



الكيمياء العامة
(الجزء العملي)



السنة: الأولى

القسم: العلوم الأساسية

الاختصاص: هندسة الغزل والنسيج

منشورات جامعة دمشق
كلية الهندسة الميكانيكية والكهربائية

الكيمياء العامة
الجزء العملي
لطلاب السنة الاولى هندسة الغزل و النسيج

الدكتور حبيب ضومط
مدرس في قسم العلوم الأساسية

الدكتور مروان دنكربا
مدرس في قسم العلوم الأساسية

نصرت بيرقدار
عضو في الهيئة التعليمية

1429-1428هـ
2007-2006م

جامعة دمشق

الفهرس

الصفحة	الموضوع
13	المقدمة.....
15	الفصل الأول
17	تعريف بالمخبر
18	1-1 تعريف بالأدوات الزجاجية.....
24	2-1 التشغيل العام
29	الفصل الثاني طرق تحضير المحاليل.....
31	1-2 مقدمة.....
31	1-1-2 التركيز كنسبة مئوية
31	2-1-2 التركيز مقدراً بالنظامي
33	2-2 أمثلة على تحضير بعض المحاليل الكيميائية
33	1-2-2 تحضير محلول هيدروكسيد الصوديوم (0.1N)
34	2-2-2 تحضير محلول حمض كلور الماء (0.1N)
35	0.1 2-2-3 تحضير محلول فوق منغيات البوتاسيوم عياري.....
36	4-2-2 تحضير محلول NH_4Cl الموقى PH=10 + NH_3

	
37	EDTA من صوديوم (0.01N)	5-2-2 تحضير محلول
37	(0.1M) $AgNO_3$ عياري	6-2-2 تحضير محلول
38	0.017 $K_2Cr_2O_7$ تقريباً $\frac{1}{60}M$	7-2-2 تحضير محلول عياري
38	$Na_2S_2O_3$ من (0.1M)	8-2-2 تحضير محلول
39	(0.05M)	9-2-2 تحضير محلول يود
39		10-2-2 تحضير محلول خلات الصوديوم
39	$KMnO_4$ 10%	11-2-2 تحضير محلول
40	(0.1N) من حمض الخل	12-2-2 تحضير محلول
40	Na_2CO_3 من (1N)	13-2-2 تحضير محلول
40	(1N) مع كبريتات الأمونيوم	14-2-2 تحضير محلول

40	15-2-2 تحضير محلول كبريتيت الصوديوم(1N)
40	16-2-2 تحضير مشعر برتقالي الميثيل
40	17-2-2 تحضير الفينول فتالين
40	18-2-2 تحضير الأريوكروم الأسود T
41	الفصل الثالث المعايير الحمضية الأساسية.....
43	مقدمة.....
43	1-3 معايرة حمض قوي بأساس قوي
46	1-1-3 المعايرة بواسطة الأسس
46	تجربة رقم (1-3) معايرة حمض كلور الماء مع هيدروكسيد الصوديوم (0.1 N)
48	تجربة رقم (2-3) رسم منحني تعادل حمض قوي بأساس قوي.....
51	2-3 معايرة حمض ضعيف بأساس قوي
52	تجربة (3-3) رسم منحني تعادل حمض ضعيف بأساس قوي.....
56	3-3 معايرة أساس ضعيف بحمض قوي.....
56	تجربة (3-4) معايرة أساس ضعيف بحمض قوي
58	4-3 معايرة حمض ضعيف بأساس ضعيف

59	تجربة (3-5) معايرة حمض ضعيف مع أساس ضعيف
61	تجربة (3-6) حساب ال PH لحمض ضعيف عند تراكيز مختلفة....
63	تجربة (3-7) حساب ال PH لحموض مختلفة ذات تراكيز متساوية..
64	تجربة (3-8) تأثير المحلول الموقفي
69	تجربة (3-9) تحديد مجال ال PH لبعض دلائل (مشعرات) حمض - أساس..
73	تجربة (3-10) الحصول على منحنى ال PH والمعايرة الحمضية القلوية....
76	تجربة (3-11) تحضير المحاليل الموقية
79	الفصل الرابع قساوة الماء.....
81	مقدمة.....
82	1-4 قساوة الماء وأنواع هذه القساوة
82	2-4 أنواع المياه
82	3-4 أنظمة قياس القساوة
84	4-4 المحلول المنظم
85	تجربة (4-1) تعيين القساوة الكلية للماء بواسطة ملح صوديوم EDTA(0.01N)
89	الفصل الخامس قلوية

	المياه.....
91	مقدمة.....
92	تجربة رقم (5-1) تحديد قلوية المياه
97	الفصل السادس الاستخلاص بالمذيبات.....
99	مقدمة.....
101	تجربة رقم (6-1) تحديد معامل التوزع لحمض الخل بين الماء ونظامي البوتانول
103	تجربة (6-2) تحديد معامل التوزع الانحلالي لحمض الخل في عملية الاستخلاص بواسطة الماء ونظامي البوتانول (الاستخلاص الجزئي)
104	تجربة رقم (6-3) استخلاص الكافيين من الشاي.....
107	الفصل السابع معايير الأكسدة والإرجاع.....
109	1-7 المبادئ العامة النظرية العامة.....
111	2-7 طرق تحديد نهاية معايير الأكسدة و الإرجاع.....
112	تجربة (7-1) معايرة حمض الحماض مع فوق منغنات البوتاسيوم (0.1 N)
113	تجربة (7-2) معايرة كبريتات الحديد مع ثنائي كرومات البوتاسيوم (0.1N)
115	3-7 المعايرة اليودية.....
116	تجربة (7-3) معايرة محلول اليود بمحلول ثيوكبريتات الصوديوم

	(0.1N)
117	تجربة (7-4) تحضير الخرزة الزجاجية بطريقة الأكسدة والإرجاع.....
121	الفصل الثامن تجارب مختارة في التحليل الوزني.....
123	(1-8) مقدمة.....
123	(2-8) طريقة الترسيب.....
123	(3-8) طريقة التبخير.....
123	(4-8) حسابات التحليل الوزني.....
124	تجربة (1-8) تعيين الماء في المركبات المميهة.....
126	تجربة (2-8) تعيين الألمنيوم عن طريق ترسيبه على شكل أوكسيد الألمنيوم.....
128	تجربة (3-8) تعيين النحاس الموجود بشكل كبريتات النحاس.....
131	الفصل التاسع الملونات اللاعضوية- أملاح العناصر الانتقالية الأخصاب
133	(1-9) مقدمة.....
134	2-9 الخواص الكيميائية للعناصر الانتقالية.....
136	3-9 عناصر فئة التيتانيوم.....
138	تجربة رقم (1-9) تحضير تيتانات البوتاسيوم K_2TiO_3

139	تجربة رقم (9-2) تحضير حمض التيتانيوم ودراسة خواصه.....
139	4-9 مركبات النحاس الملونة.....
140	تجربة رقم (9-3) تحضير معقد كبريتات رباعي أمين النحاس II.....
141	تجربة رقم (9-4) تحضير الملح المضاعف لكبريتات النحاس النشادرية..
141	تجربة رقم (9-5) استحضار كربونات هيدروكسيد النحاس.....
142	تجربة (9-6) استحضار أوكسيد النحاس.....
143	5-9 مركبات الكروم الملونة.....
145	تجربة رقم (9-7) تحضير أملاح الكروم II غير المستقرة.....
145	تجربة رقم (9-8) تحضير هيدروكسيد الصوديوم III ودراسة خواصه.
146	تجربة رقم (9-9) استحصال الأوكسيد Cr_2O_3
146	تجربة رقم (9-10) أكسدة الكروم الثلاثي (أكسدة الكروميت).....
146	تجربة رقم (9-11) تحول الكروم إلى ثاني الكرومات وبالعكس.....
147	تجربة (9-12) الخواص المؤكسدة لثاني الكرومات.....
148	تجربة رقم (9-13) تشكيل كلوريد الكروميل.....
148	تجربة (9-14) الكشف النوعي عن شاردة $Cr_2O_4^{2-}$

149	تجربة رقم (9-15) تحضير فوق أوكسيد الكروم
149	تجربة رقم(9-16)تحضير ثنائي أوكزالاتو ثنائي آكوا كرومات البوتاسيوم المقرون
150	6-9 المركبات الملونة للمغنيز.....
152	تجربة رقم (9-17) تأثير التسخين الشديد على فوق المنغنات (البرمنغنات)
152	تجربة رقم (9-18) إرجاع فوق المنغنات
153	تجربة رقم (9-19) تحضير المنغنات ودراسة خواصها المؤكسدة
154	تجربة (9-20) دراسة خواص ثنائي هيدروكسيد المغنيز $Mn(OH)_2$.
155	تجربة رقم (9-21) الخواص المؤكسدة للمغنيز رباعي
156	تجربة رقم (9-22) أكسدة الشاردة Mn^{+2} إلى MnO_4^-
156	تجربة رقم (9-23) التوازن في المجموعة NH_4Cl $....+Mn(OH)_2$
157	تجربة رقم (9-24) تحديد ألوان الشوارد لبعض المعادن الانتقالية.....
159	7-9 تجارب على معدن الحديد والكوبالت والنيكل
159	1-7-9 المركبات الملونة للحديد
162	تجربة رقم (9-25) خواص الحديد
163	تجربة رقم (9-26) خواص أملاح الحديد الثنائي التكافؤ
164	تجربة رقم (9-27) خواص أملاح الحديد الثلاثي التكافؤ

166	9-8-2 المركبات الملونة للكوبالت
167	تجربة (9-28) هيدروكسيد الكوبالت II
168	تجربة رقم (9-29) تحضير رباعي ثيو سيانا توكوبالتات II البوتاسيوم.
168	تجربة رقم (9-30) هيدروكسيد الكوبالت III
169	تجربة (9-31) أو أكسيد الكوبالت III
169	تجربة رقم (9-32) تحضير سداسي نثرو كوبالتات III البوتاسيوم
170	9-7-3 المركبات الملونة للنيكل
171	تجربة رقم (9-33) هيدروكسيد النيكل II
172	تجربة رقم (9-34) أو أكسيد النيكل
172	تجربة رقم (9-35) أملاح النيكل غير المنحلة
173	تجربة رقم (9-36) معقدات النيكل النشادرية
173	تجربة رقم (9-37) الكشف عن شاردة النيكل بتفاعل جوكايف
156	الفصل العاشر تحضير الأصبغة.....
177	10-1 تحضير أحمر بارا.....
178	تجربة رقم (10-1) تحضير الأسيت أنيليد.....
179	تجربة رقم (10-2) تحضير بارانثرو الأسيت أنيليد.....

181	تجربة رقم (10-3) حلمهة بارا نترو الأسيت أنيليد.....
182	2-10 ملح الديازونيوم وتفاعلاته.....
183	تجربة رقم (10-4) طريقة تحضير ملح الديازونيوم.....
185	تجربة رقم (10-5) اصطناع أحمر بارا.....
186	تجربة رقم (10-6) تحضير أصفر مارتوس.....
189	الفصل الحادي عشر تجارب في طرق الكشف بين الألياف المختلفة....
191	(1-11) مقدمة.....
191	2-11 الطرق الفيزيائية للكشف عن الألياف المختلفة.....
194	تجربة رقم (1-11) اختبار الألياف.....
195	التجربة رقم (2-11) طريقة الكشف الكيفي للألياف.....
195	تجربة رقم (3-11) التمييز بين الألياف البروتينية.....
196	تجربة رقم (4-11): التمييز بين الألياف الصناعية المصطنعة.....
199	الفصل الثاني عشر الكروماتوغرافيا.....
201	(1-12) مقدمة.....
203	تجربة رقم (1-12): الكروماتوغرافيا الورقية.....
209	الملحق و الجداول.....
222	- المصطلحات العلمية.....
232	- المراجع العربية.....



المقدمة

نضع بين أيدي طلابنا كتاب عملي الكيمياء العامة للسنة الأولى هندسة الغزل والنسيج.
هدفنا من خلال كتابنا هذا أن نكسب طلابنا خبرة عملية في كيفية التعامل مع الأجهزة والأدوات المخبرية وإكسابهم القدرة على التمييز بين المركبات الكيميائية

المختلفة والتعرف على كل من خواصها الكيميائية والفيزيائية وتبني الحیطة والحذر لدى التعامل معها كما حرصنا على أن نرسخ قاعدة علمية جيدة لديهم تجعلهم قادرين على تطبيق ما تعلموه في مجال اختصاصهم هذا عدا عن إغناء معرفتهم بالمواد الكيميائية وتأثيراتها المختلفة على النسيج ، وأكدنا على ضرورة دراسة مصادر المياه وتحديد كل من قساوتها وقلوبيتها لما لذلك من أهمية بالغة في التطبيقات الصناعية المختلفة وبشكل خاص في مجال قصر المنسوجات وصباغتها نظراً للدور الذي تلعبه المياه المستخدمة في هذا المجال، مع التبصير بتأثير هذه المواد على البيئة وعلى المياه بشكل خاص.

وأوردنا جزءاً خاصاً بالملونات العضوية (الأصبغة) واللاعضوية (الأحضاب) مع دراسة لخواص كل منهما وذلك بغية توسيع آفاق الطلاب في هذا المجال راجين أن نكون قد وفقنا في مسعانا وزيادة معرفة الطلاب الدارسين وخبرتهم، وإغناء تجربتهم العملية بشكل يجعل أداءهم التطبيقي بعد الدراسة ناجحاً ومثمراً آمليين من الزملاء والطلاب الأعزاء إبداء الملاحظات والاقتراحات للارتقاء بعملنا وتقديم الأفضل .

المؤلفون



الفصل الأول
التعريف بالمخبر

التعريف بالمخبر

يشكل المخبر موقفاً حيويًا يفهم فيه الطلاب العلوم التي تعلموها في المقررات النظرية وذلك عن طريق تطبيق هذه المعلومات بشكل عملي عدا عما يكتسبونه من مهارات من أهمها اتخاذ القرارات وحل المشكلات.

يقوم المخبر في توضيح ما استعصى استيعابه في المقررات النظرية طالما أن العلم يعتمد التجربة بشكل أساس كسبيل أوحده للإجابة على جميع التساؤلات. إننا نتعلم ما تم التوصل إليه من علوم لكننا لا ندرى كيف تم التوصل لهذه المعارف.

المخبر مكان يفتح عبقرية الملاحظة عند الطلاب كما يلقي الضوء على أهمية التطبيقات الكيميائية في حياتنا العملية ويجعل الطلاب يدركون ما يقومون به من تجارب وتطبيقات.

لكن العمل في المختبر ليس بالأمر السهل ، فالمخبر مكان يحفل بمواد خطيرة سريعة الاشتعال (الالتهاب) ومنفجرة مما يستدعي توخي الحيطه والحذر وضرورة التحذير الذي يسبق البدء بالعمل حتى تتم الخطوات بشكل سليم وآمن. الجهل والإهمال والفوضى وكذلك الحركة الزائدة عن حدها تهيب لحالات شديدة الخطورة كذلك التعب وشروذ الذهن وقلة الراحة النفسية قد تكون سبباً من أسباب حصول الحوادث.

تحول النظافة والترتيب والالتزام بالقواعد الصحيحة دون وقوع الحوادث المخبرية ويجب أن يكون شعار كل من يعمل في المخبر ((الولاء كل الولاء لقواعد السلامة والأمان طالما أنها سنت كي أكون بخير)).

1-1 تعريف بالأدوات الزجاجية:

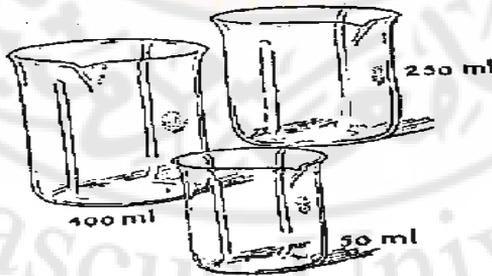
التعامل مع الزجاجيات: تُستعمل الأدوات الزجاجية في المختبر بشكل واسع أما أكثر الحوادث الشائعة بين الطلاب التي تسببها هذه الأدوات ، فهي الجروح والحروق التي تشكل %25 من مجموع الحوادث.

إن الاستعمال الخاطئ أو استعمال الزجاج غير السليم الذي يحوي كسراً هو السبب في أكثر الحوادث في مختبر الكيمياء.

سنشرح فيما يلي كيفية استخدام بعض الأدوات والأوعية الزجاجية التي تستخدم في التحليل الحجمي :

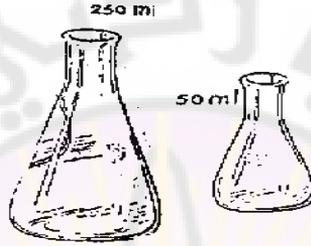
الكأس الزجاجية (البيشر) Beaker :

وهو وعاء زجاجي متحمل للحرارة ذو ميزابة يساعد في سكب السائل منها وتوجد منه حجوم مختلفة تستخدم في تسخين السوائل وفي عمليات الترسيب والمعايرة. كما يمكن استخدامه كحمام مائي.



الدورق المخروطي Erlenmeyer :

وعاء زجاجي مخروطي ذو فتحة ضيقة من الأعلى يُستخدم في عمليات التسخين والمعايرة



الدورق Flask :

وعاء زجاجي كروي الشكل ذو قعر مسطح أو مستدير وذو عنق ضيق يُستخدم في عمليات التحضير والتقطير والتحليل الكيميائي.

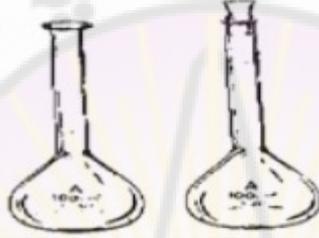


الدورق الحجمي Volumetric Flask :

دورق ذو عنق زجاجي طويل عليه تدريج وهو عبارة عن دائرة توجد على هذا العنق تشير إلى المستوى الذي ينبغي أن يصل إليه السائل لنحصل على الحجم المطلوب.

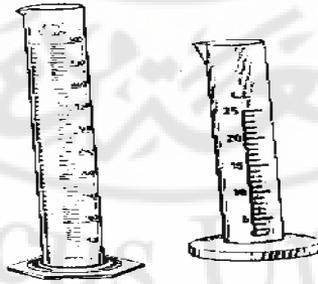
القوارير الحجمية

نهاية العنق مصنفة تُغطى بإحكام بسدادة زجاجية مصنفة كذلك وهي عالية الشمن بسبب الصنفرة لذا يجب استخدامها بعناية.
عند تحضير محلول عياري بدءاً من مادة صلبة توزن بدقة كمية من المادة الصلبة وتوضع في الدورق العياري.



الأسطوانة المدرجة : Graduated Cylinder

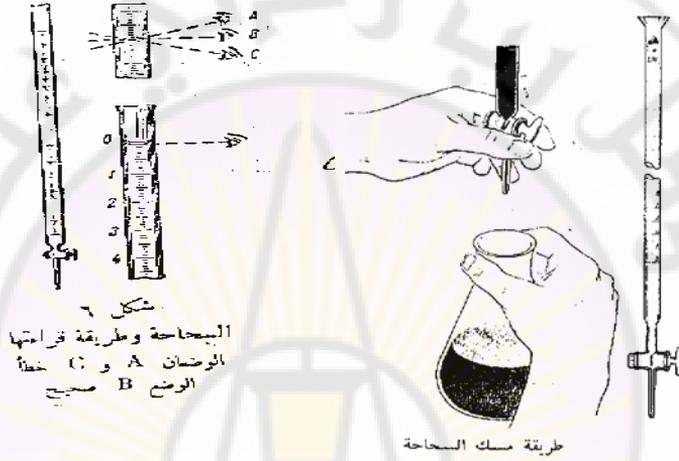
أسطوانة زجاجية سميكة الجدران مدرجة ومسدودة من نهايتها السفلى تنتهي بقاعدة مسطحة تستخدم في الحصول على حجوم معينة من المحاليل . الأسطوانة المدرجة هي وعاء لقياس الحجم . يجب عدم استخدام الأسطوانة المدرجة لإجراء التفاعلات كما يجب عدم تسخينها بتاتاً . أما القراءة الصحيحة للحجم المطلوب فتكون بقراءة التدريج الملامس لتقعر السائل .



الاسطوانة المدرجة

السحاحة Burette :

أنبوب زجاجي مفتوح الطرفين ينتهي الطرف السفلي باستطالة دقيقة يركب عليها صنوبر من الزجاج يسمح بسكب السائل بكل دقة تدرج بالسنتيمتر المكعب (مل) وعشر ال (مل) أما صفر التدرج فيكون في أعلى السحاحة.



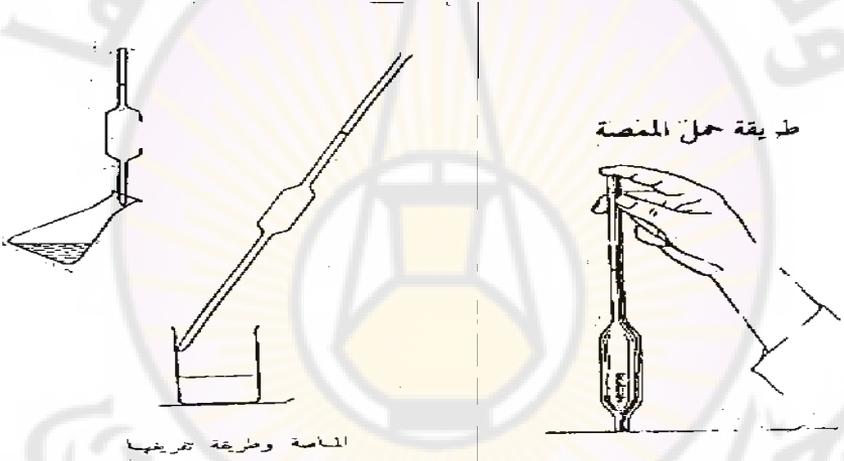
طريقة القراءة : يُقرأ التدرج الملامس لتقعر السائل في السحاحة في المحاليل الشفافة والتدرج الملامس لحافة السائل العلوية في المحاليل غير الشفافة ويراعى دوماً وضع العين في المستوى الأفقي الحاوي على التدرج لكي تكون القراءة صحيحة.

تتم عملية غسل السحاحة بملئها بالماء وتفريغها عدداً من المرات ، يضاف بعدها قليل من المحلول الذي سوف تتم المعايرة به ومن ثم تفريغه.
تحريك الصنبور يكون باتجاه الشخص الذي يستخدم هذه السحاحة عكس دوران عقربي الساعة ، أما عند المعايرة فتترك مسافة أمان كافية بين السحاحة وفوهة الدورق المخروطي وتتم المعايرة بفتح صنوبر السحاحة باليد اليسرى.

مع مراعاة دفع صنوبر السحاحة نحو الداخل على الدوام وتحريك الدورق المخروطي باليد اليمنى وعند انتهاء المعايرة يُغلق الصنوبر باليد اليسرى.

الماصة Pipette :

أنبوب من الزجاج النقي مفتوح الطرفين. الطرف السفلي ينتهي بفتحة ضيقة مسحوبة تسمح للسائل بالخروج ببطء ، وعلى الطرف العلوي علامة تشير إلى الحد الذي يجب أن يصل السائل إليه كي تستوعب الحجم المطلوب ، والمدون على الماصة.

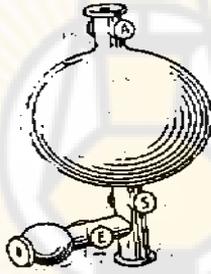


ولتفريغ ما تبقى من المحلول في الجزء السفلي من الماصة يكفي مس الماصة مرة أو مرتين على الجدار الداخلي للوعاء ، ولا يسمح أبداً باستخدام طرق أخرى كالنفخ وغيره.

