كدليل و تخلط مكونات الدورق بتدويره بعناية.
٥. يضاف محلول الثيوسيانات من السحاحة إلى الدورق بعناية و بكميات قليلة حتى يبدأ لون المحلول (و هو الذي عديم اللون) في التغير إلى اللون الأحمر.
٦. تؤخذ قراءة السحاحة و تسجل كحجم نهائي.
٧. تعاد التجربة ٣ مرات.

التجربة رقم ٣ : تعيين تركيز محلول كلوريد الصوديوم (طريقة فاجان)

١. الخلفية النظرية :

تعتمد هذه الطريقة على استخدام أدلة الامتزاز (أدلة الادمصاص) حيث تمتز أيونات الدليل عند نقطة النهاية على سطح الراسب و يصاحب عملية الامتزاز تغير في لون الدليل. و من أدلة الامتزاز الشائعة دليل الفلوريسين و دليل اليوسين.

في معايرة أيون الكلوريد بواسطة كاشف الفضة ينجذب دليل الفلوريسين (السالب الشحنة) إلى رقيقة Ag^+ :AgCl المشحونة بالشحنة الموجبة (مباشرة بعد نقطة النهاية) مكوناً فلوريسنات الفضة الوردية اللون على سطح رقائق AgCl.

٢. الأمان و السلامة :

١. راجع القواعد العامة للسلامة.

٢. الزي المعملي: بالطو، أحذية واقية، نظارات، قفازات.

٣. الأدوات و المواد المستخدمة :

١. سحاحة Burette.

٢. ماصة Pipette.

٣. دورق قياسي (١٠٠ مل) Volumetric flask.

٤. دورق مخروطي Conical flask.

٥. كأسين Beakers - قمع Funnel.

٦. محلول قياسي من نترات الفضة $AgNO_3$ Silver nitrate.

٧. محلول كلوريد الصوديوم (مجهول التركيز) Sodium Chloride NaCl.

٨. دكسترين - حمض الخليك CH_3COOH Acetic Acid.

٩. أسيتات الصوديوم CH_3COONa Sodium Acetate.

١٠. دليل الفلوريسين.

٤. خطوات التجربة:

١. تملأ السحاحة بمحلول نترات الفضة القياسي (معلوم المولارية).
٢. يوضع ١٠ مل من محلول كلوريد الصوديوم في دورق مخروطي بواسطة الماصة و يضاف إليه ١ مل من خليط حمض الخليك و خلات الصوديوم (٠,٥ مولار حمض و ٠,٥ مولار ملح الحمض) ثم يضاف ٠,١ جرام من دكسترين.
٣. تضاف نترات الفضة بعناية مع خلط محتويات الدورق بتحريك الدورق في اتجاه دائري و يستمر في إضافة نترات الفضة حتى يتبقى لنقطة التعادل ١ مل، تضاف ٥ قطرات من محلول ثنائي كلوريد الفلوريسين (الدليل).
٤. يواصل التعيير حتى يتغير لون الراسب من أبيض إلى وردي فاتح.
٥. تؤخذ قراءة السحاحة و تسجل كحجم نهائي.
٦. تكرر التجربة ٣ مرات و يؤخذ متوسط الحجم.

التجربة رقم (٤): تقدير مولارية محلول كلوريد الصوديوم بطريقة فولهارد غير مباشرة

١. الخلفية النظرية:

يمكن تطبيق طريقة فولهارد بصورة غير مباشرة لتقدير الكلوريدات أو البروميدات في الوسط الحمضي. في هذا الخصوص تضاف زيادة من محلول نترات الفضة القياسي إلى محلول الهاليد ثم تعاير الزيادة خلفيا (رجوعيا) بواسطة محلول الثيوسيانات القياسي. تظهر الصعوبة في هذه الطريقة نتيجة لتفاعل كلوريد الفضة المترسب مع ثيوسيانات البوتاسيوم المضافة من السحاحة مؤديا ذلك لتكون ثيوسيانات الفضة قليلة الذوبان. كما أن كلوريد الفضة المترسب هذا أكثر ذوبانا من ثيوسيانات الفضة و بالتالي فهو يميل للتفاعل مع معقد ثيوسيانات الحديديك، لهذه الأسباب فإنه يجب في مثل هذه الحالة ترشيح كلوريد الفضة المترسب.