من الممارسات الشائعة مص السائل المطلوب بالماصة بوضع أعلى الماصة بين الشفتين لكن هذه الممارسة ليست جيدة لأن هنالك خطر مص زيادة من السائل حيث يدخل بعض السائل إلى الفم ، ويكون الضرر كبيراً خصوصاً لدى التعامل مع المواد المخرشة أو السامة. والأكثر من ذلك صعوبة تجنب دخول القليل من اللعاب إلى الماصة وتلويث كل من الممص والسائل.

هنالك العديد من الممصات المتوافرة لتقليل خطر وصول السوائل إلى الفم خصوصاً السوائل المخرشة والسامة والكريهة.

يوضح الشكل بصيلة من المطاط لها ثلاث صمامات A,S,E يتم تركيب هذه البصيلة في أعلى الماصة ويتم تشغيلها بالضغط عليها من السبابة والإبهام. يضغط على الصمام A وبذا يطرد الهواء من البصيلة، يغلق الصمام A ويفتح الصمام S وذلك بالضغط على S وأخذ الكمية المرغوبة من السائل أما في الضغط على الصمام E فإننا نسمح للهواء بالدخول إلى البصيلة ومن ثم سكب الكمية المرغوبة من السائل.



تُستخدم البصيلة الصغيرة المجاورة للصمام E لطردها آخر قطرة من السائل المتبقي في الماصة.

يمكن استخدام هذه الأداة للحصول على درجة عالية من الدقة وكذلك التحكم بالصمامات بضغط بسيط من الأصابع.

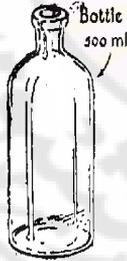
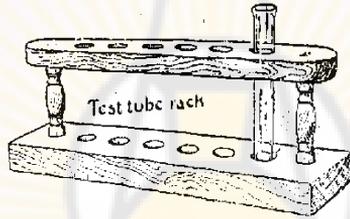
أنبوب الاختبار Test Tube :

يُستعمل أنبوب الاختبار الزجاجي لإجراء التجارب الكيميائية في داخله وهو ذو أطوال وأنواع مختلفة.

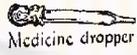


حامل أنابيب الاختبار Test Tube Rack:

وهو أداة من الخشب مثقبة تُوضع عليها الأنابيب وتُصب المحاليل داخل هذه الأنابيب تفادياً لتساقطها على أصابع اليدين.

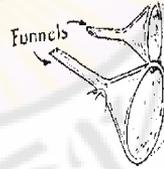


زجاجة



Medicine dropper

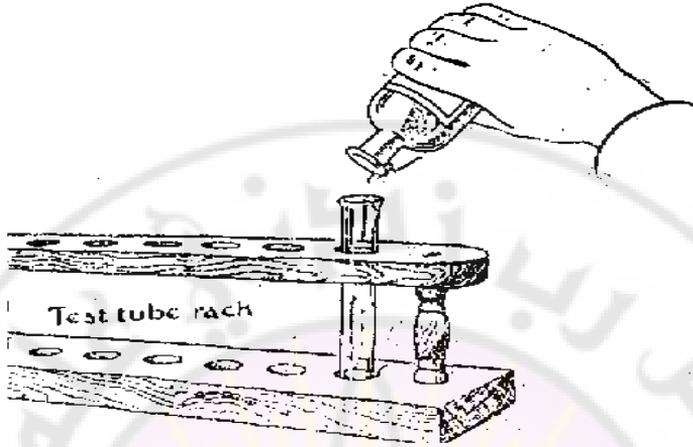
قطارة



Funnels

أقراص زجاجية

1. النظافة والعمل بدقة مع الفهم الجيد لجميع مراحل التجربة كذلك الانتباه واعتماد المحاكمة العقلية الصحيحة هي من الشروط الأساسية للتوصل إلى نتائج ممتازة في المخبر
 2. لا بد من التنبه للخطر الممكن حدوثه خصوصاً عندما يتطلب العمل استخدام مواد مخرشة أو سامة أو سهلة الاحتراق.
 3. على الطالب الإلمام بالإجراءات الواجب اتباعها لتلافي وقوع الحوادث والتصرف بحكمة وسرعة حين وقوع أية حادثة ومن الضروري إخبار المشرف فوراً عن أي حادثة مهما كان نوعها.
 4. يحصل الطالب على نتائج جيدة في عمله عندما يحافظ على المحاليل الكيميائية المحضرة من قبل المساعد المخبري بحالة جيدة.
 5. على الطالب ألا يسحب من الزجاجات الحاوية على المحاليل بأنايب زجاجية أو قطارات غير منظفة تنظيفاً جيداً وألا يأخذ إلا قدر حاجته من هذه المحاليل وإذا زاد شيء من الكمية المحسوبة فعلى الطالب ألا يعيده إلى الزجاجاة تفادياً لتلوث هذه المحاليل.
 6. يجب عدم حمل الزجاجاة من عنقها لأسباب عديدة وواضحة بل يجب مسك جسم الزجاجاة بين الإبهام وبقية الأصابع دون لمس كف اليد لجسم الزجاجاة (فأي أذى يصيب كف اليد يحتاج إلى مدة طويلة للشفاء)
- وبفضل وضع الأنبوب على حامل خشبي وسكب المادة داخل الأنبوب تحاشياً لسكب السائل على اليد.



7. عند السكب من إناء لآخر يجب إبقاء كلا الوعائين بعيداً عن الجسم لتجنب تساقط أي قطرة على الجلد وفي حال عدم تفادي هذا الأمر لابد من غسل اليد في الحال.
8. يجب مسح أي قطرة من على الوعاء أو على الطاولة ويجب عدم إعادة أي زجاجة إلى الرفوف ما لم تكن نظيفة.
9. تُوضع أغطية الزجاجات إلى جانب الزجاجات العائدة لها بشكل مقلوب لضمان عدم تلويث الأغطية وإلحاق الضرر بطاولة العمل كما يجب إعادة الأغطية إلى الزجاجات فوراً.
10. تجميع الزجاجات على طاولة العمل وعدم إعادتها إلى أماكنها الأساسية بعد أخذ حاجتك منها يؤدي حتماً إلى الفوضى والغلط والتلويث.
11. لابد من ترك صبور الماء مفتوحاً قليلاً بعد طرح المحاليل في البالوعة وذلك لتمديدها والتخفيف من ضررها على الأنابيب.
12. ضرورة التقييد بعدم إلقاء الأوراق والأدوات المكسورة في المغسلة بل رميها في سلة المهملات.

13. التقيد بعدم التسخين في الأسطوانة المدرجة أو الدورق الحجمي.
14. عدم تنقل الطالب من مكان لآخر إلا بعد أخذ الأذن من الأستاذ المشرف.
15. على الطالب أن يدرك تماماً ما تنطوي عليه كل خطوة من خطوات العمل إذ ليس من المجدي له أن يقوم بعمل لا يفهمه.
16. لا يجوز للطالب الجامعي استغلال الوقت المخصص للعمل المخبري لإنجاز أعمال أخرى ولا تضييع هذا الوقت في التحدث في مواضيع غير المواضيع الواجب عليه البحث فيها.
17. يحظر على الطالب ترك المخبر دون علم المشرف أو استقبال أحد الزائرين خلال جلسات العمل.
18. على الطالب تنظيف موضع عمله قبل أن يترك المخبر وإعادة الأدوات سليمة نظيفة كما استلمها.
19. إنجاز التجربة خلال الفترة المحددة لها وترك المخبر لافساح المجال لطلاب الفئة الأخرى بدخول المخبر.
20. العمل بهدوء وفهم ومهارة.



الفصل الثاني

تحضير المحاليل

تحضير المحاليل

1-2 مقدمة:

طرائق تحضير المحاليل:

نحتاج لتحديد تركيز المحلول بشكل دقيق إلى استخدام محلول عياري (قياسي) وذلك كي نحصل على نتائج صحيحة .

يعبر عن التركيز بواحدات عديدة نذكر منها :

1-1-2 التركيز كنسبة مئوية:

أ- التركيز كنسبة مئوية حجمية : وهو يمثل وزن المادة المنحلة في 100 مل من المحلول .

فمثلاً إذا كان لدينا محلول من كلوريد الصوديوم تركيز 20% كنسبة مئوية حجمية فهذا يعني أن كل 100 مل من هذا المحلول يحتوي على 20g من كلوريد الصوديوم .

يستخدم التركيز كنسبة مئوية حجمية للتعبير عن انحلال المواد الصلبة في المحلات.

ب- التركيز كنسبة مئوية وزنية : ويمثل كتلة المادة المنحلة في 100g من المحلول .

فإذا كان لدينا محلول من هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 10% كنسبة مئوية وزنية فهذا يعني أن كل 100g من المحلول تحوي 10g من هيدروكسيد الصوديوم أي أن المحلول يحتوي على 90g ماء وعلى 10g من هيدروكسيد الصوديوم.
2-1-2- التركيز مقدراً بالنظامية : ويمثل عدد مكافئات المادة المنحلة على عدد اللترات وتعرف النظامية بشكل آخر على أنها كتلة المادة المنحلة في (1) لتر من المحلول مقسومة على المكافئ الغرامي للمادة المنحلة.

$$N = \frac{\text{قـل حـنـمـلـا ةـدـامـلـا ةـيـمـارـغـلـا تـائـفـالـكـمـلـا دـدـعـ}}{\text{قـل حـنـمـلـا ةـدـامـلـا ةـيـمـارـغـلـا تـائـفـالـكـمـلـا دـدـعـ}} = \frac{\text{قـل حـنـمـلـا ةـدـامـلـا ةـلـتـكـ}}{\text{قـل حـنـمـلـا ةـدـامـلـا ةـيـمـارـغـلـا ءـىـفـالـكـمـلـا}}$$

التركيز مقدراً بالجزئية (M) : وهو عدد الجزئيات الغرامية (المولات) من المادة المنحلة على عدد اللترات ، كما تعرف على أنها كتلة المادة المذابة في 1 لتر من المحلول مقسومة على الكتلة الجزئية للمادة المنحلة أي :

$$M = \frac{\text{قـل حـنـمـلـا ةـدـامـلـا نـم (تـالـوـمـلـا) ةـيـمـارـغـلـا تـائـيـزـجـلـا دـدـعـ}}{\text{قـل حـنـمـلـا ةـدـامـلـا ةـيـمـارـغـلـا تـائـيـزـجـلـا دـدـعـ}} = \frac{\text{قـل حـنـمـلـا ةـدـامـلـا ةـلـتـكـ}}{\text{قـل حـنـمـلـا ةـدـامـلـا ةـيـمـارـغـلـا ءـىـفـالـكـمـلـا}}$$

الكتل المكافئة :

الكتلة المكافئة لعنصر هو الكتلة الذرية لهذا العنصر مقسوماً على قيمته الاتحادية .

$$\text{مـوـيـدـوـصـلـلـيـمـارـغـلـا ءـىـفـالـكـمـلـا} = \frac{\text{قـل حـنـمـلـا ةـلـتـكـلـا}}{1} = \frac{23}{1} = 23 \text{ غ}$$

$$\text{مـوـيـسـلـالـكـلـيـمـارـغـلـا ءـىـفـالـكـمـلـا} = \frac{\text{قـل حـنـمـلـا ةـلـتـكـلـا}}{2} = \frac{40}{2} = 20 \text{ غ}$$

المكافئ الغرامي لحمض هو الكتلة الجزئية له مقسوماً على شوارد الهيدروجين .

$$\text{ءامال رولك ضمحل يمارغل ائفالكمل HCl} = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{1} = \frac{36.5}{1} = 36.5 \text{ غ}$$

$$\text{تيربكلال ضمحل يمارغل ائفالكمل H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ غ}$$

$$\text{روفسوفال ضمحل يمارغل ائفالكمل H}_3\text{PO}_4 = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{3} = \frac{327}{3} = 109 \text{ غ}$$

المكافئ الغرامي لأساس : هو الكتلة الجزيئية لهذا الأساس مقسوماً على عدد شوارد الهيدروكسيد :

$$\text{موي دوصال ديسكورددهل يمارغل ائفالكمل NaOH} = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{1} = \frac{40}{1} = 40 \text{ غ}$$

$$\text{مويسالكال ديسكورددهل يمارغل ائفالكمل Ca(OH)}_2 = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ غ}$$

$$\text{موينمالال ديسكورددهل يمارغل ائفالكمل Al(OH)}_3 = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{3} = \frac{78}{3} = 26 \text{ غ}$$

المكافئ الغرامي لملح : يساوي الكتلة الجزيئية لهذا الملح مقسوماً على عدد ذرات المعدن الموجود في هذا الملح مضروباً بتكافؤ هذا المعدن:

$$\text{ةيئيزجل اةلتكلال Na}_2\text{CO}_3 = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{2 \times 1} = \frac{\text{Na}_2\text{CO}_3}{2 \times 1}$$

وتعرف عدد الجزيئات الغرامية (المولات) على أنها تساوي :

$$\text{ةل حنمال اةدامال اةلتك (غ)} = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}} = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}$$

بينما تعرف عدد المكافئات الغرامية على أنها تساوي :

$$\text{ةل حنمال اةدامال اةلتك (غ)} = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}} = \frac{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}{\text{ةيئيزجل اةلتكلال}}$$

2-2- أمثلة على تحضير بعض المواد الكيميائية :

2-2-1- تحضير محلول هيدروكسيد الصوديوم (0.1N)

يحتوي المحلول العياري من هيدروكسيد الصوديوم على وزن مكافئ واحد من هيدروكسيد الصوديوم النقية (40 g) منه في لتر من المحلول. يوجد هيدروكسيد الصوديوم على شكل بلورات غير نقية تحتوي على قليل من الماء في تركيبها ويتم تحضير محلول 0.1N عياري كما يلي:

يؤخذ 5g من الصود الصلب ويوضع في دورق معايرة سعة لتر ويضاف بعد ذلك الماء المقطر إليها تدريجياً مع الخض المستمر حتى ذوبان المادة الصلبة وحتى يصبح حجم المحلول ليترًا ، المحلول الناتج من هيدروكسيد الصوديوم محلول يزيد عياره عن 0.1 لذلك تتم معايرته لجعله 0.1N عياري كما يلي :

تملأ السحاحة بمحلول الصود (هيدروكسيد الصوديوم) يؤخذ بعد ذلك بواسطة ماصة (10Cm^3) من محلول 0.1 عياري وتوضع هذه الكمية في دورق حجمي ويضاف إليها قليل من الماء المقطر وقطرتان من دليل برتقالي الميتيل فيتلون المحلول باللون الوردي.

ينقط محلول الصود من السحاحة نقطة فنقطة مع التحريك المستمر حتى يتحول اللون الوردي إلى اللون الأصفر فيكون التعادل قد تم .

لنفرض أن حجم الصود المستعمل في المعايرة السابقة يساوي (48Cm^3) أي أن (10Cm^3) من محلول حمض كلور الماء 0.1N عياري قد عدلت بواسطة (9.8Cm^3) من محلول الصود ومنه (100Cm^3) من محلول الصود .

$$\text{حاصل الزيكرت لا يذوول ا نم} \quad \text{س} = \frac{1000 \times 9.8}{10} = 980 \text{ م}^3$$

يراي ع 0.1 نم

للحصول على محلول 0.1N عياري من الصود السابق يؤخذ (980Cm³) ويوضع في دورق معايرة سعة ليتر ثم يكمل الحجم بواسطة الماء المقطر إلى ليتر وعندها يكون المحلول الناتج هو محلول 0.1N عياري من هيدروكسيد الصوديوم.

2-2-2 تحضير محلول من حمض كلور الماء 0.1N عياري :

يحتوي المحلول العياري من حمض كلور الماء مقداراً يبلغ 36.5g (أي وزن مكافئ واحد) من الحمض النقي في ليتر من المحلول.

إذا كان حمض كلور الماء التجاري المستعمل يحوي %35.5 من الحمض النقي الذي تبلغ كثافته (1.19g/Cm³) فإن الحجم اللازم من حمض كلور الماء التجاري الذي يحوي 36.5g من حمض نقي يساوي:

$$\frac{36.5}{1.19 \times 0.355} = 86.4 \text{ ml}$$

لتحضير محلول 0.1N عياري من حمض كلور الماء السابق يؤخذ (10Cm³) من حمض كلور الماء التجاري بواسطة ماصة ، توضع هذه الكمية في دورق حجمي سعة ليتر ، يضاف إليها بعد ذلك الماء حتى يصبح الحجم ليترًا ، المحلول الناتج هو محلول عياره أكبر من 0.1N عياري بقليل ولجعله 0.1N عياري بالضبط نقوم بما يلي:

تملاً السحاحة بمحلول الحمض المحضر سابقاً ثم يؤخذ بواسطة الماصة (10Cm³) من محلول كربونات الصوديوم 0.1N عياري ، توضع في دورق حجمي ويضاف إلى الدورق قليل من الماء المقطر وقطرتان من دليل برتقالي الميثيل فيتلون المحلول باللون الأصفر .

ينقط محلول الحمض من السحاحة فوق كربونات الصوديوم نقطة فنقطة مع التحريك المستمر حتى يتحول اللون الأصفر إلى اللون الوردي دليل على نقطة نهاية المعايرة.

لنفرض أن حجم الحمض المستهلك لمعايرة (10Cm^3) من الكربونات يساوي (9.5Cm^3) أي إن (10Cm^3) من محلول الكربونات 0.1N نظامي تتعدل بواسطة 3 سم من محلول الحمض ومنه :

$$\text{س} = \frac{1000 \times 9.50}{10} = 950 \text{ م}^3 \quad \text{ءاملا رولك ضم ح لول ح م نم قوفي يذلا زيكرتلا يذ 0.1 N}$$

2-2-3- تحضير محلول فوق منغنيات البوتاسيوم 0.1N عياري :

يحضر محلول فوق منغنيات البوتاسيوم العياري بالطريقة غير المباشرة ولتحضير محلول 0.1N عياري منه نتبع ما يلي :

يؤخذ 3.5g من فوق منغنيات البوتاسيوم (أي أكثر من عشر وزن مكافئ بقليل) وتوضع في بالون معايرة سعة لتر ، ثم يضاف إليها حوالي (400Cm^3) من الماء المقطر، تحرك من فترة لأخرى لتسهيل ذوبان بلورات فوق المنغنيات ، يترك المحلول مدة يوم كامل يرشح بعدها وتوضع الرشاحة في وعاء عياري سعة لتر ويكمل حجم المحلول بواسطة الماء المقطر إلى لتر . يوضع المحلول في وعاء زجاجي محكم الغطاء في مكان مظلم لمدة أسبوع .

إن تركيز المحلول الناتج أكبر من 0.1N نظامي بقليل . يحضر من المحلول السابق محلول 0.1N عياري وفق الطريقة التالية:

يؤخذ (10Cm^3) من محلول حمض الحماض 0.1N عياري ونعايرها بمحلول فوق المنغنيات السابق . لنفرض أن (10Cm^3) من محلول حمض الحماض 0.1N عياري تحتاج إلى (9.6Cm^3) من محلول فوق المنغنيات فإن (1000Cm^3)

محلول حمض الحماض 0.1N عياري تحتاج إلى (س) من محلول فوق المنغنيات
ومنه :

$$س = \frac{1000 \times 9.6}{10} = 960 \text{ م}^3$$

يؤخذ (960Cm³) من محلول المنغنيات وتوضع في دورق معايرة سعة (1000Cm³) ويكمل الحجم بواسطة الماء المقطر إلى لتر ، حيث يكون المحلول الناتج هو محلول 0.1N عياري من مادة فوق المنغنيات.
2-2-4- تحضير محلول NH₃-NH₄Cl الموقى pH = 10 : أذب (3.2g) من NH₄Cl في الماء بعدها أضف (29Cm³) من NH₃ المركز ومدده إلى نحو (50Cm³). يمكن أن يحفظ المحلول الموقى مدة طويلة من الزمن في قارورة بولي اتيلين لمنع ارتشاح الأيونات المعدنية من الزجاج .

2-2-5- تحضير محلول EDTA (0.01 N) عياري :
جفف حوالي 3g من المادة النقية Na₂H₂Y₂H₂O في قارورة وسخن في الدرجة 80°C سيليسيوس مدة ساعتين . برد في مجفف زجاجي (30 دقيقة . زن بعد ذلك بدقة (إلى أقرب مغ) نحو 2g . انقلها إلى دورق معايرة سعة (500Cm³) (هذه المادة هي الملح الثنائي الصوديوم للـ EDTA حيث الحمض الحر هو غير ذواب) . أضف نحو (400Cm³) ماء مقطر منزوع الأيونات ، ورج حتى ذوبان الـ EDTA . قد يتطلب ذلك مدة نصف ساعة إلى ساعة كاملة ذلك لأن الذوبان ضعيف .

كما يفضل ترك المحلول ، إن كان ممكناً طوال الليل قبل استعماله . يساعد إضافة ثلاثة حبيبات صغيرة من NaOH على إذابة الدقائق المتبقية ، لكن يخشى

في هذه الحالة من احتمال إضافة شوائب معدنية . بعد ذوبان الـ EDTA يتم التمديد إلى (500Cm³) كما يتم المزج بشدة للحصول على محلول متجانس . يحفظ المحلول في قارورة بولي اتيلين بعد شطفها بكميات صغيرة من المحلول ثلاث مرات . يفضل استعمال البولي اتيلين على الزجاج لخزن محاليل EDTA ذلك لأن هذه المحاليل تسبب ارتشاح الأيونات المعدنية من الزجاج وتؤدي بالتالي إلى تغير تركيز الـ EDTA الحر .

2-2-6- تحضير محلول عياري 0.1 M AgNO₃ :

خذ نحو (4.5g) من نترات الفضة درجة نقاوتها من درجة مواد المعايرة الأولية وجففها في زجاجة وزن بالفرن في درجة حرارة تبلغ (110C^o) سيليسيوس مدة (1-2) ساعة لا أكثر واستعملها .

لتحضير محلول عياري بالطريقة المباشرة برد مدة (30-40) دقيقة في مجفف . زن مستخدماً وعاء وزن بدقة إلى أقرب (0.1mg) مع نحو (4.3g) من AgNO₃ انقلها بعد ذلك إلى كأس سعة (250Cm³) وأذبها في (100Cm³) ماء مقطر . صب بحرص المحلول في دورق معاير سعة (250Cm³) . اغسل الكأس بالماء المقطر مضيفاً ماء الغسيل إلى الدورق المعاير .

مدد حتى العلامة امزج جيداً إلى أن يتجانس المحلول احفظه بعيداً عن الضوء .

2-2-7- محلول عياري 1/60 M K₂Cr₂O₇ (تقريباً 0.017 M) :

جفف حوالي 3g من المعيار الأولي K₂Cr₂O₇ في وعاء وزن في الدرجة (120C^o) سيليسيوس مدة ساعتين على الأقل ضع K₂Cr₂O₇ في المجفف مدة 30-40 دقيقة حتى يبرد . زن بدقة إلى أقرب مغ مقدار (2.5g) في وعاء وزن ، انقل الكمية الموزنة إلى كأس سعة (400Cm³) ثم أذب فيما مقداره (200Cm³) من الماء بعدها انقله إلى دورق معاير سعة (500Cm³) . مدد إلى أن

يكتمل الحجم مع المزج . اغسل قارورة سعة ليتر واحد ثلاث مرات بكميات صغيرة من السائل المحضر ، بعدها عبئ الباقي في هذه القارورة .

2-2-8- تحضير محلول (0.1M) من $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:

اغل مقدار (1200Cm^3) من الماء المقطر مدة (5-10) دقيقة للتأكد من تعقيمه ولطرث ثاني أكسيد الكربون . برد إلى درجة حرارة الغرفة .

تتعرض تيو سلفات الصوديوم إلى مهاجمة البكتريا الأمر الذي يؤدي إلى تغير تركيزها مع الزمن لذا يجب تعقيم الماء والأدوات الزجاجية المستعملة في تحضيرها وحفظها . وفي حال ظهر عكر أو بكتريا أو نمو فطري يهمل المحلول . كما أن طرد ثاني أكسيد الكربون مفيد لأن الثيوسلفات أكثر ثباتاً في الوسط المعتدل . عقم قارورة سعة ليتر بمحلول ثنائي الكرومات المستعمل للتنظيف ، دور القارورة بشكل يصل المحلول المنظف إلى كامل السطح الداخلي . اغسل بماء الصنبور وبالماء المقطر بعد ذلك وأخيراً بالماء المقطر المغلي .

زن على زجاجة ساعة (25g) من بلورات تيو سلفات الصوديوم $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ وانقلها إلى قارورة سعة 1 ليتر واملأها بالماء المغلي الطازج المبرد وأضف بعد ذلك (0.1g) من كربونات الصوديوم امزج جيداً حتى يتجانس المحلول تماماً (يضاف مقدار صغير من كربونات الصوديوم للمحافظة على المحلول معتدلاً أو ضعيف القلوية ، مما يكسبه ثباتاً ضد التفكك إلى الكبريت العنصري) . إحفظ المحلول في البراد إذا أمكن ذلك أو سخنه إلى درجة حرارة الغرفة قبل استعماله .

2-2-9- تحضير محلول اليود (0.05M):

زن (5.6g) من بلورات اليود و(20g) من يوديد البوتاسيوم ، اسحق اليود في الهاون مع إضافة كميات بسيطة من يوديد البوتاسيوم الموزون والماء حتى تمام ذوبان كامل الأجسام الصلبة الموجودة في الهاون [I_2 محدود الذوبان في الماء

لكنه يشكل KI_3 (المعقد I_3^-) الذواب في الماء لدى وجود زيادة من KI إلى حوالي (500Cm^3) وامزج . تحرى عن وجود اليود غير الذائب في المحلول، يفضل ترك محلول اليود طوال الليل ، قبل إجراء التعيير وذلك للتأكد من ذوبان كامل اليود ، أو أن يضاف قبل التمديد زيادة من KI حتى ذوبان كامل اليود.

2-2-10- تحضير محلول خلاص الصوديوم (1N):

أذب (10g) من خلاص الصوديوم في (100Cm^3) من الماء.

2-2-11- تحضير محلول 10% $KMnO_4$:

زن (1g) من $KMnO_4$ وأذبها في (10Cm^3) من الماء.

2-2-12- تحضير محلول (0.1N) من حمض الخل:

حضر (1000Cm^3) من (0.1 mol/l) من محلول حمض الخل وذلك بتمديد (5.75Cm^3) من $99.5\% \text{CH}_3\text{COOH}$ الكثافة تساوي (1.05 g/Cm^3) بالماء المقطر إلى حجم لتر.

2-2-13- تحضير محلول (1N) من Na_2CO_3 :

حل (53g) من كربونات الصوديوم اللامائية في الماء المقطر ومدد حتى حجم لتر.

2-2-14- تحضير محلول (1N) من كبريتات الأمونيوم : حل (66.07g) من $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ في الماء حتى حجم لتر.

2-2-15- تحضير محلول كبريتيت الصوديوم (1N) :

حل (63.0215g) بالماء المقطر حتى حجم لتر.

2-2-16- تحضير مشعر برتقالي الميثل :

يوجد هذا المشعر على شكل حمض حر أو على شكل ملح صوديوم ويتم تحضيره بحل (0.5g) من الحمض في لتر من المحلول ثم ترشيح المحلول إذا تشكل راسب ، كما يمكن تحضيره بطريقة أخرى وذلك بحل (0.5g) من ملح الحمض في لتر من الماء ثم إضافة (15.2Cm³) من حمض كلور الماء ذي التركيز (0.1N) جزيء ومن ثم ترشيح المحلول إذا اقتضت الضرورة ذلك.

2-2-17- تحضير الفينول فتالئين:

حل (5g) من الفينول فتالئين في (500Cm³) من الإيتانول ثم أضف (500Cm³) من الماء مع التحريك المستمر ويمكن الترشيح إذا تشكل راسب.
2-2-18- تحضير الأريوكروم الأسود T: يذوب الأريوكروم الأسود T في الكحول إلا أن محاليله هذه غير ثابتة ولهذا يفضل استخدام مخلوط جاف من الأريوكروم الأسود T مع كلوريد الصوديوم بنسبة (1/200g).



الفصل الثالث

المعايير الحمضية الأساسية



المعايير الحمضية الأساسية

مقدمة :

تتضمن المعايير الحمضية - الأساسية تفاعل حمض مع أساس ، يتم استخدام مشعر لتحديد نقطة التكافؤ الخاصة بالتفاعل ، التي تدعى نقطة نهاية التفاعل أو نقطة نهاية المعايرة . فما هو الدليل أو المشعر؟

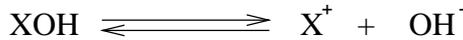
الدليل أو المشعر مادة تضاف إلى المحاليل المراد معايرتها. يحدد الدليل أو المشعر بدء التفاعل ونهايته ، الحادث في هذه المعايرة ويتألف من حمض عضوي ضعيف أو أساس عضوي ضعيف يتغير لونه حسبما يكون في الوسط الحمضي أو القلوي أي حسب PH الوسط كما يتغير اللون حسبما يكون الدليل في الحالة المتشردة أو غير المتشردة وهذا يتبع PH الوسط كذلك .

لنأخذ على سبيل المثال مشعر الفينول فتالئين الذي هو عبارة عن حمض عضوي ضعيف يتشرد في المحاليل. جزيئاته عديمة اللون في حين أن شوارده ذات لون أحمر :



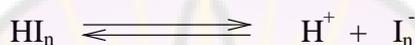
إن إضافة حمض إلى محلول يحتوي على الفينول فتالئين يجعل التوازن السابق ينزاح إلى جهة الفينول فتالئين غير المتشردة ، مما يجعل الفينول فتالئين بلا لون في المحلول الحمضي ويبقى عديم اللون بينما إضافة محلول قلوي إلى هذا المحلول يؤدي إلى إزاحة التوازن إلى جهة الشوارد. وتلون الشوارد فيه باللون الأحمر.

كذلك دليل برتقالي الميتيل الذي هو عبارة عن أساس ضعيف يتشرد كما يلي :



تتميز جزيئات الدليل السابق بأنها ذات لون أصفر ، بينما تتميز شوارده بأنها ذات لون أحمر .

إن إضافة أساس إلى المحلول الذي يحتوي على برتقالي الميثل يؤدي إلى انزياح التوازن نحو جزيئاته وتلون المحلول باللون الأصفر ، بينما إضافة حمض إلى هذا المحلول يؤدي إلى انزياح التوازن نحو جهة الشوارد وتلونه باللون الأحمر . بشكل عام تتشرد المشعرات التي تستخدم في عملية التحليل كما يلي :



أما ثابت التشرد لهذا المشعر فيعطى من العلاقة التالية :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{I}_n^-]}{[\text{HI}_n]}$$

وقد أظهرت التجارب العملية أنه كي يتسنى رؤية إحدى الصيغتين HI_n أو I_n^- فلا بد من أن يكون تركيز إحدى الصيغتين يفوق تركيز الأخرى بعشر مرات . فالعين قادرة على تمييز لون عن اللون الآخر إذا كانت شدة هذا اللون أشد عشر مرات من اللون الآخر .

هذا يعني أنه لرؤية الصيغة الحمضية فإنه يجب أن يكون :

$$\frac{[\text{HI}_n]}{[\text{I}_n^-]} = \frac{10}{1}$$

$$\text{PH} = \text{PK}_a - 1$$

أما من أجل رؤية الصيغة الأساسية :

$$K_a = [\text{H}^+] \cdot 10$$

$$[H^+] = \frac{K_a}{10}$$

$$PH = P_{Ka} + 1$$

وإدمج العلاقتين مع بعضهما نحصل على :

$$PH = P_{Ka} + 1$$

الجدول (1-3) بعض المشعرات المستخدمة ومجال تغير لونها :

المشعر	مجال تغير اللون مع قيمة الـ PH	P _{Ka}
أزرق بروم الفينول	3 أصفر 6.4 أزرق	4.1
برتقالي الميتيل	3.1 أحمر 4.4 أصفر	3.7
عباد الشمس	5 أحمر 8 أزرق	7
أزرق بروم تيمول	6 أصفر 7.6 أزرق	7.1
فينول فتالين	8.2 عديم اللون 10 وردي	

تعتمد نقطة النهاية التي نلاحظها في المعايرة على المشعر المستخدم ، وحتى يكون تعيين نقطة النهاية في المعايرة دقيقاً علينا اختيار المشعر الذي يكون له P_K له يساوي أو يقارب الـ PH في نقطة النهاية.

وبما أن المشعر هو حمض ضعيف أو أساس ضعيف لذا ينبغي الإقلال من كميات المشعر المضافة إلى المحلول لئلا يسهم بتغير محسوس في PH المحلول ولتبقى كمية المادة التي تتم المعايرة بها اللازمة لإحداث تغير اللون في حدودها الدنيا. فتغير اللون يكون أكثر وضوحاً كلما كان التركيز أقل لأن كمية الحمض أو الأساس اللازمة لتحويله من شكل لآخر تكون أقل ، ومع ذلك ينبغي إضافة ما يكفي من المشعر لإعطاء المحلول لوناً سهلاً التمييز حيث يحضر عادة محلول تركيزه بضعة

أعشار من المئة (وزن/ حجم) من المشعر ويكتفى بإضافة نقطتين إلى ثلاث نقاط إلى المحلول الذي تتم معايرته.

3-1- معايرة حمض قوي بأساس قوي Strong acid & Strong Base
- معايرة HCl بواسطة NaOH:

إن حمض كلور الماء هو حمض قوي وهيدروكسيد الصوديوم كذلك أساس قوي وبذلك يكون كل من الحمض والأساس كاملي التشرد . تحسب قيمة PH المحلول قبل نقطة بدء المعايرة من تركيز شوارد الهيدروجين ويكون التركيز مقدراً بالنظامية N :

$$[H^+] = C$$

$$PH = -\log [H^+] = -\log C$$

وفي نقطة نهاية المعايرة تحسب قيمة PH من تركيز شوارد الهيدروكسيد :

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$PH = -\log[H^+] = -\log \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$$

$$PH = 14 + \log[OH^-]$$

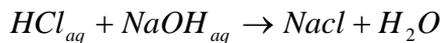
ويلاحظ أن أي مشعر يغير لونه قريباً من PH=7 يكون ملائماً لهذا القياس.

3-1-1- المعايرة بواسطة الأسس :

تعني المعايرة بواسطة الأسس معايرة حمض مجهول التركيز بواسطة محلول أساس معلوم التركيز.

تجربة (3-1): معايرة حمض كلور الماء مع هيدروكسيد الصوديوم (0.1N)

المبدأ : تتم معايرة حمض كلور الماء بهيدروكسيد الصوديوم حسب التفاعل التالي:



أما المحلول فهو من طبيعة متعادلة . تبقى فيه أعداد شوارد الهيدروجين والهيدروكسيد دونما تغيير وبالتالي تبقى PH ثابتة.
المواد الكيميائية : محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1 نظامي ، محلول حمض كلور الماء ، دليل الفينول فتالين .
طريقة العمل :

1. ثُملاً السحاحة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1N .
2. يُؤخذ باستخدام ماصة 10 cm^3 من محلول حمض كلور الماء وتوضع في دورق مخروطي .
3. يُضاف قطرتان من دليل الفينول فتالين إلى الدورق المخروطي فيبقى عديم اللون.
4. يُنقط من السحاحة محلول هيدروكسيد الصوديوم نقطة فنقطة مع التحريك المستمر حتى ينقلب اللون إلى الزهري مما يدل على انتهاء المعايرة.
النتائج وطريقة الحساب:
تقاس كمية هيدروكسيد الصوديوم المستهلكة في المعايرة من السحاحة ، ويطبق قانون المعايرة العام لحساب عيارية حمض كلور الماء:
$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

N₁ : عيار هيدروكسيد الصوديوم (0.1N) .
V₁ : حجم هيدروكسيد الصوديوم المستهلك في المعايرة .
N₂ : عيار حمض كلور الماء المطلوب .
V₂ : حجم حمض كلور الماء المستهلك في المعايرة .
تحسب عدد غرامات حمض كلور الماء الموجودة في لتر من محلوله من العلاقة :

$$C = N.M$$

حيث :

C : عدد غرامات المادة الموجودة في ليتر .

N : عيار المادة .

M : المكافئ الغرامي للمادة .

تجربة رقم (3-2): رسم منحنى تعادل حمض قوي مع أساس قوي بما أن تشرّد كل من الحمض والأساس يعد كاملاً فإن حساب تشرّد الـ PH يصبح سهلاً وذلك عند معرفة تركيز شوارد الهيدروجين المتبقية أثناء المعايرة .

الإجراء التجريبي:

1- نأخذ محلول هيدروكسيد الصوديوم (1N) وثلاثة محاليل حمض كلور الماء (1N,0.1N,0.01N) .

2 - نملأ البيشر 100 cm^3 من حمض كلور الماء (1N) .

3- نضع إلكترود قياس الـ PH نقيس الـ PH قبل إضافة هيدروكسيد الصوديوم ثم عند إضافة 50 ، 90 ، 99 وهكذا حسب الجدول .

4- نعيد العملية من أجل العيارين الآخرين 0.01 N , 0.1 N ثم ندون النتائج في الجدول (2-3) التالي:

الجدول (2-3)

PH محلول 0.01N	PH محلول 01N	PH محلول 1N	عدد السنتمرات المكعبة من محلول هيدروكسيد الصوديوم
			0
			50
			90

			99
			99.8
			99.9
			100
			100.1
			100.2
			110

ارسم شكلاً وذلك بنقل نسب هيدروكسيد الصوديوم المضافة على محور السينات وقيم ال PH على محور العيانات.

أين يحصل التغير الفجائي في قيمة ال PH

ما الذي نستفيد منه من رصد التغير الفجائي في قيمة ال PH .

نستنتج من المنحنى الذي حصلت عليه ، هل المعايرة أسهل في المحاليل المركزة نسبياً أم في المحاليل الممددة.

يمكن إجراء التجربة دون الحاجة لاستخدام مقياس ال PH وذلك بإجراء المحاكمة التالية :

نفترض أننا أخذنا أساساً من عيار (1N) وحموض من عيارات

(1N,0.1N,0.01N) .

ندون النتائج في الجدول (3-3) الآتي :

الجدول (3-3)

PH محلول 0.01N	PH محلول 01N	PH محلول 1N	عدد السنتمرات المكعبة من محلول هيدروكسيد الصوديوم
----------------------	--------------------	-------------------	--

		0	0
		0.48	50
		1.3	90
		2.3	99
		3	99.8
		3.3	99.9
		7	100
		10.7	100.1
		11	100.2
		12.7	110

نبين فيما يلي طريقة حساب بعض القيم المبينة في هذا الجدول :

PH-1 محلول عياري لحمض HCl.

2- لدى إضافة 50 cm^3 من NaOH يبقى لدينا 50 cm^3 حمض HCl غير معدل في كل (150 cm^3). وبناءً على ذلك يحسب تركيز شاردة الهيدروجين بعد كل إضافة من القلوي كما يلي:

$$[H^+] = \frac{50}{150} = 3.33 \times 10^{-1}, PH = 0.48$$

وبعد إضافة 90 cm^3 من الأساس :

$$[H^+] = \frac{10}{190} = 5.27 \times 10^{-2}, PH = 1.3$$

وبعد إضافة (99.9 cm^3) من الأساس:

$$[H^+] = \frac{0.1}{199.9} = 5.01 \times 10^{-4} \quad , PH = 3.3$$

وبعد إضافة 100 cm^3 م الأساس يتحول PH بشدة إلى 7 وهي نقطة التكافؤ (عندما يكون ثاني أكسيد الكربون غائباً) ويكون المحلول الناتج مكافئاً لمحلول كلوريد صوديوم.

ولدى إضافة (100.1 cm^3) من الأساس :

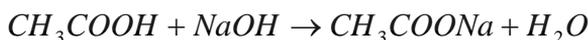
$$[OH^-] = \frac{0.1}{200.1} = 5 \times 10^{-4} \quad , POH = 3.3$$

ومنها $PH=10.7$ وهكذا نتابع من أجل بقية النقاط ونكمل ملء الجدول.

- نرسم شكلاً وذلك بنقل نسب محلول هيدروكسيد الصوديوم المضافة على محور السينات وقيم الـ PH على محور العيّنات .
- أين يحصل التغير المفاجئ في قيمة الـ PH .
- ما الذي نستفيد منه من رصد التغير الفجائي في الـ PH
- استنتج من المنحنى الذي حصلت عليه هل المعايرة أسهل في المحاليل المركزة نسبياً أم في المحاليل الممددة منها.

3-2- معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

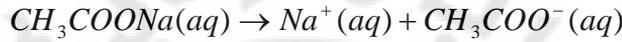
معايرة حمض الخل CH_3COOH الضعيف بمحلول أساس قوي من هيدروكسيد الصوديوم NaOH: نلاحظ من معادلة التفاعل أن نقطة التكافؤ تحدث في الوسط القلوي لأن خلات الصوديوم هي ملح أساسي (حمض ضعيف أساسه المرافق قوي) وتكون قيمة الـ PH فيه بالتالي (أكبر من 7)



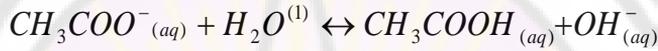
وهذا يستدعي استخدام مشعر يغير لونه في الوسط القلوي:

تجربة (3-3): رسم منحنى تعادل Neutralisation Curve حمض ضعيف
بأساس قوي:

يتشكل عن هذا التفاعل شوارد حرة في محلول خلات الصوديوم :



يتبع ذلك حلمهة شوارد الخلات :



أساس

حمض

تقوم جزيئات الماء بدور حمض برونستد وشوارد الخلات بدور الأساس (بطريقة
بديلة يمكن القول إن شوارد الخلات أساس أقوى من جزيئات الماء). يؤدي وجود
شوارد الهيدروكسيد الناتجة في تفاعل التوازن إلى جعل المحلول قلويًا ال PH فيه
(أكبر من 7).

الإجراء التجريبي :

1- نأخذ محلول هيدروكسيد الصوديوم (0.1N) ومحلولين الأول هو حمض
الخل (0.1N) الذي تبلغ $P_k=4.74$ والآخر حمض ضعيف (0.1N) تبلغ
. $P_k=7$

2- نملاً البيشر 100 cm^3 من حمض الخل (0.1) نضع الكترود قياس ال PH
بداخله ، نقيس ال PH قبل إضافة هيدروكسيد الصوديوم ثم عند إضافة 10 ،

50 ، 90 101

3- ندون النتائج في الجدول (3-4):

ارسم شكلاً وذلك بنقل نسب هيدروكسيد الصوديوم المضافة على محور السينات وقيم الـ PH على محور العينات.
أين تقع نقطة التعادل.

الجدول (3-4)

PH محلل حمض ضعيف (0.1N) $P_k=7$	PH محلل حمض الخل (0.1N) $P_k=4.74$	عدد السنتيمترات المكعبة من محلل هيدروكسيد الصوديوم المضافة (0.1 N)
		0
		50
		90
		99
		99.8
		99.9
		100
		100.1
		100.2
		101

هل العتبة واضحة كعتبة تعادل حمض قوي مع أساس قوي.
ما هو المشعر المناسب .

يمكن إجراء هذه التجربة دون الحاجة لاستخدام مقياس الـ PH وذلك بإجراء
المحاكمة التالية:

لنأخذ مثلاً على هذه الحالة حمض الخل ($P_k=4.74$) في محلول (0.1N) ولنعدله بواسطة هيدروكسيد الصوديوم من العيارية ذاتها (0.1N) . يمكننا في هذه الحالة أيضاً حساب النقاط الدالة على قيمة الـ PH التي نحصل عليها لدى معايرة (100Cm^3) من الحمض التي تكوّن منحني التعادل ومن معرفة الدستور الذي يربط بين قيمة الـ PH لمحلول وتركيز المادة .

فمن أجل محلول الحمض الضعيف وجدنا العلاقة الآتية :

$$[H^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

حيث :

K_a : ثابت تشرد الحمض الذي يساوي 1.82×10^{-5}

C_a : التركيز الجزيئي للحمض (0.1N) .

ومنها :

$$PH = \frac{1}{2} P_{ka} - \frac{1}{2} \log C_a$$

فقبل إضافة الأساس يكون لدينا حمض الخل فقط ويكون الـ PH المحلول :

$$PH = \frac{1}{2} P_{Ka} - \frac{1}{2} \log C_a = \frac{1}{2} \times 4.74 + 0.5 = 2.87$$

وعندما نكون قد أضفنا 50% من الكمية النظرية لمحلول هيدروكسيد الصوديوم ، يتشكل لدينا محلولاً يشبه تركيبه تركيب المحلول المنظم (حمض الخل + خلات الصوديوم) الذي يحوي على كميات متكافئة من المادتين ويمكننا تطبيق الدستور التالي على هذه الحالة :

$$[H^+] = \frac{C_a}{C_s} K_a$$

حيث C_s : التركيز الجزيئي للملح .

$$PH = P_{ka} + \log \frac{[س\اس\ال\ ا]}{[ض\م\ح\ل\ ا]}$$

وبما أن الاساس يساوي الملح أو الحمض المفترض يصبح لدينا :

$$PH = P_{ka} = 4.74$$

أما عند نقطة التكافؤ فيتشكل لدينا محلول خلات الصوديوم ، وفي هذه الحالة

نطبق الدستور الآتي لحساب ال PH :

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w K_a}{C_s}}$$

$$PH = 7 + \frac{1}{2} P_{ka} + \frac{1}{2} \log C$$

$$= 7 + \frac{1}{2} \times 4.47 - 0.5 = 8.87$$

أما بعد نقطة التكافؤ فتكون ال PH هي الأس الهيدروجيني لمحلول هيدروكسيد

الصوديوم التي يعين تركيزها بمعرفة كمية هيدروكسيد الصوديوم الزائدة عن نقطة

التكافؤ وبمعرفة الحجم الكلي للمحلول ندون النتائج في الجدول (5-3) الآتي:

الجدول (5-3)

PH محلول حمض ضعيف 0.1N P _k =7	PH محلول حمض الخل 0.1N P _{ka} =4.74	عدد السنثيرات المكعبة منمحلول هيدروكسيد الصوديوم المضافة
	2.87	0
	3.8	10
	74.7	50
	5.1	90
	6.75	99
	7.45	99.8
	7.75	99.9
	8.87	100

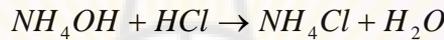
	9.7	100.1
	10	100.2
	10.7	101

ارسم شكلاً وذلك بنقل نسبة هيدروكسيد الصوديوم المضافة على محور السينات وقيم الـ PH على محور العينات

أين تقع نقطة التعادل

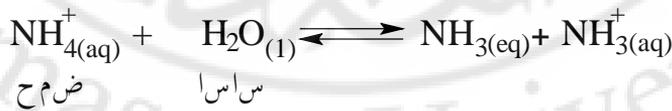
هل العتبة واضحة كعتبة تعادل حمض قوي مع أساس قوي ما هو المشعر المناسب لهذه المعايرة
3-3- معايرة أساس ضعيف مع حمض قوي :

يجري تفاعل معايرة هيدروكسيد الأمونيوم بـ حمض كلور الماء وفقاً للمعادلة التالية:



فقبل بدء المعايرة يكون المحلول قلوياً أي PH المحلول أكبر من PH=7 أما نقطة التكافؤ فتحدث في الوسط الحمضي لأن ملح كلوريد الصوديوم المتشكل هو ملح حمضي (حمض قوي أساسه المرافق ضعيف) . وبعد نقطة التكافؤ يصبح المحلول حمضياً.