تفاعل ما قبل المعايرة:

$$Ag^+ \text{ (نترات الفضة قياسي بكمية زائدة)} + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow + Ag^+ \text{ (كمية زائدة)}$$

تفاعل المعايرة الخلفية:

$$Ag^+ \text{ (الكمية الزائدة)} + CNS^- \rightarrow AgCNS\downarrow$$

تفاعل نقطة النهاية (تفاعل الدليل):

$$Fe^{3+} + 6CNS^- \rightarrow [Fe(CNS)_6]^{3-}$$

مثال:

أضيفت ١٠ مل من محلول كلوريد الصوديوم المحمض بحامض النتريك المركز إلى ٢٥ مل من محلول نترات الفضة تركيزه ٠,٠٥ مولار. رُشّح الخليط ثم أضيف دليل نترات الحديدك إلى الرشيح و تمت معايرة الرشيح مع محلول ثيوسيانات البوتاسيوم تركيزه ٠,٠٤٥ مولار فتم استعمال ١٢ مل من محلول الثيوسيانات للوصول إلى نقطة التكافؤ. أحسب مولارية محلول كلوريد الصوديوم.

الحل:

التفاعلات الحادثة:

$$AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl + NaNO_3$$
$$AgNO_3 + KCNS \rightarrow AgCNS + KNO_3$$

نحسب عدد مولات نترات الفضة الكلي:

$$\text{Total } AgNO_3 = 0.05 \times \frac{25}{1000}$$
$$\text{Total } AgNO_3 = 1.25 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

نحسب عدد مولات نترات الفضة المتفاعلة مع الثيوسيانات:

نسبة التفاعل هي كالآتي:

$$1 \text{ mol } AgNO_3 \equiv 1 \text{ mol KCNS}$$

$$\frac{0.045 \times \frac{12}{1000}}{\text{mol } AgNO_3 \text{ (reacted with KCNS)}} = \frac{1}{1}$$

$$\text{mol } AgNO_3 \text{ (reacted with KCNS)} = 5.4 \times 10^{-4} \text{ mol}$$
$$\text{Total volume of titration} = 10 + 25 + 12$$
$$\text{Total volume of titration} = 47 \text{ ml}$$

$$\text{mol } AgNO_3 \text{ (reacted with NaCl)} = 1.25 \times 10^{-3} - 5.4 \times 10^{-4} \text{ mol}$$
$$\text{mol } AgNO_3 \text{ (reacted with NaCl)} = 7.1 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

نسبة التفاعل بين NaCl و $AgNO_3$ هي:

$$1 \text{ mol } AgNO_3 \equiv 1 \text{ mol NaCl}$$

$$\frac{7.1\times10^{-4}}{M_{NaCl}\times\frac{10}{1000}}=\frac{1}{1}$$

$$M_{NaCl}=0.071\,M$$

٢. الأدوات المستخدمة :

١. سحاحة.
٢. ماصة.
٣. دورق قياسي.
٤. دورق مخروطي.
٥. كأس.
٦. قمع.
٧. ورق ترشيح.
٨. مخبار مدرج.

٣. المحاليل و الكيمياويات

١. محلول كلوريد الصوديوم مجهول التركيز.
٢. محلول قياسي من نترات الفضة.
٣. محلول قياسي من ثيوسيانات البوتاسيوم.
٤. حامض النتريك المركز.
٥. دليل نترات الحديديك (١٠٪).

٤. خطوات العمل

١. أضف ٤٠ مل (مأخوذة بدقة) من محلول نترات الفضة إلى ١٠ مل (مأخوذة بدقة) من محلول كلوريد الصوديوم.
٢. أضف إلى الخليط (٢- ٣) مل من حامض النتريك المركز.
٣. رشح الخليط باستخدام ورقة ترشيح جافة (ترشيح بالجاذبية).

٤. أضف إلى الرشيح (٢- ٣) مل من دليل نترات الحديديك.
٥. املأ السحاحة بمحلول ثيوسيانات البوتاسيوم.
٦. عاير الرشيح مع محلول ثيوسيانات البوتاسيوم حتى ظهور اللون الأحمر.
٧. أحسب التركيز المولاري لكلوريد الصوديوم.