ولذا فلمثل هذه المعايرة يجب استخدام مشعر يغير لونه في المجال الحمضي . عندما يذوب كلوريد الأمونيوم في الماء تتحلله شوارد الأمونيوم في تفاعل متوازن على النحو :



ما يحدث هنا لا يحدو في حقيقته أكثر من تفاعل NH_4^+ الذي يقوم بدور حمض برونستد الذي يقدم بروتوناً إلى جزيء الماء الذي يقوم بدور الأساس .

يعد هذا السلوك نموذجياً لمُحلول قوي مع أساس ضعيف . فالشاردة الموجبة في الملح حمض أقوى من الماء الذي يقوم بدور الأساس وتتكون شوارد الهيدرونيوم التي يؤدي وجود زيادة منها إلى جعل المحلول حمضياً .
 تجربة رقم (3-4): معايرة أساس ضعيف بـ حمض قوي
 خذ (100Cm³) من محلول هيدروكسيد الأمونيوم (0.1N) مع حمض كلور الماء (0.1N) وفق الجدول (3-6) وقس باستخدام مقياس pH درجة الـ pH

الجدول (3-6)

PH المحلول	حجم حمض كلور الماء (0.1 N) المضاف من السحاحة مقدراً بالسم ³
	0
	10
	50
	90
	99
	99.8
	99.9
	100
	100.1
	100.2

ارسم خطأ بيانياً، وضع فيه حجم حمض كلور الماء المضاف على محور السينات و PH المحلول على محور العينات .

يمكن حساب قيم PH الجدول بتطبيق العلاقات التالية دون الحاجة لاستخدام مقياس ال PH :

أ - عند بدء المعايرة قبل إضافة الحمض :

$$[H^+] = \frac{K_w}{\sqrt{K_b C_b}}$$

ب- أثناء المعايرة :

$$[H^+] = \frac{K_w C_s}{K_b C_b}$$

ج- في نقطة التعادل :

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w C_s}{K_b}}$$

بعد نقطة التعادل :

$$[H^+] = C_a$$

ومن ثم يرسم منحنى تعديل هيدروكسيد الأمونيوم (0.1N) بـ حمض كلور الماء

(0.1N) وذلك بوضع حجم حمض كلور الماء المضاف على محور السينات

و PH المحلول على محور العينات .

3-4- معايرة حمض ضعيف بأساس ضعيف

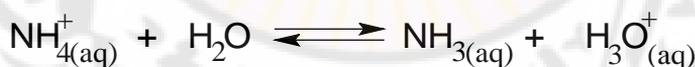
تجري معايرة حمض الخل بواسطة محلول هيدروكسيد الأمونيوم وفق المعادلة التالية:



يلاحظ هنا أن نقطة التعادل محدودة جداً والسبب في ذلك أن الـ **PH** لم يتغير بشكل كبير نتيجة حدوث الحلمهة والتشرد وبالتالي فإن استخدام المشعرات العادية هنا لا تعطي نتائج دقيقة في هذه المعايرة .
المحلول من طبيعة متعادلة ذو **PH** تكاد تساوي 7 .
الملح هو خلات الأمونيوم الذي يعطي شوارد حرة في الماء هي :



ما يحدث هنا هو تنافس حقيقي بين شاردتي الأمونيوم والخلات في تفاعلي الحلمهة التاليين :



فإذا رجحت الكفة لصالح التفاعل الأول كان المحلول قلوياً ، أما إذا كان الفوز من نصيب التفاعل الثاني كان المحلول حمضياً . ثمة نزوع يكاد يكون متساوياً في كل من التفاعلين لإنتاج شوارد الهيدروكسيد والهيدرونيوم ، فالمحلول متعادل تقريباً ذو **PH** تكاد تساوي 7 وذلك في نتيجة تعد نموذجية لأملح الحموض الضعيفة مع الأسس الضعيفة.

تجربة رقم (3-5): معايرة حمض ضعيف مع أساس ضعيف
ليست هذه المعايرة محبذة . لناخذ مثلاً عليها معايرة حمض الخل (0.1N) حيث
($P_{ka}=4.75$) مع هيدروكسيد الأمونيوم (محلول 0.1N) حيث $P_{ka}=9.24$.
عند نقطة التكافؤ نحصل على محلول خلات الأمونيوم الذي يمكن حساب الأس
الهيدروجيني فيه من العلاقة التالية :

$$PH = \frac{1}{2} P_{ka} + \frac{1}{2} P_{kb}$$

حيث : K_a ثابت تشرّد حمض الخل.

K_b ثات تشرّد هيدروكسيد الأمونيوم

$$PH = \frac{1}{2} \times 4.75 + \frac{1}{2} \times 9.24 = 7$$

بصورة عامة نحسب الPH عند نقطة التكافؤ لعملية التعادل هذه من العلاقة التالية
:

$$PH = \frac{1}{2} P_{kw} + \frac{1}{2} P_{ka} - \frac{1}{2} P_{kb}$$

$$pH = 7 + 2.37 - 2.37 = 7$$

الجدول (7-3)

PH	حجم هيدروكسيد الأمونيوم (0.1 N) المضافة مقدرة بالسـم ³
	0
	50
	90
	99
	100

	101
	105

هل تزداد قيم الـ **PH** بالتدريج وإذا كانت تزداد فهل الزيادة سريعة ؟

هل من الممكن تحديد نقطة التعادل بشكل جيد ؟

بصورة عامة هل من السهل اختيار مشعر مناسب لهذه المعايرة ؟ وإذا كان من

الصعب ذلك فما السبب ؟

لا تجرى معايرة حمض ضعيف بأساس ضعيف إلا نادراً لكن إذا ما أريد إجراء مثل

هذه المعايرة فما هي الإجراءات الواجب اتخاذها ؟

تجربة رقم (3-6): حساب الـ **PH** لحمض ضعيف عند تراكيز مختلفة

الغاية من التجربة : دراسة تأثير التمديد على **PH** حمض ضعيف هو حمض الخل

تمهيد : يتفكك حمض الخل وفق المعادلة التالية :



أما مقدار التفكك فيعتمد على التركيز الابتدائي للحمض . تستطيع عند قياس الـ

PH عند تراكيز مختلفة لهذا الحمض من فهم تأثير التمديد على درجة الـ **PH** .

يمكن تعميم هذه النتائج على أي حمض ضعيف .

الأدوات والمواد الكيميائية :

جهاز الـ **PH** ذو إلكتروود زجاجي .

زجاجة للغسل تملأ بالماء المقطر .

محلول موقفي أو مُنظّم (يستخدم في معايرة الـ **PH**)

كأس زجاجية (بيشر) سعة 50 cm^3 .

محاليل ذات تراكيز جزيئية حجمية (مولارية أو مولية) تبلغ :

0.1M , 0.01M , 0.001M , 0.0001M من حمض الخل.

الإجراء التجريبي :

1- عاير جهاز ال PH وذلك بغمس الإلترود الزجاجي في (محلول موقفي) له درجة PH معروفة . حرك الزر حتى يشير المقياس إلى القيمة الصحيحة للـ PH . إذا لم تكن واثقاً من صحة خطوات عملك عندها عليك التوجه بالسؤال إلى مدرسك .

2- اشطف الإلكتروود الزجاجي بالماء المقطر . اغمسه بعدئذ في البيشر الذي يحتوي على 0.0001M من حمض الخل . سجل قيمة ال PH التي حصلت عليها في الجدول (3-8) . أعد الإلكتروود إلى الماء ، فالإلكتروود يجب ألا يكون جافاً أبداً .

3 - اشطف البيشر بالمحلول الذي يلي المحلول الأول وأعد الخطوة 2 ، بحيث تبدأ من المحلول الأكثر تمديداً منتقلاً إلى المحلول الأشد تركيزاً .

4 - سجل قيم ال PH المحسوبة لحمض كلور الماء في العمود الثاني من جدول النتائج (3-8).

الجدول (3-8)

التركيز الجزيئي الحجمي Molarity	قيم ال PH	قيم ال PH
للمحضر جزيء/لتر	لحمض الخل	لحمض كلور الماء
0.0001		
0.001		
0.01		

الأسئلة :

1 - أجر مقارنة بين قيم ال PH لحمض الخل مع قيم ال PH لحمض كلور الماء عند كل تركيز على حدة :

أ - في أي حمض من الحمضين السابقين يكون التركيز الهيدروجيني أعلى .

ب - قارن الكمية المتفككة من حمض الخل مع الكمية المتفككة من حمض كلور الماء ماذا تستنتج ؟

2- أ - ماذا يحدث عندما يقل الفرق في ال PH بين تراكيز الحمضين .

ب - طبق قاعدة لوشاتوليه لشرح تأثير التمديد على مقدار تفكك حمض الخل .

تجربة رقم (3-7) : حساب ال PH لحموض مختلفة ذات تراكيز متساوية

الغاية من التجربة : إجراء مقارنة لقوة هذه الحموض وذلك عن طريق قياس ال PH هذه الحموض عند التركيز نفسه .

مقدمة : يتم قياس ال PH محاليل يبلغ قيمة التركيز الجزيئي الحجمي لها 0.01 M ،

أما هذه الحموض فهي حمض البنزويك $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ ، شاردة الفوسفات

الثنائية الهيدروجيني $\text{H}_2\text{PO}_4^- (v)$ ، حمض البور H_3BO_3 ، حمض الخل

CH_3COOH .

تستطيع لدى إجراء هذه القياسات من أن ترتب الحموض حسب تحولها .

الأدوات والمواد اللازمة :

- جهاز قياس ال PH ذو إلكتروود زجاجي .

- زجاجة غسل تملأ بالماء المقطر .

- محلول قياسي [موقى (منظم)] (يستخدم في معايرة جهاز قياس ال PH.
- كأس زجاجية (بيشر) سعة 50 cm^3 .
- محلول ذو تركيز جزئي حجمي يبلغ 0.01 M من حمض الخل
 CH_3COOH
- محلول ذو تركيز جزئي حجمي يبلغ 0.01 M من حمض البنزويك
 $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$
- محلول ذو تركيز جزئي حجمي يبلغ 0.01 M من حمض البور
 H_3BO_3
- محلول ذو تركيز جزئي حجمي يبلغ 0.01 M من شاردة الفوسفات ثنائية الهيدروجين $\text{H}_2\text{PO}_4^- (\text{v})$.
- الإجراء التجريبي :
- قس ال PH لكل محلول وذلك بشطف الإلكترود عند البدء في كل مرة ، بعدها دون قيم ال PH التي حصلت عليها في الجدول (9-3) الآتي:

الجدول (9-3)

ال PH	التركيز الجزئي الحجمي مول/ليتر	الحمض
	0.01	حمض البور
	0.01	حمض البنزويك
	0.01	حمض الخل
	0.01	شاردة الفوسفات ثنائية الهيدروجين (v)

الأسئلة :

رتب هذه الحموض حسب درجة انخفاض قوة الحمض .

تجربة رقم (3-8): تأثير المحلول الموقفي

الغاية من التجربة : إجراء مقارنة للتأثيرات التي تحدثها إضافة كميات صغيرة من الحمض والأساس إلى المحاليل الموقية وغير الموقية عند نفس الدرجة من الـ

PH .

تمهيد : لديك الآن محلول موقفي (منظم) حُضِر بحيث تبلغ الـ PH له 7 عند الدرجة (25C°) سيليسيوس وماء مقطر تبلغ درجة الـ PH عند الدرجة (25C°) سيليسيوس 7.

لإجراء التجربة على هذين السائلين نضيف كميات معينة من NaOH الذي يبلغ التركيز الجزئي الحجمي له 0.1 M و HCl الذي يبلغ التركيز الحجمي له 0.1M بعدها نقوم بقياس الـ PH عند كل إضافة .

نستطيع لدى مقارنة تغيرات الـ PH لهذين المحلولين البرهان على التأثير الذي يمارسه المحلول الموقفي على كل منهما .

الأدوات والمواد الكيميائية :

سحاحة سعة 50 cm³ مع حامل ، عدد (2) .

قمع زجاجي صغير عدد (2) .

بيشر سعة 100 cm³ عدد (2) .

حمض كلور الماء (0,1M) HCl .

محلول هيدروكسيد الصوديوم (0.1M) .

اسطوانة مدرجة 25 cm³ .

بيشر 50 cm³ .

زجاجة للغسل تملأ بالماء المقطر .

محلول موقى (منظم) تبلغ درجة ال PH له 7 .

جهاز قياس ال PH (في حال عدم توافر جهاز ال PH استخدم أوراق PH ذات مجال واسع من (1-14) ، أوراق PH ذات مجال ضيق ، قضيب تحريك زجاجي) .

ماء مقطر .

الإجراء التجريبي :

1 - ثُملاً السحاحة الأولى بمحلول (HCl 0.1 M) أما السحاحة الثانية فثُملاً بمحلول (NaOH 0.1M) .

2 - يُوضع عن طريق استخدام اسطوانة مدرجة سعة 25 cm^3 من المحلول الموقى في بيشر سعة 50 cm^3 .

3 - اشطف الكترود جهاز قياس ال PH بالماء المقطر وذلك باستخدام زجاجة غسل مملوءة بالماء المقطر ، بعدها ضع الألكترود في البيشر ، تأكد من تمام غمس بصلة الإلكترود الزجاجية في المحلول . عاير جهاز القياس بحيث تشير الإبرة إلى القراءة 7 .

4 - ضع بيشر تحت السحاحة التي تحتوي على NaOH تأكد من عدم سقوط قطرات NaOH مباشرة على الإلكترود أضف قطرة من محلول NaOH (0.1 M) . حرك بلطف وتأكد من تمام المزج وسجل درجة ال PH التي يشير إليها في الجدول (3-9) في حال عدم توافر جهاز قياس ال PH لديك ، تستطيع قياس ال PH عن طريق نقل قطرة من المحلول الممتزج الذي لديك مستخدماً قضيباً زجاجياً إلى ورقة قياس ال PH . استخدم في البدء ورقة قياس ال PH ذات المجال الكامل . انتقل بعدها إلى ورقة ذات مجال محدود كي تحصل على قيمة أكثر دقة .

5 - أضف زيادة من NaOH إلى أن يبلغ الحجم الإجمالي المضاف 1cm^3 ، قس وسجل درجة ال PH كما وردت سابقاً .

6 - أضف زيادة من NaOH حتى يبلغ الحجم الإجمالي المضاف 5cm^3 ، قس وسجل ال PH . اشطف الإلكترود بماء مقطر ضعه بعد ذلك في دورق مخروطي (ارلينة) مملوءة بالماء المقطر .

7 - خذ 25cm^3 من المحلول الموقى، قس ال PH عند إضافة قطرة واحدة، 1cm^3 ، 5cm^3 ، من محلول $(0.1\text{ M})\text{HCl}$ متبعاً الطريقة ذاتها التي اعتمدها مع NaOH اشطف الإلكترود ثانية وضعه بعناية في الماء المقطر .

8 - ضع 25cm^3 من الماء المقطر في بيشر ، احرص على أن يكون زمن تعرضه للهواء أقصر ما يمكن ، قس ال PH إذا كان الماء المقطر فسوف تبلغ درجة ال PH له 7 ، لكن من الصعب الوصول إلى درجة ال PH هذه ، إذا كانت درجة ال PH أقل من 6 ، عندها اشطف البيشر والإلكترود وأعد المحاولة ثانية .

9- لدى قياس درجة ال PH لماء مقطر وحصولك على قيمة تتراوح بين 7.0 و 6.0 عندها قس وسجل تغيرات ال PH لدى إضافة $(0.1\text{ M})\text{NaOH}$ و $(0.1\text{ M})\text{HCl}$ تماماً كما فعلت مع المحلول الموقى (المنظم) . اغسل

الإلكترود بعناية فائقة لدى تحويلك من استخدام القلوي إلى الحمض سجل نتائجك في الجدول

خذ كمية أخرى من الماء المقطر يبلغ حجمها 25cm^3 قس درجة ال PH . اتركها بعد ذلك لمدة عشر دقائق في الهواء . قس ال PH ثانية ودون النتائج في الجدول (10-3).

الجدول (10-3)

درجة الـ PH لدى إضافة HCl (0.1 M)		درجة الـ PH لدى إضافة NaOH (0.1 M)		الحجم المضاف
الماء المقطر	المحلول الموقى	الماء المقطر	المحلول الموقى	
				0
				قطرة واحدة
				1 cm ³
				5 cm ³
		PH الماء المقطر لدى التعرض الأدنى للهواء		
		PH الماء المقطر بعد عشر دقائق من التعرض للحواء		

الأسئلة :

1 ما المدى (مقرباً إلى أقرب وحدة) الذي تتغير فيه PH (25 cm³) من الماء المقطر لدى إضافة 1 cm³ من HCl (0.1 M)

2- احسب الكسر :

عفااضاً! دعب 1 cm^3 نم HCl رطقملا ءامل اىل $[\text{H}^+]_{(\text{aq})}$

رطقملا ءامل اىف يذلا $[\text{H}^+]_{(\text{aq})}$

3- يتكشف لى إضافة 1 cm^3 من HCl (0.1 M) إلى 25 cm^3 من المحلول الموقى أن درجة ال PH سوف تنخفض إلى حوالى 1 ، مما يتوافق مع زيادة $[\text{H}^+]_{\text{aq}}$ بعامل قدره 1.25 فقط . من ناحية ثانية ، يتم إضافة العدد نفسه من شوارد الهيدروجين إلى كلا المحلولين . ما الذى يجب أن يحدث لمعظم شوارد الهيدروجين المضافة إلى المحلول الموقى ؟

4- لماذا تنخفض درجة ال PH التى للماء المقطر لى تعرضه للهواء .

تجربة رقم (3-9) : تحديد مجال ال PH لبعض دلائل (مشعرات) حمض أساس

الغاية من التجربة : تهدف هذه التجربة إلى تبيان أن مشعرات حمض أساس

مختلفة ، تغير ألوانها عند مجالات مختلفة من ال PH .

مقدمة : لتحديد مجال ال PH نضيف (1 cm^3) من القلوى دفعة واحدة إلى

محلول يحتوى على موقى ومشعر ونقيس ال PH عند كل إضافة . تحديد قيم ال

PH التى يبدأ وينتهى عندها تغير اللون ، أى مجال ال PH لهذا المشعر .

يفضل قياس ال PH باستخدام جهاز ال PH مع ذلك ففي حال توافر الجهاز

نستطيع حساب ال PH من المعادلة الواردة فى آخر التجربة .

الأدوات والمواد الكيميائية :

سحاحة مع حاملها سعة 50 cm^3 عدد (3) .

بيشر سعة 250 cm^3 عدد (4) .

قمع صغير زجاجى يستخدم فى ملء السحاحة عدد (3) .

ماء مقطر .

حمض كلور الماء (0.1 M) HCl .

محلول هيدروكسيد الصوديوم (0.1 M) NaOH .

ماصة سعة 25 cm^3 .

بيشر سعة 100 cm^3 عدد (3) .

محاليل مشعرات :

عباد الشمس .

برتقالي الميثيل .

فينول فتالئين .

ازرق بروم الفينول .

أحمر الميثيل .

جهاز قياس الـ PH .

الإجراء التجريبي :

1 - املاً السحاحات الثلاث على التوالي ماء مقطر ، (0.1 M) NaOH ،

(0.1 M) HCl .

2 - صب من السحاحة 25 cm^3 من (0.1 M) HCl و 10 cm^3 من الماء

في بيشر صغير . بشكل مماثل صب 25 cm^3 من (0.1 M) NaOH و 10

cm^3 من الماء في البيشر الصغير الثاني .

3- باستخدام الماصة قم بمص 25 cm^3 من المحلول الموقى وضع في البيشر

الثالث ، أضف قطرتين من أي مشعر من المشعرات المتوافرة لديك ، امزج . إذا

كان اللون فاتحاً ، أضف بضع قطرات أخرى من المشعر ، لكن احرص دائماً

على أن تضيف أقل كمية من المشعر تعطيك لوناً مميزاً .

4- أضف من المشعر العدد نفسه من القطرات إلى كل من البيشر الأول والثاني تماماً كما فعلت مع البيشر الثالث . ضع جانباً هذين البيشرين لاستخدامهما عند المقارنة .

5 - أضف دفعة واحدة من 1 cm^3 (من 0.1 M NaOH) إلى البيشر (الذي يحتوي على الموقى) و امزج المحتويات بشكل تام بعد كل إضافة . لدى ظهور أول علامة تدل على تغير اللون قس PH المزيج وذلك باستخدام جهاز قياس ال PH ، أو في حال عدم توافر جهاز قياس ال PH ، دون حجم القلوي المضاف ، سوف تكون قادراً على تحري التغير في اللون ، وذلك بمقارنة البيشر الذي تجري عليه التجربة مع البيشر الذي يحتوي على HCl 0.1 M دون ال PH ، أو حجم القلوي المضاف في الجدول 7.4 . كي تطابق الألوان بدقة فمن الأفضل تمديد HCl 0.1 M بالماء حتى يحتوي على الحجم نفسه الذي يحويه المحلول الموقى و NaOH .

6 - تابع إضافة 0.1 M NaOH ، 1 cm^3 في كل مرة تماماً ، حتى تمام تغير اللون . قارن لون المحلول مع لون محلول البيشر الذي يحتوي على 0.1 M NaOH كي يساعدك على تحديد النهاية .

دون ال PH أو حجم القلوي المضاف عند هذه النقطة في الجدول (3-10) . لمطابقة الألوان بالدقة المرجوة فلا بد من تمديد 0.1 N NaOH بالماء بحيث يكون لها نفس الحجم الذي للمزيج الموقى و NaOH المضافة .

7 - أعد الخطوات من 1 إلى 6 . على أكبر عدد من المشعرات التي يسمح لك الوقت باستخدامها . إذا لم تقم بقياس ال PH ، عندئذ يمكن حسابها باستخدام المعادلة الموجودة في أسفل الجدول (3-11) الآتي .

الجدول (11-3)

المشعر العام	اللون الابتدائي		بدء تغير اللون		نهاية تغير اللون		اللون النهائي
	PH	الحجم	PH	الحجم	PH	الحجم	

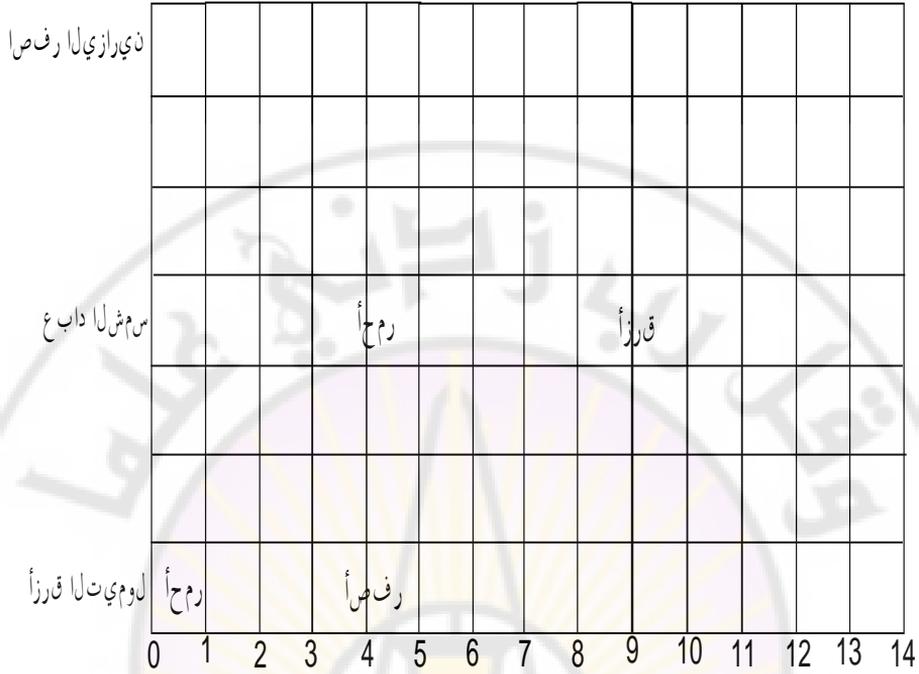
تُملأ هذه الأعمدة فقط في حال عدم قياس الـ PH ، حيث يكون بالإمكان حساب الـ PH من الحجم ، V مقدرة بالسـم³ ، للقلوي المضاف باستخدام المعادلة :

$$PH = 3 + 0.23 V$$

(يبلغ الحجم الأعظمي 35)

8 - أكمل نسخ الشكل (1-3) ، مستخدماً نتائج تجربتك . اختر المشعرات المناسبة بحيث تتراوح قيم الـ PH كما يبدو في المربعين المماثلين إلى المثالين المعطيين ، من الخط القطري المستقيم من أسفل اليسار إلى أعلى اليمين .

Damascus University



الشكل (1-3)

الأسئلة :

لماذا تم قياس مجال المشعر في محلول موقفي تمت مقارنته مع محلول مائي ؟
 تجربة رقم (3-10): الحصول على منحنى ال PH من المعايرة الحمضية القلوية:
 الغاية من التجربة :

الهدف من هذه التجربة هو الحصول على منحنى تغير ال PH أثناء معايرة حمض
 ضعيف مع أساس قوي . يتم استخدام هذا المنحنى لتحديد نقطة التعادل في هذه
 المعايرة ، وتحديد مدى ملائمة هذا المشعر وقيمة K_a للحمض الضعيف .
 تمهيد : تتم إضافة القلوي من السحاحة على شكل دفعات صغيرة ، يُرسم بعد
 ذلك رسم بياني لل PH مقابل حجم القلوي المضاف . يفضل قياس ال PH عن
 طريق استخدام مقياس ال PH حيث أنه يصعب الحصول على النتائج المطلوبة

عند استخدام مجال صغير من أوراق الـ PH وذلك عند عدم توافر جهاز قياس الـ PH . يزيد استخدام محرك مغناطيسي من سرعة التجربة ، غير أن استخدامه غير أساسي .

الأجهزة والأدوات المستخدمة :

جهاز قياس الـ PH أو أوراق الـ PH ذات المجال الضيق الذي يغطي مجالاً من الـ PH من 3-11

ماصة سعة 25 cm^3

بيشر سعة 100 cm^3 أو 150 cm^3 (يفضل النموذج الطويل) .

دورق سعة 250 cm^3

قضيب زجاجي رفيع .

محرك مغناطيسي (إذا توفر هذا المحرك)

سحاحة سعة 50 cm^3 مع حاملها .

قمع صغير يستخدم عند ملء السحاحة .

بيشران بيشر سعة 100 cm^3 وآخر سعة 250 cm^3

ماء مقطر

محلل حمض الخل $\text{CH}_3\text{COOH} \quad 0.1\text{M}$

محلل هيدروكسيد الصوديوم $\text{NaOH} \quad 0.1\text{M}$

مشعر الفينول فتالتين .

مشعر أ .

محلل موقفي نظامي .

((تحذير بشأن المخاطر : محلل هيدروكسيد الصوديوم مخرش جداً قد يلحق

الأذى بالعيون . لذا عليك ارتداء نظارات الأمان أثناء التجربة)) .

الإجراء التجريبي :

- 1 - استخدم ماصة لوضع 25 cm^3 من محلول حمض الخل في دورق مخروطي سعة 250 cm^3 ، أضف 2-3 قطرة من مشعر الفينول فتالين وعاير بمحلول هيدروكسيد الصوديوم حتى انقلاب اللون إلى زهري فاتح وثابت سجل الحجم ($V \text{ cm}^3$) . سوف تساعدك هذه القيمة في تقدير الحجم المضاف في نهاية التجربة.
- 2 - جهز جهاز ال PH (في حال وجوده) وركب وحدة الإلكترود المرافق .
عاير جهاز ال PH مستخدماً المحلول الموقفي المتوافر .
- 3 - ضع 25 cm^3 من حمض الخل داخل البيشر الطويل أضف ثلاث قطرات من المشعر (أ) وضع البيشر على محرك مغناطيسي . في حال عدم توافر محرك مغناطيسي يمكنك تحريك البيشر باليد .
- 4 - استخدم حامل لثبيت الإلكترود بشكل آمن بحيث تنغمر البصيلة تماماً في الحمض وتكون محررة من المحرك التابع .
أضف مزيداً من الماء المقطر عند الضرورة وذلك لغمر الإلكترود .
- 5 - سجل ال PH (إلى أقرب 0.1 وحدة) ، قراءة السحاحة حتى (0.05 cm^3) ضع لون المحلول في صفحة النتائج الجدول (3-12) . في حال عدم استخدام جهاز ال PH ، قس ال PH وذلك بأخذ قطرة صغيرة من المحلول مستخدماً قضيباً زجاجياً وافحصها في البدء على ورقة مشعر ذات مجال عام واسع وفي حال عدم تأكّدك من المجال المستخدم أجر الفحص أولاً وذلك باستخدام ورقة مشعر ذات مجال واسع . يجب عدم أخذ إلا الحد الأدنى من الحمض من الدورق .

6 - أضف محلول هيدروكسيد الصوديوم من السحاحة على دفعات مختلفة .
سجل بعد كل إضافة القراءة التي تشير إليها السحاحة ، PH المحلول ولونه .
أضف 5cm^3 حتى ما مقداره $(V-5)\text{cm}^3$ بعدها 1cm^3 وأخيراً 0.1cm^3 في
منطقة التعادل (V هو الحجم الذي تم تحديده في الخطوة 1)
7 - تابع إضافة حجوم مناسبة من محلول هيدروكسيد الصوديوم حتى ما مقداره
 50cm^3 تحت نقطة التعادل ، سجل ثانية ال PH ، والحجم الذي تم استهلاكه
على السحاحة واللون .

8- انزع الإلكترود المرافق واشطفه بالماء المقطر عند الانتهاء . لا تتركه في
محلول ذي درجة PH مرتفعة .

9 - ارسم خطأً بيانياً يكون فيه ال PH (على محور العينات) وحجم محلول
هيدروكسيد الصوديوم (على محور السينات) . أشر بشكل واضح على الرسم
البياني إلى المواقع الذي يحدث فيها تغيرات في لون المشعر، مظهراً مجال ال
PH . أشر كذلك وبشكل توضيحي على الرسم البياني إلى نقطة التعادل .
الأسئلة والحسابات :

- 1 - ما هي التغيرات اللونية ومجال ال PH الذي للمشعر ((أ)) ؟
- 2 - هل يشكل المشعر ((أ)) كاشفاً مناسباً لنقطة النهاية في هذه المعاييرة عند
عدم توافر جهاز قياس ال PH ؟ ناقش .
- 3 - ما هو حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم كما يبيده الرسم البياني عند نقطة
التعادل ؟

4 - احسب التركيز الجزيئي الحجمي (المولية ، المولارية) Molarity
لمحلول حمض الخل ، على فرض أن محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH
كان يساوي بالضبط 0.001M .

5 - من الرسم البياني احسب الـ PH عند منتصف الطريق بالضبط إلى نقطة التعادل أي عند الحجم $\frac{V}{2} \text{ cm}^3$. ما هي الصفة الخاصة التي يتميز بها المحلول

نتائج الجدول (12-3)

لون المحلول	PH	الحجم المستهلك على السحاحة مقدرًا بـ cm^3
		0.00
		5.00
		10.00
		الخ

ملاحظة : ليس من الضروري إضافة الحجم بالدقة الواردة أعلاه حيث يكفي إضافة دفعات تقارب 5 cm^3 في البدء ، طالما أنه يتم قراءة مقدار ما استهلك على السحاحة بدقة .

تجربة رقم (3-11) تحضير المحاليل الموقية

الغاية من التجربة : إنَّ الغاية من التجربة هي مايلي :

1 - تحضير محلول موقى تبلغ قيمة الـ PH فيه 5.2 ومحلول موقى آخر تبلغ قيمة الـ PH فيه 8.8

2 - اختبار الوظيفة الموقية في المحاليل الموقية المحضرة .

3 - اختبار تأثير التمديد على المحاليل الموقية المحضرة من حيث الـ PH والوظيفة الموقية .

تمهيد : تفيد هذه التجربة بالذات بتزويدك بتدريب مبسط يساعدك على تهيئة الإجراءات والحصول على ما تود لاحقاً . عندما تستطيع استنباط التفاصيل ، اختبر ومدرسك المعطيات المنطقية . تأكد من جاهزية الجهاز أثناء استخدامك له . وتجنب هدر الوقت أثناء الجلسة في التحضير والإعداد .

المواد الكيميائية : لا بد من توافر المحاليل التالية :

. محلول هيدروكسيد الأمونيوم NH_3 1M

. حمض الخل CH_3COOH 1M

. محلول كلور الأمونيوم NH_4Cl 1M

خلات الصوديوم CH_3COONa 1M

تحذير :

محلول هيدروكسيد الأمونيوم مؤذ وأبخرته مخرشة للعينين والرئتين لذا عليك : وضع نظارات الأمان على العينين .

تحضير المحلول الموقفي تحت ساحة الهواء .

4 - استخدام المقادير التالية لتقدير المقادير التي تحتاج إليها من المحاليل الواردة أعلاه من أجل تحضير 100 cm^3 من كل محلول موقفي :

$$PH = P_{ka} - \log \frac{[HA_{aq}]}{[A_{aq}^-]}$$

5 - إن إجراءك للتجربة (3-8) تأثير المحلول الموقفي يفيدك في إجراء هذه التجربة .

6 - لدراسة تأثير التمديد ، حاول أن تمدد المحلول الموقفي لديك إلى $\frac{1}{10}$ و

من تركيزه الابتدائي. $\frac{1}{100}$

7 - حضر جدولاً مناسباً لتسجيل نتائجك عليه . يتم في نهاية الجلسة تسليم الجدول مع الإجابة على الأسئلة إلى المدرس .

الأسئلة :

- 1 - ما الذي استخدمته أثناء تحضيرك 100 cm^3 من محلول موقى ذي PH تساوي 5.2 ؟
- 2 - ما الذي استخدمته أثناء تحضيرك 100 cm^3 من محلول موقى ذي درجة PH تساوي 8.8 ؟
- 3- ما مدى قرب القيم التي طلب تحقيقها من ال PH للمحاليل الموقية المحضرة .
- 4- ادرس تأثير التمديد على القدرة الوقائية للمحاليل الموقية المحضرة . هل هذه التأثيرات متوقعة ؟
- 5 - ما هو تأثير التمديد على القدرة الوقائية للمحاليل الموقية المحضرة ؟
- 6 - أورد سبباً لكون ال PH للمحلول الموقى ذي ال $\text{PH} = 8.8$ هو أقل ثباتاً خلال فترة من الزمن من العديد من المحاليل الموقية الأخرى .

Damascus University

الفصل الرابع

قساوة الماء





قساوة الماء

مقدمة:

يعتبر الماء المادة الأساسية في الصناعة. لذا تبني المصانع قرب مصادر المياه. أما أهم هذه المصادر فهي المياه العذبة أي مياه الأمطار، البحيرات، الأنهار .

لا يمكن للماء أن يكون نقياً في أي شكل من أشكاله الطبيعية ، فمياه الأمطار مشوبة بالغازات المنحلة التي بالهواء الجوي وبالغبار ، أما المواد المنحلة في مياه الينابيع فإنها تختلف حسب طبيعة الأراضي التي توجد فيها ، كما تحتوي مياه الأنهار على مواد عضوية إضافة إلى المواد المنحلة .
أما أهم ما تحتويه المياه فهو :

1 - أملاح الكالسيوم : مثل كربونات الكالسيوم CaCO_3 وثنائي كربونات الكالسيوم $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ وكبريتات الكالسيوم CaSO_4 وكلوريدات الكالسيوم CaCl_2 .

2 - أملاح المغنيزيوم : مثل كربونات المغنيزيوم MgCO_3 وثنائي كربونات المغنيزيوم $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ وكبريتات المغنيزيوم MgSO_4 وكلوريدات المغنيزيوم MgCl_2 .

3 - أملاح الصوديوم مثل كلوريد الصوديوم NaCl وكبريتات الصوديوم Na_2SO_4 .

4- شوائب ميكانيكية : كالطين وهيدروكسيد الحديد .

5 - بقايا عضوية : بقايا حيوانية وبعض الكائنات الحية كالبكتريا .

6 - غازات منحلّة مثل أكسيد الكربون وكبريت الهيدروجين وثنائي أكسيد الكبريت .

1-4- قساوة الماء Water Hardness

تنشأ قساوة الماء عن وجود أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم المنحلة في هذا الماء وبقدر ما تكون نسبة هذه الأملاح عالية بقدر ما تكون القساوة كبيرة . وتقسم هذه القساوة إلى نوعين :

القساوة المؤقتة : وهي التي تنتج عن وجود أملاح ثنائي كربونات الكالسيوم والمغنيزيوم في الماء وتزول هذه القساوة بغلي الماء .

القساوة الدائمة : وهي القساوة الناتجة عن وجود كلوريدات أو كربونات أو كبريتات الكالسيوم والمغنيزيوم في الماء ، ولا تزول هذه القساوة بغلي الماء .
القساوة الكلية : يشكل مجموع القساوة الدائمة والمؤقتة القساوة الكلية للماء .
2-4 أنواع قساوة المياه :

تصنف المياه حسب كمية الأملاح المنحلة فيها مقدرة بالميليغرام /ليتر وفق الجدول:

الجدول (1-4)

كمية الأملاح mg/l	نوع الماء
200-0	طري
400-200	متوسط القساوة
600-400	قاس
أكثر من 600	قاس جداً

3-4- أنظمة قياس القساوة :

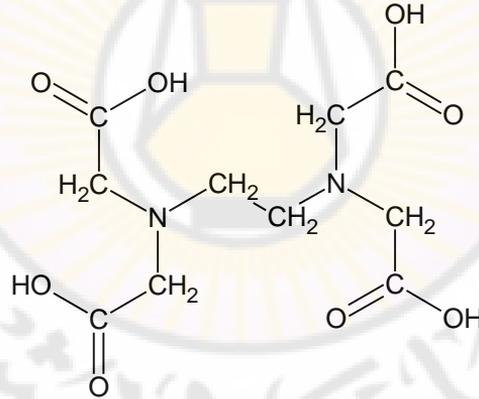
توجد أنظمة عديدة لقياس القساوة تختلف قيمة القساوة من نظام لآخر فدرجة القساوة الواحدة في :

النظام الفرنسي : تعني وجود (5.6mg) من أكسيد الكالسيوم في اللتر الواحد من الماء أو (10mg) من $CaCO_3$ في اللتر الواحد من الماء .

النظام الانكليزي : (7mg) من أكسيد الكالسيوم في اللتر الواحد من الماء .

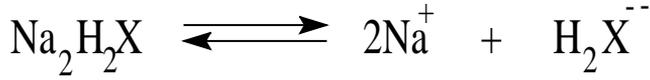
النظام الأمريكي : (9.6mg) من أكسيد الكالسيوم في اللتر الواحد من الماء .

النظام الألماني : (10mg) من أكسيد الكالسيوم في اللتر الواحد من الماء .
لكننا سوف نتبنى في كتابنا هذا النظام الفرنسي نظراً لأن المواصفة القياسية السورية تعتمد وهو مطبق في جميع مخابر المياه المنتشرة في القطر .
يعبر عن قساوة الماء الناجمة عن Ca^{2+} ، Mg^{2+} بـ ملغ/لتر من $CaCO_3$.
تمت المعايرة باستخدام صوديوم EDTA باستعمال مشعر أسود الإيروكروم (Erochrom) الذي يعطي لوناً بنفسجياً محمراً في وسط قلوي وبوجود شوارد الكالسيوم . الذي ينقلب لونه عند انتهاء التفاعل إلى اللون الأزرق .
يحضر لهذه الغاية محلول (N 0.01) عياري من صوديوم EDTA (372.1g) الذي تبلغ كتلته الجزيئية (مع ماء التبلور) $(Na_2H_2X_2H_2O)$ إن مادة EDTA هي :

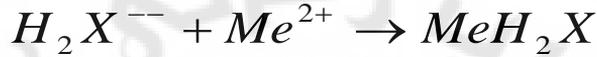


(إثيلين ثنائي أمين رباعي حمض الخل)

يرمز لها اختصاراً H_4X وهو حمض ضعيف رباعي الأساس قادر على أن يفقد شاردتي الهيدروجين الأولى والثانية بسهولة بالمقارنة مع الشاردتين الثالثة والرابعة مما يعطي Na_2H_2X يتشرد هذا الملح في الماء كما يلي :



تشكل الشاردة H_2X^{--} مع الشوارد المعدنية معقدات . تتفاعل شوارد المعدن الشئية التكافؤ حسب المعادلة التالية :



4-4- المحلول المنظم Buffer Solution :

يتطلب إجراء هذا التفاعل وسطاً لا تتغير فيه قيمة الـ PH إلا في حدود ضيقة مما يدعوننا لاستخدام المحلول المنظم الذي يتصف بأنه محلول يقاوم التغير في قيمة الـ PH عند إضافة حمض أو أساس له بكميات قليلة .
كما يطلق على هذا المحلول اسم المحلول الموقى ذلك لأنه يقي تغيرات PH الوسط كي تبقى ضمن حدود معينة .

أمثلة عن المحاليل الموقية :

المحلول الموقى النشادري $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$.

المحلول الموقى الخلتي $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$.

المحلول الموقى البيكربوناتي $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaHCO}_3$.

المحلول الموقى الفوسفاتي $\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$.

وسوف نعتمد في تجربتنا المحلول الموقى النشادري $(\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl})$.

تجربة رقم (4-1): تعيين القساوة الكلية للماء بواسطة الملح الصوديومي ل:

EDTA (0.01) نظامي

أدوات التجربة : سحاحة مدرجة ، دورق مخروطي ، ماصة (10cm³) ، سحاحة ، سخانة كهربائية .

المواد الكيميائية : محلول ملح صوديوم EDTA (0,01 N) ، مشعر أسود الإيريوكروم ، محلول منظم (NH₄OH + NH₄Cl) .
الإجراء التجريبي :

1 - تُملأ السحاحة بمحلول ملح صوديوم EDTA (0.01 N) .
2 - يُؤخذ باستخدام ماصة (10cm³) من الماء الطبيعي ويوضع في دورق مخروطي ثم يضاف إليه (2cm³) من المحلول المنظم (يراعى استخدام سحاحة على الممص وإعادة الغطاء بسرعة بعد أخذ الكمية المطلوبة . توضع كمية قليلة من مشعر أسود الإيريوكروم باستخدام ملعقة معدنية (سباتيولا) فيتلون المحلول باللون الأحمر .

3 - ينقط من السحاحة محلول ملح صوديوم EDTA نقطة فنقطة مع التحريك المستمر حتى ينقلب اللون الأحمر إلى اللون الأزرق حيث تنتهي المعايرة .
حساب القساوة الكلية للمحلول المائي :

تقاس كمية محلول ملح صوديوم EDTA المستهلكة على السحاحة في أثناء المعايرة ولنفرض أن حجمها يبلغ (v cm³) .

يتم حساب القساوة للماء بعد إجراء عملية المعايرة بمحلول EDTA وذلك استناداً إلى القانون الأساسي في المعايرة أي :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$
$$N_1 = \frac{N_2 V_2}{V_1}$$

N_1 : عيار شوارد الكالسيوم Ca^{2+} الموجودة في عينة الماء المراد تحديد قساوته مقدرًا بالمكافئ الغرامي في اللتر .

V_1 : حجم عينة الماء المراد دراسة قساوته .

N_2 : عيار محلول صوديوم EDTA المستعمل في المعايرة .

V_2 : حجم محلول صوديوم EDTA المستهلك لمعايرة الماء المراد تحديد درجة قساوته ويقرأ هذا الحجم من السحاحة .

إن قيمة N_1 تمثل عدد المكافئات الغرامية لشوارد الكالسيوم في اللتر ، كما أسلفنا ، وللحصول ما يكافئها من كربونات الكالسيوم ، فإننا نضرب N_1 بالمكافئ الغرامي لكربونات الكالسيوم $CaCO_3$ في اللتر أي :

$$P = N_1 \cdot M_E$$

حيث :

P : عدد غرامات كربونات الكالسيوم في اللتر (g/l)

M_E : المكافئ الغرامي لكربونات الكالسيوم $CaCO_3$.

نحول عدد الغرامات في اللتر (P) إلى ميلليغرامات في اللتر (X) فنحصل على :

$$X = 1000 P$$

فتكون قساوة الماء المدروس بحسب نظام القياس الفرنسي :

$$dH = \frac{X}{10}$$

حساب القساوة الدائمة للماء بواسطة محلول صوديوم EDTA (0.01N) :

نملأ السحاحة بمحلول صوديوم EDTA (0.01 N) .

نأخذ (10cm³) من الماء الطبيعي ونضعها في دورق مخروطي باستخدام ماصة .

نضع الدورق المخروطي على سخانة كهربائية ونترك المحلول حتى يغلي . بعد

مضي دقيقة على بدء الغليان يرفع الدورق عن السخانة الكهربائية .

يترك حتى يبرد ثم يضاف إليه (2cm^3) من المحلول المنظم (الموقي) (يراعى استخدام ساحة على الممص وإعادة الغطاء بسرعة بعد أخذ الكمية المطلوبة) .
تضاف كمية قليلة جداً من دليل الإيبروكروم الأسود حيث يتلون المحلول باللون الأحمر .

تمت المعايرة بمحلول صوديوم EDTA (0.01) وذلك بالتنقيط من السحاحة نقطة فنقطة إلى أن ينقلب اللون الأحمر إلى الأزرق حيث تنتهي المعايرة .
تتبع الخطوات نفسها التي اتبعناها في حساب القساوة الكلية في حساب القساوة الدائمة .



الفصل الخامس

قلوية الماء



قلوية الماء

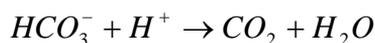
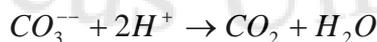
1-5- تعريف قلوية الماء

يُعبّر عن قلوية الماء بكميات الهيدروكسيد ، الكربونات ، وثاني الكربونات (الهيدروكربونات) الموجودة في الماء. أما تحديد هذه القلوية فيتم بواسطة معايرة كمية من الماء الطبيعي مع محلول حمض معين . أما معرفة أنواع المركبات الموجودة في الماء الطبيعي وكذلك كمية هذه المواد ، فيتم التوصل إليه عن طريق معايرة كمية معينة من هذا الماء وفق طريقتين اثنتين :

الطريقة الأولى : تعابير هذه الطريقة قلوية الماء الجزئية ، حيث يتم معايرة كمية معينة من الماء مع محلول حمض كلور الماء المعلوم العيار ، بوجود الفينول فتالئين . تتعدل عند انتهاء هذه المعايرة شوارد الهيدروكسيد ونصف شوارد الكربونات فقط حسب التفاعلات التالية :



الطريقة الثانية : تعابير هذه الطريقة القلوية الكلية للماء حيث يتم معايرة كمية معينة من الماء الطبيعي مع محلول حمض كلور الماء المعلوم العيار ، بوجود دليل برتقالي الميثل ، تتعدل عند انتهاء هذه المعايرة كامل مركبات الكربونات ، ثاني الكربونات (الهيدروكربونات) والهيدروكسيد حسب التفاعلات التالية :



تجربة رقم (5-1): تحديد قلوية الماء

الإجراء التجريبي :

أدوات التجربة : سحاحة مدرجة ، ماصة سعة (10cm^3)، كأس زجاجية (بيشر) ،
دورق مخروطي .

المواد الكيميائية : حمض كلور الماء (0.1N) نظامي ، دليل برتقالي الميثيل ،
دليل الفينول فتالين .

طريقة العمل :

أ - معايرة القلوية الجزئية للماء بواسطة حمض كلور الماء (0.1N) نظامي :

- تُمأ السحاحة بمحلول حمض كلور الماء (0.1N) نظامي .
- يُؤخذ (10cm^3) من المحلول المائي باستخدام ماصة زجاجية ويُوضع في دورق مخروطي . ثم يضاف إلى المحلول قطرتان من دليل الفينول فتالين فيتلون المحلول باللون الأحمر .
- يُنقط من السحاحة محلول حمض كلور الماء فوق المحلول المائي مع التحريك المستمر حتى ينقلب لون المحلول المائي من اللون الأحمر إلى عديم اللون حيث تكون المعايرة قد انتهت .
- تُقاس كمية حمض كلور الماء التي استهلكت في المعايرة وتدون في الجدول لتحمل القيمة P_A .

ب - معايرة القلوية الكلية للماء بواسطة حمض كلور الماء (0.1N) نظامي :

- تُمأ السحاحة بمحلول حمض كلور الماء (0.1N) نظامي .

- يُؤخذ باستخدام ماصة زجاجية (10cm^3) من المحلول المائي وتُوضع في دورق مخروطي ، ثم يضاف إلى المحلول قطرتان من دليل برتقالي الميثيل حيث يتلون باللون الأصفر .
 - يُنقط من السحاحة محلول حمض كلور الماء فوق المحلول المائي نقطة فنقطة مع التحريك المستمر حتى ينقلب اللون الأصفر إلى اللون الأحمر . حيث تكون المعايرة قد انتهت .
 - يُقاس حجم حمض كلور الماء الذي استهلك في هذه المعايرة وبدون في الجدول ليحمل القيمة M_A .
النتائج وطريقة الحساب :
- يبين الجدول (1-5) أنواع المركبات الموجودة في المحلول المائي وكمية حمض كلور الماء اللازمة لتعديل كل منها .

الجدول (1-5)

احتمالات نتائج التجربة	حجم حمض كلور الماء المستهلك لتعديل شوارد الهيدروكسيد	حجم حمض كلور الماء المستهلك لتعديل شوارد الكربونات	حجم حمض كلور الماء المستهلك لتعديل شوارد ثاني الكربونات
1- $P_A = 0$	0	0	M_A
2- $P_A < 0.5M_A$	0	$2 P_A$	$M_A - 2P_A$
3- $P_A = 0.5M_A$	0	$2 P_A$	0
4- $P_A > 0.5M_A$	$2P_A - M_A$	$2 (M_A - P_A)$	0
5- $P_A = M_A$	M_A	0	0

يحدد نوع المركبات الموجودة في الماء حسب احتمالات نتائج التجربة وذلك من الجدول السابق . أما كمية هذه المركبات فيتم تحديدها عن طريق تطبيق قانون المعايرة على اعتبار أن هذه المركبات هي مركبات كالسيوم :
مثلاً على فرض أن نتيجة التجربة كانت الاحتمال الثاني فتكون المركبات الموجودة في الماء في هذا الاحتمال وحسب الجدول السابق هي مركبات الكربونات ومركبات ثاني الكربونات (الهيدروكربونات) .

تحسب كمية الكربونات كما يلي :

إن حجم كلور الماء اللازم لتعديل الكربونات يساوي $2P_A$ حسب معطيات الجدول السابق وتطبيق قانون المعايرة :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

حيث : N_1 : عيار حمض كلور الماء الذي يساوي (0.1N) نظامي .

V_1 : حجم حمض كلور الماء اللازم للتعديل $2P_A =$

N_2 : عيار الكربونات .

V_2 : حجم محلول الكربونات المأخوذ في المعايرة السابقة ومنه :

$$0.1.(2P_A) = N_2 . 10$$

$$N_2 = \frac{0.1(2P_A)}{10}$$

تحسب كمية الكربونات مقدرة بالغرامات التي توجد في لتر من العلاقة

$$P = N . M$$

على اعتبار أن الكربونات الموجودة هي كربونات الكالسيوم حيث :

M : الوزن المكافئ لكربونات الكالسيوم .

N : عيار الكربونات المحسوب سابقاً .

تحسب كمية ثاني الكربونات (الهيدروكربونات) كما يلي :

يساوي الحجم اللازم لتعديل ثاني الكربونات (الهيدروكربونات) حسب معطيات
الجدول :

$$M_A - 2P_A$$

وبتطبيق قانون المعايرة يحسب ثاني الكربونات (الهيدروكربونات) كما يلي :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

حيث : N_1 : عيار حمض كلور الماء الذي يساوي (0.1N) نظامي .

V_1 : حجم حمض كلور الماء اللازم للتعديل $M_A - 2P_A =$

N_2 : عيار ثاني الكربونات (الهيدروكربونات) .

V_2 : حجم محلول ثاني الكربونات المأخوذ في المعايرة السابقة ومنه :

$$0.1.(M_A - 2P_A) = N_2 . 10$$

$$N_2 = \frac{0.1.[M_A - 2P_A]}{10}$$

تحسب كمية ثاني الكربونات مقدرة بالغرامات التي توجد في لتر من العلاقة :

$$P = N.M$$

على اعتبار أن ثاني الكربونات الموجودة هي ثاني كربونات الكالسيوم حيث :

M : الوزن المكافئ لثاني كربونات الكالسيوم .

N : عيار ثاني الكربونات المحسوب سابقاً .



الفصل السادس
الاستخلاص بالمذيبات

الاستخلاص بالمذيبات

6-1- مقدمة: يعتمد الاستخلاص بالمذيبات على خاصة أن بعض المواد هي أكثر ذوباناً في سائل ما منها في سائل آخر ، تنزح المادة المنحلة في السائل الأول إلى السائل الجديد عندما يتم خض محلول من السائل الأول مع هذا السائل الثاني هذا يعني أنه عند إضافة محلول مادة إلى مذيب آخر فما لا شك فيه أن انحلال هذه المادة في هذا المذيب يفوق انحلالها في المذيب الثاني . ويُراعى هنا أخذ محليين غير قابلين للامتزاج مع بعضهما البعض ، بحيث يتشكل لدى مزجهما مع بعضهما البعض سطح فصل واضح .

وبشكل الاستخلاص بالمذيبات أحد التقنيات الهامة في التحليل الكيميائي . يحدث هذا الاستخلاص عندما يُوضع كل من محلول السائل الأول والسائل الثاني في قمع الفصل . يُغلق القمع بسدادة ، يُرج بعد ذلك السائلان معاً . عند كون أحد هذين العنصرين عضوياً وطياراً (أي يتبخر بسهولة) ، كما هي الحال عادة ، لذا فمن المستحسن قلب قمع الفصل رأساً على عقب ومن ثم تحرير البخار الذي داخل القمع وذلك بفتح الصنبور الذي في نهاية القمع ، مع الحذر أثناء فعل ذلك إلى عدم تطاير قطرات من السائل إلى خارج القمع خصوصاً إذا كان الضغط عالياً . (مع مراعاة الإمساك بالسدادة في مكانها أثناء القيام بذلك) .

نستخدم من أجل فصل السائلين غير القابلين للمزج قمع الفصل أو قمع الإبانة ، هذا القمع كروي أو مغزلي ذو سدادة مصنفة . ولإجراء الفصل نصب الخليط في قمع الفصل ونتركه حتى يرقد . أما الفصل فيكون بفتح الصنبور (بعد رفع قمع السدادة لأنه عند عدم فتحها فقد يتوقف السائل بسبب انخفاض الضغط أو قد تدخل فقاعات من الهواء من خلال الصنبور عند السيلان حيث تصعد من خلال

السائلين مما يؤدي إلى خلط الجسمين من جديد وهذا الأمر أكثر سوءاً من توقف السائل). نجمع السائل الأكثر في وعاء ونغلق الصنبور من جديد عندما يبلغ سطح الفصل بين السائلين أنبوب السيلان ونجمع السائل الثاني في وعاء آخر . قد يحدث ويتبع هذا لأبعاد قمع الفصل وسيولة السوائل ، أن يسيل السائل الذي في جزء الأنبوب الذي يقع فوق الصنبور حتى وإن كان الصنبور مغلقاً . فإذا كنا نعمل وفق ما ورد سابقاً فسوف نحصل عندئذ على كمية من السائل الأقل كثافة في الوعاء الذي يحتوي على السائل الأكثر كثافة وعندها لن يكون الفصل جيداً .

ملاحظة :

يجب مراعاة الأمور التالية :

- 1 . ضرورة مزج الطورين بشكل جيد حتى نحصل على توزيع متوازن مطلوب .
 - 2 . ضرورة إجراء فصل دقيق للطبقتين المتضدتين فوق بعضهما البعض .
 - 3 . إتمام عملية الفصل بدقة بحيث يكون حجم كل من السائلين بعد المزج والفصل مساوياً إلى حجمها قبل المزج .
- نطلق اسم ((عامل التوزع الانحلالي)) على نسبة تركيز الجسم المنحل في كل من المحلين .

$$\frac{\text{لؤلأ ل حمل ا ي ف ل ح ن م ل م س ج ل ا ز ي ك ر ت}}{\text{ي ن ا ث ل ل ا ح م ل ا ي ف ل ح ن م ل م س ج ل ا ز ي ك ر ت}} = \text{ي ل ل ا ح ن ا ل ا ع ز و ت ل ا ل م ا ع}$$

$$\alpha = \frac{C_1}{C_2} = \frac{N_1 M}{N_2 M} = \frac{N_1}{N_2}$$

تجربة (6-1): تحديد مُعامل التوزُّع الانحلالي لحمض الخل بين الماء ونظامي

البوتانول

المبدأ : ينحل حمض الخل في الماء بشكل جيد ، بينما ينحل بقدر ضئيل في نظامي البوتانول . أما في حال وجود المحلولين مع بعضهما البعض ، فإن حمض الخل ينحل في كل من الماء ومن نظامي البوتانول بمقدار ثابت . يتم تحديد تركيز حمض الخل في كل من المحلول المائي ومن نظامي البوتانول وذلك بمعايرة هذين المحلولين مع هيدروكسيد الصوديوم .

الإجراء التجريبي :

أدوات التجربة : قمع فصل ، سحاحة مدرجة ، دوارق زجاجية سعة (200cm^3) ، ماصة ، اسطوانة مدرجة .

المواد الكيميائية : حمض الخل ، نظامي البوتانول، هيدروكسيد الصوديوم (0.1 N).

طريقة العمل والنتائج :

1 - يُوضع في قمع الفصل الزجاجي (50cm^3) من حمض الخل ويضاف إليه (40cm^3) من نظامي البوتانول .

2 - يُغلق قمع الفصل ويُمسك بشكل جيد ويُرج لمدة دقيقتين .

3 - يترك المحلول في قمع الفصل بعد تعليقه على حامل معدني إلى أن يتشكل سطح فصل واضح بين طبقة الماء وطبقة البوتانول .

4 - يُفتح الصنبور السفلي لقمع الفصل وتسحب الكمية المتوسطة في أسفله من المحلول المائي ، ذلك لان كثافة الماء تفوق كثافة البوتانول

5 - يُعاير كلا من محلول نظامي البوتانول والمحلول المائي لحمض الخل مع

هيدروكسيد الصوديوم كما يلي:

أ - يُعَير المحلول المائي حيث يؤخذ (10cm³) من المحلول المائي ويضاف إليه قطرات من دليل فينول فتالين فيبقى المحلول عديم اللون .

ب - يُنقط من السحاحة محلول هيدروكسيد الصوديوم نقطة فنقطة حتى ظهور اللون الزهري فتكون المعايرة قد انتهت .
ج- يُحسب عيار حمض الخل في الماء من قانون المعايرة :

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

حيث :

N_1 : عيار هيدروكسيد الصوديوم (0.1 N) .

V_1 : حجم هيدروكسيد الصوديوم اللازم للمعايرة .

N_2 : عيار حمض الخل المطلوب معرفته .

V_2 : حجم حمض الخل المفصول والمقاس بواسطة الأسطوانة المدرجة .

6 - تُكرر عملية المعايرة على محلول نظامي البوتانول على النحو التالي :

أ - يُؤخذ محلول نظامي البوتانول المفصول في عملية الاستخلاص ويقاس حجمه بواسطة الأسطوانة المدرجة .

ب - يُوضع في دورق المعايرة ويُضاف إليه قطرات من دليل الفينول فتالين فيبقى المحلول عديم اللون .

ج - يُنقط من السحاحة محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى الدورق قطرة فقطرة حتى بداية ظهور اللون الزهري فتكون المعايرة قد انتهت .

د - يُحسب عيار حمض الخل في نظامي البوتانول بتطبيق قانون المعايرة على المعايرة السابقة .

النتيجة :

يُحسب معامل التوزع الانحلالي من العلاقة :

$$\alpha = \frac{C_1}{C_2}$$

C_1 : تركيز حمض الخل في الطبقة المائية (عدد الغرامات في لتر من الماء)

C_2 : تركيز حمض الخل في نظامي البوتانول (عدد الغرامات في لتر من نظامي البوتانول)

تجربة رقم (2-6) : تحديد معامل التوزع الانحلالي لحمض الخل في عملية الاستخلاص بواسطة الماء ونظامي البوتانول (الاستخلاص التجزئي).
المبدأ وأدوات التجربة والمواد الكيميائية هي ذاتها المستخدمة في التجربة السابقة.

طريقة العمل والنتائج :

- 1 . يُوضع في قمع الفصل الزجاجي مقدار (50cm^3) من محلول حمض الخل ثم يضاف إلى المحلول السابق (20cm^3) من نظامي البوتانول .
- 2 . يُفصل المحلول المائي عن محلول نظامي البوتانول .
- 3 . يحفظ المحلول العضوي (محلول البوتانول) لمعايرته في نهاية التجريب .
- 4 . يُوضع المحلول المائي في قمع الفصل من جديد ويُضاف إليه (20cm^3) من نظامي البوتانول ويُرج جيداً . يُترك بعدها فترة للاستقرار ومن ثم الفصل .
- 5 - يُفصل المحلول المائي عن محلول البوتانول .
- 6 - يُعاير المحلول المائي كما في التجربة I ويحسب عيار حمض الخل فيه .
- 7 - يُعاير كل من محلول نظامي البوتانول الأول والثاني ويحدد عيار حمض الخل في كل منهما .

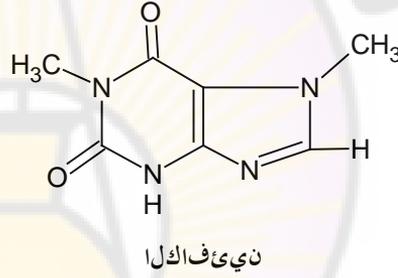
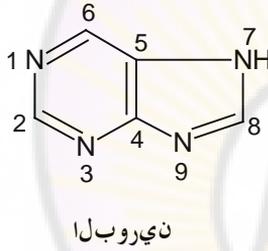
8 - يحسب معامل التوزع الانحلالي في كل مرة ثم يقارن بين كل من

الاستخلاص العادي والاستخلاص التجزيئي .

تجربة رقم (6-3): استخلاص الكافئين من الشاي

بدايةً توجد أشباه القلويات (كالنيكوتين والكافئين والمورفين ... الخ) في النباتات والأعشاب . تتشابه أشباه القلويات هذه مع الأسس وتتميز بأنها تحتوي في تركيبها على ذرة آزوت أميني أو أكثر .

يعتبر الكافئين (ثلاثي ميثيل 6 ، 2 ثلاثي سيتو البورين) أحد أشباه الأسس المشتقة من البورين ذو الصيغة التالية :



تبلغ نسبة الكافئين في الشاي 4% وفي القهوة 2% ويستخدم كمنشط للجملعة العصبية المركزية وللقلب وجهاز التنفس .

المبدأ : يُستخلص الكافئين من الشاي عن طريق معالجة كيميائية يتبعها ترشيح بقايا الشاي وحموض العفص ومن ثم استخلاص المادة المطلوبة من المحلول المائي بواسطة محل هو الكلوروفورم.

الإجراء التجريبي وعملية الاستخلاص :

1 - اغل (10g) من الشاي في (200cm³) من الماء مدة 15 دقيقة .

2 - أضف للمزيج (35cm³) من محلول خلات الرصاص 10% حرك جيداً مستخدماً قضيبي تحريك .

- 3 - رشح أوراق الشاي مستخدماً مصفاة نظيفة خاصة .
- 4 - رشح حمض العفص على قمع بوشنر تحت فراغ مضخة مائية .
- 5 - ركز الرشاحة بتبخير محتواها حتى يصل حجمها إلى (50cm^3) .
- 6 - برد المحلول إلى الدرجة العادية من الحرارة .
- 7 - استخلص المحلول في قمع فصل مستخدماً (25cm^3) من الكلوروفورم (إذا تشكل عكر أثناء خض المزيج رشحه تحت الفراغ قبل إجراء عملية الإبانة) .
- 8 - استخلص الطبقة المائية مرتين أخريين مستخدماً (25cm^3) من الكلوروفورم في كل مرة .
- 9 - رشح محاليل الكلوروفورم خلال ورقة ترشيح جافة وجمع إلى حوجلة تقطير .
- 10 - قطر الكلوروفورم حتى لا يبقى في الحوجلة سوى (5cm^3) .
- 11 - انقل هذا المحلول إلى بيشر تبلغ سعته (50cm^3) .
- 12 - اغسل محتوى الحوجلة بقليل من الكلوروفورم المستعاد وأضف الغسالة إلى البيشر .
- 13 - ركز المحلول الكلي إلى حوالي (3cm^3) وأضف إليه (10cm^3) من إيتربترول وحرك جيداً .
- 14 - رشح على قمع بوشنر واغسل الراسب بقليل من إيتربترول .
- 15 - قدمه إلى الأستاذ المشرف في الورقة بعد أن تكتب اسمك على الورقة .

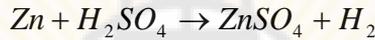


الفصل السابع
معايير الأكسدة والإرجاع

معايير الأكسدة والإرجاع

1-7 - المبادئ النظرية العامة

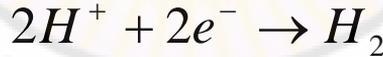
الأكسدة: تفاعل يتم من خلاله فقدان الإلكترونات .
الإرجاع : تفاعل يتم من خلاله ضم الإلكترونات أو اكتسابها.
تفاعلات الأكسدة والإرجاع تفاعلات مترافقة يتم فيها انتقال الإلكترونات بين المواد المتفاعلة ، بحيث يكون مجموع الإلكترونات التي تعطيها المواد المرجعة يساوي مجموع الإلكترونات التي تكسبها المواد المؤكسدة :
مثال :



يتأكسد عنصر التوتياء في التفاعل السابق ذلك لأنه يفقد إلكترونين حسب التفاعل التالي :



يتم في المقابل إرجاع شاردتين من شوارد الهيدروجين إلى جزيء هيدروجين حر :



لقد انتقل عنصر التوتياء من رقم الأكسدة صفر إلى رقم الأكسدة +2 بينما انتقلت شاردة الهيدروجين من رقم الأكسدة +1 إلى عنصر الهيدروجين ذي رقم الأكسدة صفر .

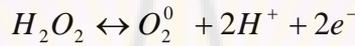
لا بد من إتباع القواعد التالية لدى موازنة تفاعلات الأكسدة - إرجاع القواعد التالية :

1 - تحديد كل من العنصر الذي تأكسد والعنصر الذي أرجع .

2 - تحديد عدد الإلكترونات التي فقدها العنصر الذي تأكسد وعدد الإلكترونات التي كسبها العنصر الذي أرجع .

3 - يجب أن يتساوى مجموع كل من الإلكترونات المفقودة مع مجموع الإلكترونات المكتسبة .

مثال: موازنة تفاعل فوق منغنات البوتاسيوم مع الماء الأوكسجيني في وسط حمضي:

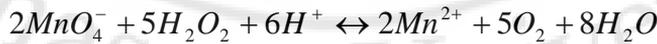


انتقل عنصر المنغنيز من رقم الأكسدة + 7 إلى رقم الأكسدة +2 مكتسباً خمسة إلكترونات بينما انتقل الأوكسجين في جزيء الماء الأوكسجيني من رقم الأكسدة -1 إلى الأوكسجين الحر. وهكذا فقدت ذرة الأوكسجين الواحدة إلكترونات واحداً. يحتوي جزيء الماء الأوكسجيني على ذرتين من الأوكسجين وبذا يفقد الجزيء الواحد منه إلكترونين.

تم الموازنة الالكترونية بضرب أمثال الإلكترونات حيث تصبح على الشكل التالي:



حيث تصبح المعادلة النهائية بعد التوازن :



الكمون الكهركيميائي في تفاعلات الأكسدة والإرجاع (نرنست) : تتوافق تفاعلات الأكسدة والإرجاع مع فقد إلكترونات وكسبها أما كمون الأكسدة والإرجاع في كل تفاعل فيعطى من علاقة نرنست التالية :

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Ox^{-}]}{[Red]}$$

حيث :

E : كمون الخلية (كمون الأكسدة والإرجاع) .

E⁰: كمون الخلية القياسي (عند الدرجة 25 درجة سيلسيوس حيث يبلغ تركيز

المواد المتأكسدة والمرجعة (1 mol/l) .

R : ثابت الغازات العام $R = 8.314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

T : درجة الحرارة المطلقة .

n : عدد الالكترونات المتبادلة .

[Ox] : تركيز المواد المتأكسدة .

[Red] : تركيز المواد المرجعة .

2-7 – طرق تحديد نهاية معايرات الأكسدة والإرجاع

تحدد نهاية المعايرة في معايرات الأكسدة والإرجاع بالطرق التالية:

1 – الطريقة اللونية : تعتمد هذه الطريقة على استخدام دلائل أو مشعرات وتوجد

ثلاثة أنواع من المشعرات :

A – مشعرات داخلية تُضاف إلى المحلول المراد معايرته مثل مشعر ثنائي فينيل

أمين أو النشاء في المعايرة اليودية .

B – مشعرات ذاتية : وهي من المواد المتفاعلة تختلف ألوانها عند انتقالها من

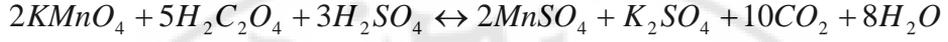
درجة أكسدة إلى درجة أكسدة أخرى مثل فوق منغنيات البوتاسيوم .

C – مشعرات خارجية : وهي مشعرات تبقى خارج وسط التفاعل . مثل دليل فري

سيانور البوتاسيوم المستخدم في معايرة كبريتات الحديدي مع ثنائي كرومات

البوتاسيوم .

تجربة (7-1): معايرة حمض الحماض مع فوق منغنات البوتاسيوم (0.1 N):
المبدأ تتفاعل فوق منغنات البوتاسيوم مع حمض الحماض بوجود حمض الكبريت
حسب التفاعل :



إن اللون البنفسجي لمادة البرمنغنات يزول عند تحولها إلى منغنيز ثنائي وتعطي
كمية زائدة منها لوناً وردياً فاتحاً وبذلك فإن مادة البرمنغنات تلعب دور المشعر .
قبل معايرة حمض الحماض يسخن محلوله إلى الدرجة (70C°) درجة سيليسوس
حتى يتم التفاعل بشكل سريع.

ملاحظة : عند إضافة كمية غير كافية من حمض الكبريت تتحول البرمنغنات إلى
ثنائي أكسيد المنغنيز ذو اللون البني .

الإجراء التجريبي :

- أدوات التجربة : سحاحة مدرجة ، ماصة سعة (10cm³) كأس زجاجية
(بيشر) ، مقياس حرارة ، سخانة كهربائية .

المواد الكيميائية : محلول فوق منغنات البوتاسيوم (0.1 N) ، حمض الحماض ،
حمض الكبريت الممدد

طريقة العمل : - تُمأ السحاحة بمحلول فوق منغنات البوتاسيوم (0.1 N)

- يؤخذ (10 cm³) من محلول حمض الحماض بواسطة ماصة تُوضع في دورق
مخروطي ويضاف إليها (10cm³) من حمض الكبريت الممدد

- يُوضع الدورق الحاوي على المحلول فوق السخانة الكهربائية ويُسخن حتى
الدرجة (70C°) درجة سيليسوس تقريباً .

- يُنقط محلول فوق منغنات البوتاسيوم من السحاحة فوق محلول حمض

الحماض الساخن نقطة فنقطة مع التحريك المستمر ، حتى ظهور اللون الوردي

الناتج الذي يدل على انتهاء المعايرة : تُكرر التجربة ثلاث مرات وليكن \bar{V} الحجم الوسطي المستهلك من محلول فوق منغناات البوتاسيوم حتى نقطة نهاية المعايرة .

الناتج وطريقة الحساب :

يقرأ الحجم المستهلك من محلول فوق منغناات البوتاسيوم من السحاحة :
ويطبق قانون المعايرة لحساب عيار حمض الحماض :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

حيث إن :

N_1 : نظامية محلول فوق منغناات البوتاسيوم المستهلك في المعايرة .

V_1 : حجم محلول فوق منغناات البوتاسيوم المستهلك في المعايرة .

N_2 : نظامية حمض الحماض .

V_2 : حجم حمض الحماض .

تحسب عدد غرامات حمض الحماض الموجودة في لتر من محلوله من العلاقة
التالية :

$$P = N.M$$

حيث :

M : المكافئ الغرامي لحمض الحماض ويساوي وزن مول من الصيغة

$H_2C_2O_4.2H_2O$ مقسوماً على عدد الإلكترونات التي يعطيها هذا المول .

N : نظامية حمض الحماض .

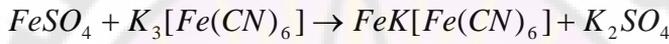
تجربة (7-2) : معايرة كبريتات الحديدي مع ثنائي كرومات البوتاسيوم (0.1 N)

مبدأ التجربة :

تتأكسد شاردة الحديد **II** بتفاعلها مع شاردة ثنائي كرومات في وسط حمضي متحوّلة إلى شاردة الحديد **III** حسب التفاعل التالي :



يستخدم دليل فري سيانور البوتاسيوم لتحديد نهاية التفاعل . إن شاردة الحديد **II** تعطي بتفاعلها مع فري سيانور البوتاسيوم راسباً أزرق حسب التفاعل :



بينما لا تعطي شاردة الحديد الثلاثية راسباً أزرق معه ومنه فإن انتهاء شوارد الحديد **II** من وسط التفاعل يحدد تجريبياً بعدم ظهور الراسب الأزرق .
الإجراء التجريبي :

أدوات التجربة : سحاحة ، ماصة سعة (10 cm^3) ، دورق مخروطي ، كأس زجاجية ، لوح زجاجي صغير ، قضيب زجاجي .

المواد الكيميائية : محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم (0.1 N) ، محلول كبريتات الحديد **II** ، حمض الكبريت الممدد ، محلول فري سيانور البوتاسيوم الممدد .
طريقة العمل :

تُملأ السحاحة بمحلول ثنائي كرومات البوتاسيوم (0.1 N) .
يؤخذ (10 cm^3) من محلول كبريتات الحديد **II** ويضاف إليها (10 cm^3) من محلول حمض الكبريت الممدد .

تُوضع مجموعة قطرات متساوية من المشعر صفّاً واحداً على لوحة زجاجية صغيرة .
يضاف محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم من السحاحة إلى محلول كبريتات الحديد **II** الموجود في الدورق على دفعات كل دفعة (1 cm^3) .

بعد إضافة كل دفعة يغمس القضيب الزجاجي النظيف في المحلول بعد تحريكه جيداً ، ثم نجعله يلامس قطرة من قطرات المشعر المصطفة على اللوح الزجاجي فإذا تكون راسب أزرق فهذا يعني أن المعايرة لم تنته بعد ، نتابع إضافة الدفعات مع الحرص على تنظيف القضيب الزجاجي في كل مرة حتى الدفعة التي لا تعطي راسباً أزرق مع المشعر .

تعاد التجربة لكن في هذه المرة نضيف دفعة واحدة محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم من السحاحة لكن أقل بستيمتر مكعب واحد من النتيجة السابقة .
يُوضع طرف الأنبوب الزجاجي في محلول كبريتات الحديد II ثم ندعه يلامس قطرة من قطرات فري سيانور البوتاسيوم فتلون القطرة باللون الأزرق .
يُنقَط محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم نقطة نقطة ، وبعد كل نقطة نعيد غمس القضيب الزجاجي في المحلول ومن ثم نجعله يلامس قطرة من قطرات المشعر الذي تلوّن بدوره باللون الأزرق حتى القطرة التي يتوقف فيها اللون الأزرق عن الظهور فتكون المعايرة قد انتهت .

النتائج والحسابات :

يُقَرَأ الحجم المستهلك من محلول ثاني كرومات البوتاسيوم من السحاحة ، يحسب بعدها عيار كبريتات الحديد II من تطبيق قانون المعايرة :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

ومن ثم تحسب عدد غرامات كبريتات الحديد II الموجودة في اللتر من تطبيق القانون :

$$P = N \cdot M$$

حيث إن : N : عيارية كبريتات الحديد II .

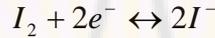
M : المكافئ الغرامى لكبريتات الحديد II ويساوي كتلة الصيغة

FeSO₄·7H₂O مقسوماً على عدد الإلكترونات التي يفقدها جزيء واحد .

3-7 المعاييرة اليودية

مقدمة نظرية : تعتمد المعاييرة على خاصة الأوكسدة لليود الحر ، و خاصة الإرجاع

لشاردة اليود حسب التفاعل :



إن فرق الجهد لهذه المجموعة المتوازنة المعكوسة يساوي 0.535 watt ، وبذلك

يعد اليود من المواد المؤكسدة الضعيفة إذا ما قورن بمادة فوق منغنيات البوتاسيوم

أو غيرها من المؤكسدات القوية وذلك لأن المواد المرجعة تتفاعل مع اليود الحر

في وسط حمضي بسهولة .

أما المشعرات المستعملة في المعاييرة اليودية فهي :

اليود : إن تحول اليود ذي اللون البني إلى شوارد عديمة اللون يدل على انتهاء

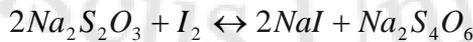
المعايرة .

النشاء : يعطي اليود الحر مع النشاء معقداً أزرق اللون وبعد انتهاء كمية اليود من

المحلول يزول اللون الأزرق مما يدل على نهاية المعاييرة .

تجربة (3-7) : معايرة محلول اليود بمحلول ثيوكبريتات الصوديوم (0.1 N)

المبدأ : يتفاعل اليود الحر مع ثيوكبريتات الصوديوم وفق التفاعل التالي :



لمعرفة نهاية المعاييرة ، يعاير اليود بثيو كبريتات الصوديوم حتى يتحول اللون إلى

لون أصفر فاتح ، عندها يُضاف مطبوخ النشاء المحضر حديثاً فيتلون المحلول

باللون الأزرق نتابع المعايرة حتى يزول اللون الأزرق الذي يشير إلى انتهاء المعايرة

الإجراء التجريبي :

أدوات التجربة : سحاحة مدرجة ، ماصة سعة (10 cm³) ، دورق مخروطي ، كأس زجاجية .

المواد الكيميائية : محلول ثيو كبريتات الصوديوم (0.1 N) محلول اليود ، مطبوخ النشاء .

طريقة العمل :

تُملأ السحاحة بمحلول ثيو كبريتات الصوديوم (0.1 N) .

يؤخذ باستخدام الماصة (10cm³) من محلول اليود البني وتوضع في الدورق المخروطي ، وينقط محلول ثيو كبريتات الصوديوم من السحاحة نقطة نقطة مع التحريك المستمر حتى يصبح لون محلول اليود أصفر فاتحاً .

يُضاف إلى الدورق قطرات من مطبوخ النشاء فيتلون المحلول باللون الأزرق يتابع تنقيط محلول ثيو كبريتات الصوديوم حتى زوال اللون، مما يدل على انتهاء المعايرة.

النتائج وطريقة الحساب :

تُقرأ كمية ثيو كبريتات الصوديوم المستهلكة على السحاحة ويُحسب عيار اليود بتطبيق قانون المعايرة

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

تُحسب عدد غرامات اليود في الـ لتر من العلاقة $P = N.M$.

حيث إن :

M : المكافئ الغرامي لليود ويُحسب بتقسيم الكتلة الجزيئية على عدد

الالكترونات المكتسبة من جزيء واحد .

N : نظامية اليود المحسوبة تجريبياً .

تجربة (7-4): تحضير الخرزة الزجاجية بطريقة الأكسدة والإرجاع

نقدم الطريقة الأكثر استعمالاً وهي الأكسدة والإرجاع في المواد الصاهرة الزجاجية

بشكل خرزة. وتستخدم مادة البوراكس $Na_2B_4O_7$ Borax أو ملح الفوسفور

$NH_4NaHPO_4.4H_2O$ من أجل المادة الزجاجية اللازمة لصنع الخرزة .

صنع الخرزة :

1. يستخدم سلك من البلاتين (ملحوماً بطرف أنبوب من الزجاج) ولا بأس من تشكيل عروة دائرية في طرف السلك البلاتيني بقطر يبلغ (2-3 mm) من أجل حمل الخرزة .

2. يُسخن السلك إلى درجة الاحمرار ويُغمس بسرعة في البورق أو في ملح الفوسفور ويوضع بالقرب من اللهب حيث تنصهر كمية صغيرة من الملح وتلتصق بطرف السلك .

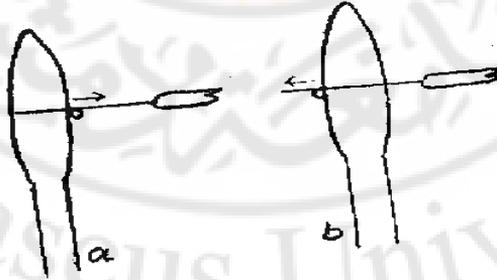
3. تُكرر عملية التسخين والغمس بالملح بغية الحصول على خرزة ذات حجم مناسب مع مراعاة ألا يزيد قطر الخرزة عن (1.5 mm) هذا في السلك الذي لا يحوي عروة .

4 . لوضع المادة المراد فحصها على الخرزة ، تُرطب الخرزة ترطيباً خفيفاً جداً بغمسها بعد ذلك في المادة المسحوقة جيداً حيث يلتصق مقدار ضئيل جداً منها بالخرزة .

(إن إدخال أقل ما يمكن من المادة بالخرزة أفضل من إدخال كمية كبيرة ذلك لأن إدخال كمية كبيرة يجعل الخرزة قاتمة اللون ومعتمة).

5 . تأكسد المادة الموجودة بالخرزة يحدث ذلك عند تسخينها في اللهب المؤكسد الأسفل ، أما إرجاعها فيحدث عند تسخينها في المنطقة المرجعة السفلى من اللهب يتم بعد ذلك تبريدها في المنطقة المظلمة الداخلية للحيلولة دون التأكسد الذي قد يحدث فيما لو بردت هذه المادة في الهواء .

6 . تنظيف السلك يكون بتسخينه من جانب واحد حيث تجري الخرزة على السلك في الاتجاه المعاكس مذيبة جميع الشوائب . ويتسخن الخرزة من الجانب الآخر كما في الشكل المرفق تندفع الخرزة نحو نهاية السلك حيث تسقط لدى رجها رجة سريعة . وتتكرر هذه العملية ثلاث مرات ينظف السلك إلا من كميات صغيرة من زجاج البورق الملتصق الذي يمكن إزالته بتسخين السلك في المنطقة الصاهرة حتى يختفي لهب الصوديوم تماماً .





الفصل الثامن

تجارب مختارة في التحليل الوزني



تجارب مختارة في التحليل الوزني

1-8- مقدمة:

يعتمد التحليل الوزني على قياس وزن مادة تركيبها الكيميائي معروف يتم تفاعلها كيميائياً مع الجسم المراد تحليله .

يوجد نوعان من طرق التحليل الوزني :

8-2- طريقة الترسيب: يتفاعل في هذه الطريقة الجسم المراد تحديده مع كاشف مرسب لإنتاج مادة ضعيفة الانحلال . بعد ترشيح الراسب ، تجرى له بعض المعالجات الضرورية إلى أن نحصل على الراسب الذي تركيبه الكيميائي معروف ويتم وزنه .

8-3- طريقة التبخير: يتم الحصول في هذه الطريقة على المادة المراد تحديدها وذلك بفصل الغاز عن باقي العينة ، يعتمد التحليل في هذه الطريقة على كتلة المادة المتبخرة أو على كتلة القسم المتبقي غير القابل للتبخير . ولا بد من التأكيد على أهمية فهم المبادئ النظرية في التحليل الوزني . وتجدر الإشارة هنا إلى أن جميع التجارب المختارة تمثل مدخلاً عملياً للانطلاق فيما بعد لمعالجة أي عينة بهذه الطريقة . نذكر قبل البدء باستعراض هذه التجارب بأهم الحسابات التي تجرى في التحليل الوزني .

8-4- حسابات التحليل الوزني:

يتم حساب كتلة جسم معين في راسب تحليل وزني مباشرة من التناسب التالي :

$$\frac{MnA_1}{n.M} = \frac{W}{X}$$

حيث :

MnA_1 : الكتلة الذرية للعنصر (للجزيء) في المجموعة المدروسة .

n : عدد الكتل الذرية من العنصر أو الجزيئية في الوزن الجزيئي MnA_1 .

W : كتلة الراسب الناتج

X : كتلة الجسم المدروس .

يمكن الحصول على النسبة المئوية للجسم المدروس من العلاقة التالية :

$$\frac{X}{W} = \frac{Y}{100}$$

أو :

$$Y\% = \frac{X \times 100}{W}$$

حيث W وزن العينة المستخدمة في التحليل .

تجربة (8-1): تعيين الماء في المركبات المميهة:

1- تعيين الماء الموجود في بلورات كلوريد الباريوم المميهة:

مقدمة : يفقد كلوريد الباريوم الذي يحتوي على جزيئتين من الماء كامل ماء تبلوره

في درجة حرارة تزيد عن (100C°) درجة.

يمكن إجراء التجربة في درجات حرارة مرتفعة تصل إلى (800C°-900C°)

درجة سيلسيوس . وذلك لنزع الماء من كلوريد الباريوم المميه والحصول على

كلوريد الباريوم غير المميه، الثابت حرارياً في درجات مرتفعة من الحرارة:



لا بد من الإشارة إلى أن بعض الأملاح المميهة تتطلب استخدام درجات حرارة

محددة أثناء إجراء هذه العملية.

طريقة العمل:

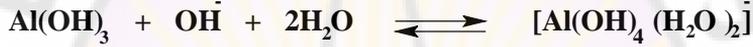
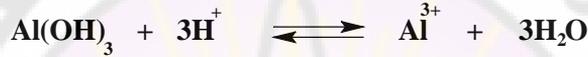
1 - سخن بوتقة مع غطائها حتى درجة الاحمرار عدة دقائق على لهب مصباح

بنزن.

- 2 - برد البوتقة في مجفف عادي .
 - 3 - زن البوتقة بعد مضي 20 دقيقة .
 - 4 - ضع داخل البوتقة كمية من العينة تبلغ (1-1.5g) من كلوريد الباريوم .
 - 5 - زن بدقة البوتقة ثانية وسجل الكتلة في كل مرة .
 - 6 - غط البوتقة وضعها على مثلث خزفي على مسافة (15 cm) من لهب ضعيف .
 - 7 - بعد مرور عدد من الدقائق قرب اللهب تدريجياً من البوتقة حتى يكاد يلامس أسفل البوتقة .
 - 8 - تابع التسخين حتى درجة الاحمرار الباهت .
 - 9 - دع البوتقة وهي في درجة الحرارة هذه مدة 15 دقيقة .
 - 10 - برد البوتقة لمدة 20 دقيقة .
 - 11 - زن البوتقة وسجل الوزن في دفترك .
 - 12 - كرر العملية السابقة (التسخين والتبريد والوزن) .
 - 13 - احسب من الخسارة التي خسرها الوزن ، النسبة المئوية للماء الذي في كلوريد الباريوم ثنائي جزيئة الماء .
- يمكن أن تكرر وبصورة مماثلة . تعيين الماء في كبريتات المغنيزيوم المميهة $MgSO_4 \cdot 7H_2O$.
- وكذلك (البوراكس) ملح رباعي بورات الصوديوم $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ وكذلك فوسفات ثنائية الصوديوم $Na_2HPO_4 \cdot 12H_2O$.
- تجربة (8-2): تعيين الألمنيوم عن طريق ترسيبه على شكل أكسيد الألمنيوم

مقدمة :

المبدأ : يترسب الألمنيوم المنحل على شكل أكسيد الألمنيوم المميّه بواسطة محلول من الأمونياك وبوجود كلوريد الأمونيوم . يغسل الراسب الغروي الناتج ويحول إلى أكسيد الألمنيوم بعد حرقه ثم يوزن على شكل Al_2O_3 . هذا التحليل عرضة لعدد من الأخطاء نتيجة الخواص المذبذبة التي لهيدروكسيد الألمنيوم .



يبدأ ترسيب الألمنيوم عند $PH \approx 4$ ، يصبح الترسيب تاماً عندما تكون قيمة الـ PH بين (6.5-7.5). نستطيع التحقق من مجال الـ PH هذا عن طريق استخدام مشعر من أحمر الميثيل . لذا يجب تنظيم PH وسط الترسيب ، وذلك عن طريق إضافة كمية من كلوريد الأمونيوم الذي يلعب دور الموقفي من جهة ويساعد على تخثر الراسب الرغوي الذي تشكل في البدء من جهة أخرى . إن وجود أملاح الأمونيوم تؤدي إلى تخفيض الترسيب المشترك للحد الأدنى للشوارد المعدنية ثنائية التكافؤ مثل الكالسيوم والمغنيزيوم وغيرها من الشوارد . نحصل لدى استخدام الماء الساخن على راسب سهل الترشيح حيث يخضع هذا الراسب لعملية الببتزة ، ماراً من خلال مسامات ورفات الترشيح . لذا نستخدم بدل الماء سائل غسيل يحتوي على 2% من كلوريد الأمونيوم أو نترات الأمونيوم .

نحصل بعد حرق راسب هيدروكسيد الألمنيوم على أوكسيد الألمنيوم المحب للماء إلا في حال تجاوزت درجة حرارة الحرق الدرجة (1200C°) سيلسيوس . حيث يظهر عندئذ أوكسيد الألمنيوم غير المحب للماء .

لهذا السبب يُحرق هذا الراسب في بوتقة من السيليكا ذلك لأن (البوتقة الخزفية تكون محبة للماء في درجات الحرارة المرتفعة فوق موقد ميكرو ، غير أن الطريقة المفضلة لحرق الراسب هي في حرقه في مرمد لمدة (10-15) دقيقة عند الدرجة (1200C°) سيلسيوس .

طريقة العمل :

- 1 - زن بدقة مقدار (2) غرام من كبريتات الألمنيوم : شب الألمنيوم $(NH_4)_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ وضعها في بيشر سعة (400cm³) مزود بزجاجة ساعة كغطاء وقضيب تحريك .
- 2 - حل العينة بإضافة (200cm³) من الماء المقطر .
- 3 - أضف (5) غرامات من كلوريد الأمونيوم النقي والصلب مع بضع قطرات من مشعر أحمر الميثيل (محلول 2% من المشعر في الكحول) .
- 4 - سخن المحلول حتى بدء الغليان وأضف له محلول أمونياك ممدد (1:1) قطرة قطرة حتى يتلون المحلول باللون الأصفر .
- 5 - اغل المحلول مدة 1-2 دقيقة .
- 6 - رشح مستخدماً ورق ترشيح عديم الرماد .
- 7 - اغسل الراسب جيداً بمحلول نترات الأمونيوم (2%) ومحلول كلوريد الأمونيوم المعدل بالأمونياك من أجل أحمر الميثيل .
- 8 - ضع ورقة الترشيح مع الراسب في بوتقة موزونة بدقة من السيليكا أو البلاتين .

9 - فحّم الورقة ورمّد الراسب بحرقه جيداً مدة 10-15 دقيقة في درجة حرارة مرتفعة .

10 - برد بعد ذلك في مجفف عادي يحوي مادة مجففة مناسبة .

11- زن مباشرة بعد التبريد .

12 - كرر الحرق والتبريد حتى تحصل على وزن ثابت .

13 - احسب النسبة المئوية للألمنيوم الذي في العينة .

تجربة (3-8): تعيين النحاس الموجود بشكل كبريتات النحاس المحاليل اللازمة :

محلول هيبوسلفيت الصوديوم 0.1 N .

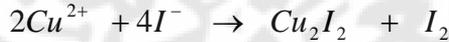
محلول 10% يوديد البوتاسيوم .

مطبوخ النشاء .

أ- المبدأ : يتشكل يوديد النحاسي لدى إضافة محلول يوديد البوتاسيوم إلى كبريتات النحاس . يتفكك يوديد النحاسي (راسب أبيض) ويود حر ذو لون بني وفقاً للمعادلة التالية :



أو :

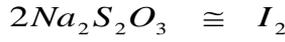


ومنه نستنتج أن :



يبدو من المعادلة أن كل ذرة نحاس تدخل في التفاعل تحرر ذرة من اليود أو بعبارة أخرى تكافئ كمية اليود المتحررة كمية النحاس الموجودة في المحلول .

ولما كان:



فإننا نستنتج ما يلي:

كل (1cm³) من Na₂S₂O₃ تكافئ 0.06357 غرام من النحاس .

العمل التجريبي :

1 - نضع (10cm³) من محلول النحاس المجهول في دورق مخروطي يضاف إليه حوالي (10-15cm³) من محلول يوديد البوتاسيوم 10% (كمية كافية لزوال لون المحلول) .

2 - يصب محلول هيبوسلفيت الصوديوم (0.1N) من السحاحة قطرة قطرة إلى أن يصبح لون المزيج أصفراً شاحباً.

2 - يضاف (1-2cm³) من مطبوخ النشاء وتتابع المعايرة إلى أن يغدو المزيج أبيض.

4 - يُسجل الحجم الكلي المستهلك من الهيبوسلفيت v .

الحسابات : يتم الحساب كما يلي :

حجم هيبوسلفيت الصوديوم X عياره = حجم المحلول النحاسي X عيار اليود المتحرر

$$N_1 V_2 = N_2 V_1$$

ومنه نستنتج عيار اليود المتحرر N₂

قوة اليود المتحرر = المكافئ الغرامي لليود . F_{I₂} = N₂ .

$$F_{I_2} = N_2 \cdot 126.9 \text{ g/l}$$

ولما كان كل gr (126.9) يود تكافئ gr (63.57) نحاس فإن قوة النحاس في

المحلول :

$$F_{Cu} = N_2 \cdot 63.57 \quad \text{gr/l} \quad (\text{نحاس})$$





الفصل التاسع
الملونات اللاعضوية
أملاح العناصر الانتقالية
(الأخضاب))

الملونات اللاعضوية أملاح العناصر الانتقالية (الأخضاب))

1-9- مقدمة:

تكتنف عملية التلوين جملة من المشاكل . لذا فعمليات التلوين ليست سهلة أو بسيطة فلا بد من انتقاء الأخضاب التي تستخدم في تلوين المواد البوليميرية كما أن على هذه الأخضاب أن تحقق عدداً من الشروط من أهمها :

أ- أن يكون هناك توافقاً بين البصر مع شفافية اللون ومع صفائه ولمعانه .

ب- تدرج الألوان ويمكن تحقيق هذا التدرج عن طريق إجراء تغيير في نسبة خلط المركبات وأملاح المعادن الانتقالية المختلفة .

ح - أن تكون ذات خواص جيدة تمتاز بها من الأصبغة ، كعدم الهجرة ، والامتزاج الجيد ، والثبات الضوئي ، ومقاومة العوامل الجوية والكيميائية .

د- سهولة التوزع والتشتت خصوصاً في مواد الأخضاب التي تنتشر بسهولة وتعمل كمادة مالئة في ذات الوقت مثل ثنائي أكسيد التيتانيوم TiO_2 .

هـ - أن تكون رخيصة الثمن ومن السهل الحصول عليها مما يتيح استخدامها بشكل واسع في كل من المجالين التجاري والصناعي .

يُعدُّ أكسيد التيتانيوم TiO_2 ذو اللون الأبيض من أهم الأخضاب المستخدمة في تلوين المركبات ذات الجزيئات الضخمة، وكذلك مركبات الكاديوم ومركبات

الحديد المختلفة، مركبات الرصاص والكروم والنيكل والكاديوم والكوبالت والمنغنيز والنحاس وغيرها من العناصر الانتقالية .

9-2- الخواص الكيميائية للعناصر الانتقالية

تتوزع العناصر الانتقالية بين المجموعتين الرئيسيتين IIA و IIIA في الجدول الدوري . أما سبب تسميتها بالعناصر الانتقالية فهو بسبب التداخل في مستويات الطاقة كما هو واضح في المثال التالي :

نلاحظ أن العناصر التي في بداية الدور الرابع هي K ثم Ca بعدها Sc يليها Ti وهكذا :

بعد نشر البنية الإلكترونية لهذه العناصر الأربعة نجد أن :

K	19	$1s^2$	$2s^2, 2p^6$	$3s^2, 3p^6$	$4s^1$
Ca	20	$1s^2$	$2s^2, 2p^6$	$3s^2, 3p^6$	$4s^2$
Sc	21	$1s^2$	$2s^2, 2p^6$	$3s^2, 3p^6$	$4s^2, 3d^1$
Ti	22	$1s^2$	$2s^2, 2p^6$	$3s^2, 3p^6$	$4s^2, 3d^2$

نلاحظ من البنية الإلكترونية السابقة أن كل من عنصري Ti و Sc يحتويان على إلكترونات في الطبقة الإلكترونية $3d^1$ و $3d^2$ ذات الطاقة التي تفوق طاقة $4s^2$. هذا يعني أنه ليس من الضروري أن تتوافق طاقة الإلكترون مع رقم المدار وهذا هو سبب تسمية هذه العناصر بالعناصر الانتقالية لانتقالها من الطبقة الثالثة إلى الطبقة الرابعة .

يوجد بين كل من $\text{Ca} = 20$ و $\text{Ga} = 31$ عشرة عناصر انتقالية من العنصر $3d^1$ إلى العنصر $3d^{10}$ تتكرر هذه الظاهرة في العناصر الانتقالية في الأدوار الأخرى 5 ، 6 ، 7 .

الصفات المعدنية للعناصر الانتقالية:

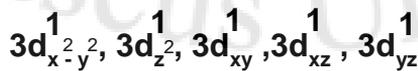
تتوضح طبيعة هذه العناصر المعدنية من ميلها إلى إعطاء الإلكترونات الخارجية القليلة في عددها ، مما يجعلها تأخذ أرقام أكسدة عديدة ، فالإلكترونات التكافؤ تتوزع على عدد من السويات مما يخولنا من الحصول على عدة تكافؤات للعنصر الواحد .

أما العناصر الانتقالية فليس من الضروري أن يتطابق التكافؤ مع رقم المجموعة الذي في الجدول الدوري .

فالحديد يقع في المجموعة الثامنة الانتقالية **VIII B** يملك البنية الإلكترونية التالية :

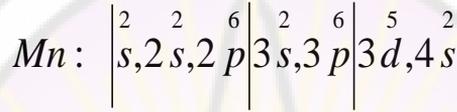


في حين أن تكافؤ الحديد (II) كما في FeCl_2 أو الحديد الثلاثي كما في FeCl_3 فإنه لا يتطابق مع رقم المجموعة **VIII B** فعندما تفقد الإلكترونات $4s^2$ ليأخذ رقم التكافؤ +2 أو عندما يتم فقد الإلكترون السادس من $3d$ ليأخذ رقم الأكسدة +3 ويصبح مستقراً يكون عدد الإلكترونات المتبقية في المدار $3d$ هي خمس إلكترونات تتوزع بمعدل إلكترون واحد في كل مدار فرعي كالتالي :



مما يؤمن توزعاً متناظراً متساوياً ومستقراً .

نلاحظ أن لون شاردة الحديد Fe^{2+} أخضر أما شاردة الحديد Fe^{3+} فأصفر وذلك حسب الطول الموجي لكل الكترون يقع في الطبقة السطحية ، فعندما يُفقد إلكترون ما من الطبقة السطحية تتداخل الأطوال الموجية للإلكترونات الباقية لتعطي لوناً معيناً وهذه الخاصة هي التي تجعل المعادن الانتقالية تتمتع بمجموعة كبيرة من الألوان المختلفة فمثلاً عنصر المنغنيز الذي له البنية الإلكترونية :



نلاحظ أ، الطبقة السطحية تحوي على 7 إلكترونات لذا فإنها تأخذ أرقام أكسدة من الصفر إلى $7+$ ولكن الأرقام المستقرة هنا هي $2+$ ، $4+$ ، $6+$ ، $7+$ أما الأرقام $1+$ ، $3+$ ، $5+$ فإنها غير مستقرة بسبب عدم توازن البنية الإلكترونية التي في الطبقة السطحية .

أما لون الشاردة فيتغير وفقاً لتغير رقم الأكسدة كالتالي : ($2+$) كما في $MnSO_4$ ذات اللون الوردي الخفيف ، ($3+$) كما في $Mn_2(SO_4)_3$ ذات اللون الأحمر ، ($4+$) كما في MnO_2 ذات اللون البني ، ($5+$) كما في Mn_2O_5 ذات اللون الأسود ، ($6+$) كما في K_2MnO_4 ذات اللون الأخضر ، ($7+$) كما في $KMnO_4$ ذات اللون البنفسجي .

9-3- عناصر فئة التيتانيوم

تتألف مجموعة التيتانيوم IVB من كل العناصر التالية : التيتانيوم والزركونيوم والهافينيوم وتحتوي الطبقة السطحية فيها على البنية الإلكترونية d^2s^2 تتحرك إلكترونات S المتهيجة وبذلك نحصل على أربعة إلكترونات فردية واستناداً إلى ذلك تشكل عناصر المجموعة مركبات ذات درجات أكسدة $1+$ ، $2+$ ، $3+$ ،

4+ أما درجة الأكسدة المستقرة منها هي (4+) . تشكل درجات الأكسدة

المنخفضة روابط شاردية مثل $TiCl_2$ الذي يتمتع بخواص إرجاعية قوية .

لذا ينحل في الماء ليتأكسد بعد ذلك وفق ما يلي :



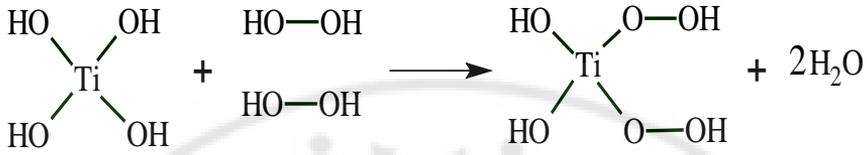
إن ثنائي أكسيد التيتانيوم TiO_2 وهيدروكسيد التيتانيوم مذذبان وهما مع ذلك يملكان صفات أساسية .

عنصر التيتانيوم مع جميع عناصر فصيلته ثابتة بالنسبة للهواء والماء ، تصبح فعالة لدى تسخينها ، وتتفاعل مع كل من الهالوجينات والأوكسجين والآزوت والكبريت والكربون . أما سبب هذا الثبات في الهواء فيعود إلى تشكل ثنائي أكسيد التيتانيوم TiO_2 وعند الدرجة $(100C^0)$ سيلسيوس يتفاعل التيتانيوم مع الماء ببطء ليطلق الهيدروجين كما يلي :



ينحل التيتانيوم في كل من حمض كلور الماء وحمض الكبريت الممددين ببطء ولا يتفاعل مع المحاليل القوية .

كافة مركبات Ti^{+4} عديمة اللون تتحول لدى تفاعلها مع المرجعات القوية إلى الشاردة Ti^{3+} ذات اللون البنفسجي الشاحب الذي يتأكسد مرة أخرى في الهواء ليتحول إلى Ti^{+4} ذي اللون الأبيض أما عند تفاعل Ti^{+4} مع المحاليل القلوية فيتشكل راسب أبيض من الهيدروكسيد ينحل في الحمض فقط .
تشكل مركبات Ti^{+4} مع فوق أكسيد الهيدروجين في الماء فوق حمض التيتانيوم ذي اللون البرتقالي المصفر حسب التفاعل :



يستخدم هذا التفاعل في الكشف الكيفي عن التيتانيوم .

التجارب المطلوبة :

المواد والأدوات اللازمة :

ثنائي أكسيد التيتانيوم TiO_2 كربونات الكالسيوم CaCO_3 محلول حمض كلور الماء 20% تيتانات البوتاسيوم K_2TiO_3 محلول النشادر 10% NH_4OH محلول هيدروكسيد البوتاسيوم 10% KOH .

بوتقة خزفية - كأس زجاجية - مرمدة - خلاط - قضيب زجاجي .

تجربة (9-1): تحضير تيتانات البوتاسيوم K_2TiO_3 :

ضع مزيجاً من (1g) من ثنائي أكسيد التيتان و (10g) من كربونات البوتاسيوم في بوتقة خزفية .

أدخل هذا المزيج إلى مرمدة وسخن إلى الدرجة (700-800) سيليسيوس حتى الحصول على مصهور شفاف .

اكتب معادلة التفاعل .

أدخل البوتقة وهي ساخنة وبحذر شديد في كأس زجاجية تحتوي ماءً بارداً وافصل المصهور عن جدران البوتقة .

استخرج الكتلة المتشكلة .

اسحقها في هاون من الحديد .

خذ قسماً من المسحوق وحله في كل من الماء البارد والماء الساخن .

تحرى عن وجود التيتانيوم في كل من المحلولين البارد والساخن .

تجربة رقم (9-2): تحضير حمض التيتانيوم ودراسة خواصه:

اسكب في كأس سعة (50cm^3) ، (25cm^3) من محلول حمض كلور الماء ذي التركيز 20% ثم أضف إليه $(1-2)\text{g}$ من تيتانات البوتاسيوم المحضرة من التجربة السابقة .

سخن على مصباح بنزن حتى ظهور المحلول الشفاف .
برد المحلول إذا لزم الأمر رشح .

أضف إلى المحلول السابق محلول النشادر ذي التركيز 10% حتى تمام الترسيب .

دع الراسب يهدأ .

افصل الراسب عن المحلول الشفاف عن طريق الإبانة .

خذ كمية صغيرة من حمض التيتانيوم في أنبوب اختبار .

أضف لها كمية من الماء وحرك جيداً. اغل المزيج. افصله عن الماء بالإبانة .

ادرس تأثير الحموض والأسس على حمض التيتانيوم وفسر كيف تتغير فعالية

حمض التيتانيوم وما هي أسبابها .خذ قسماً من حمض التيتانيوم وضعه في بوتقة

وجفف في مجفف . سخن إلى درجة عالية (حرق) ما الذي يتشكل .

اكتب معادلة التفاعل . لاحظ كيف يتغير لون المركب في المرمدة .

برد، هل يمكن استرجاع اللون السابق عن طريق التبريد؟ علل ذلك.

9-4- مركبات النحاس الملونة

مقدمة نظرية :

يقع النحاس في الفصيلة IB للعناصر الانتقالية . تحتوي ذرة النحاس في طبقتها الخارجية على إلكترون وحيد ، وبذا تتشابه بنية هذا المعدن مع بنية ذرات المعادن القلوية.

يقع معدن النحاس بعد الهيدروجين في السلسلة الكهركيميائية ، وهو ذو كمون موجب لذا فهو لا يتأكسد بشوارد الهيدروجين ولا يتفاعل إلا مع الحموض المؤكسدة القوية والمركزة كحمض الكبريت المركز حيث يلعب الحمض هنا دور جسم مؤكسد ووسيط في نفس الوقت .

التجارب المطلوبة :

المواد اللازمة : كبريتات النحاس $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ، كبريتات الأمونيوم $(NH_4)_2SO_4$ ، محلول النشادر 15% ، غول إتيلي C_2H_5OH ، محلول ممدد من هيدروكسيد الصوديوم NaOH ، محلول كربونات الصوديوم (10%) ، محلول KI ممدد ، ثيوكبريتات الصوديوم $Na_2S_2O_3$ ، ملح كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3 ، ملح كلورالصوديوم NaCl ، ملح البوراكس $Na_2B_4O_7$.

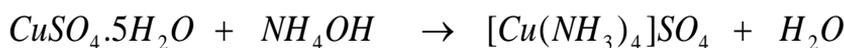
تجربة (9-3): تحضير معقد كبريتات أمين النحاس II $[Cu(NH_3)_4]SO_4$:

خذ (1g) من كبريتات النحاس $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ وحلها في (12cm³) من الماء مع التسخين. خذ محلول (1 N) من كبريتات الأمونيوم .

اسكب كلا المحلولين في كأس زجاجية . رج المزيج ودعه يتبلور .

ما هي بنية البلورات الناتجة؟ جفف هذه البلورات وزنها في الأسبوع القادم .

وازن المعادلة :



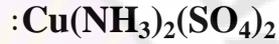
الجدول رقم (9-1)

المردود %	وزن بلورات $[Cu(NH_3)_4]SO_4$

ما هو لون بلورات كبريتات النحاس؟

ما لون المركب الناتج وما الاسم الشائع له؟

تجربة (9-4): تحضير الملح المضاعف لكبريتات النحاس النشاردية



حل مقدار (0.5g) من كبريتات النحاس المائية $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ في (20ml) من محلول النشار (15%) رشح لدى حدوث عكر .

أضف إلى الرشاحة بالتدريج وبيضاء ($20cm^3$) من الغول الإيتيلي ثم اتركها في مكان بارد حتى تمام التبلور .

رشح البلورات الناتجة واغسلها بمزيج يتكون من الكحول والنشار بنسبة (1:1).

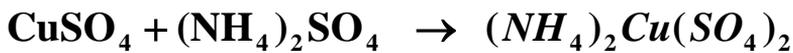
جفف البلورات في درجة حرارة الغرفة .

خذ عدة بلورات من المعقد الذي حصلت عليه وحلها في مقدار قليل من الماء داخل أنبوب اختبار .

أضف ($2cm^3$) من محلول هيدروكسيد الصوديوم الممدد .

ما الذي تلاحظه .

اكتب تأثير هيدروكسيد الصوديوم على هذا المعقد .



وهو ملح مضاعف .

تجربة (5-9): تحضير كربونات هيدروكسيد النحاس $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$
ضع في أنبوب الاختبار (2 cm^3) من محلول كبريتات النحاس المائية .
أضف لها (1 cm^3) من محلول كربونات الصوديوم ($10\% \text{ Na}_2\text{CO}_3$) ماذا
تلاحظ . اكتب معادلة التفاعل .

اسكب في أنبوب اختبار (1 cm^3) من كبريتات النحاس المائية ثم أضف إليه قليلاً
من محلول يود البوتاسيوم KI ، لاحظ كيف يتغير اللون حيث يتشكل راسب من
 Cu_2I_2 ويتحرر اليود الذي يمكن إرجاعه بإضافة قليل من ثيوكبريتات الصوديوم
 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ إلى أنبوب الاختبار وفق المعادلة .



حيث يبقى في قعر الأنبوب الراسب الأبيض Cu_2I_2 .

تجربة (6-9): تحضير أكسيد النحاسي Cu_2O

أذب (6 g) من كبريتيت الصوديوم ($\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) و (5 g) من كلور
الصوديوم NaCl في (50 cm^3) من الماء
اغل الناتج .

أضف للناتج وهو في حالة الغليان باستخدام سحاحة (100 cm^3) من محلول
مائي يحتوي (10 g) من كبريتات النحاس المائية $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. يتشكل
راسب أخضر لا يلبث أن يذوب ويصبح عديم اللون .

برد المحلول وانقله إلى قمع فصل . ثم دعه ينقط ببطء على محلول في حالة
الغليان يحتوي (10 g) من البوراكس ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) في (200 cm^3) من الماء

دعه يغلي مدة نصف ساعة وحتى تترسب بلورات حمراء آجيرية من أوكسيد النحاس

برد الراسب ورشحه .

اجمع الراسب وجففه في مجففة بدرجة حرارة C° (100) مدة ربع ساعة.

زن الراسب . واحسب المردود .

الجدول (2-9)

وزن الراسب	(غ)	المردود	%

اكتب معادلة التفاعل .

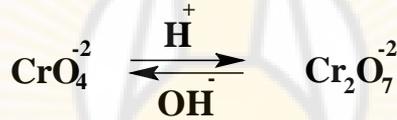
9-5- مركبات الكروم الملونة

مقدمة نظرية :

يقع الكروم في المجموعة VIB من العناصر الانتقالية . لذرتة البنية الإلكترونية التالية : $3d^5 4s^2$. تشير هذه البنية الإلكترونية له أنه غني بالإلكترونات التكافؤية مما يسمح له بأن يأخذ درجات أكسدة مختلفة ($1+$ ، $2+$ ، $3+$ ، $4+$ ، $5+$ ، $6+$) أما أثبت درجات الأكسدة فهي تلك التي توجد في $CrIII$ و $CrVI$ أما درجات الأكسدة الباقية فإنها غير مستقرة ، أما مركبات $CrII$ فإنها توجد عندما لا توجد مؤكسدات وتعد من المرجعات القوية .

تسلك مركبات $CrIII$ مثل أوكسيد الكروم Cr_2O_3 سلوك المركبات المذبذبة . أما الكروم الثلاثي فيوجد على شكل شاردة موجبة (شرجبة) في بعض الأملاح كأملح كلوريد الكروم $CrCl_3$ وكبريتات الكروم $Cr_2(SO_4)_3$ كما يمكن أن يشكل أملاح ميتا الكروميت $HCrO_2$ وأورتو الكروميت $H_2Cr_2O_3$.

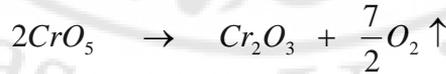
تتلون أملاح الكروم الثلاثي بلون أخضر أو أخضر مزرق . أما التحول من Cr^{3+} إلى Cr^{+6} فيتم في وسط قلوي وبوجود مؤكسدات قوية . حيث يتحول اللون الأخضر إلى اللون الأصفر الذي يميز شاردة CrO_4^{2-} . أما مركبات CrVI فيعرف منها أكسيد CrO_3 الذي يوجد في الحالة الحرة على شكل بلورات حمراء غامقة ، وكذلك حمض الكروم H_2CrO_4 الذي يعرف كذلك بحمض ثاني الكرومات $H_2Cr_2O_7$. تتلون الأملاح التي تحوي شاردة الكرومات CrO_4^{2-} باللون الأصفر ، أما الأملاح التي تحتوي شاردة ثاني الكرومات $Cr_2O_7^{2-}$ فتتلون باللون البرتقالي . يمكن للكرومات أن تتحول إلى ثاني كرومات وبالعكس يترافق هذا التحول بتغيير اللون حسب الوسط كما يلي :



VI يؤثر فوق أكسيد الهيدروجين كما تؤثر فوق أكاسيد المعادن على مركبات التكافؤ في وسط حمضي ويتشكل فوق أكسيد الكروم الأزرق وفق التفاعل التالي :



الذي لا يلبث أن يتفكك ليعطي أكسيد الكروم الأخضر ويطلق الأكسجين :



التجارب المطلوبة :

المواد اللازمة : محلول كلوريد الكروم III $CrCl_3$ (0.5N) حمض كلور الماء المركز HCl ، مسحوق التوتياء Zn ، محلول مركز خلاص الصوديوم

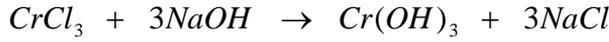
CH_3COONa ، مسحوق ثاني كرومات الأمونيوم $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ، محلول هيدروكسيد الصوديوم الممدد ، ماء أوكسجني H_2O_2 ، محلول كرومات البوتاسيوم الممدد K_2CrO_4 ، محلول ملح مور ، محلول كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3 ، محلول نترت الصوديوم NaNO_2 ، محلول كلور الباريوم BaCl_2 (0.5 N) ، ثنائي إيتيل إيتير $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$. مسحوق ثاني كرومات البوتاسيوم $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - حمض الأوكزاليك (الحماض) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ، غول إيتيلي $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

تجربة رقم (7-9): تحضير أملاح الكروم II غير المستقرة
خذ (2cm^3) من محلول كلوريد الكروم CrCl_3 الممدد (0.5 N) في أنبوب اختبار .

أضف بضع قطرات من حمض كلور الماء المركز وقطعتين من التوتياء (مسحوق التوتياء) لاحظ تغير اللون إلى اللون الأزرق الفاتح .
أضف له محلولاً مركزاً من خلات الصوديوم ليتشكل راسب أو محلول أحمر معقد ثنائي النوى $[\text{Cr}_2(\text{CH}_3\text{COO})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$ يحتوي على Cr^{+2} الثابت في هذا المعقد.

تجربة رقم (8-9): تحضير هيدروكسيد الكروم III وخواصه
اسكب في أنبوب اختبار (2cm^3) من محلول الكروم III CrCl_3 .
أضف له نقطة فنقطة من محلول هيدروكسيد الصوديوم حتى يتشكل راسب . ما هو لون هذا الراسب .
اقسم الراسب إلى قسمين وذلك بوضعهما في أنبوبي اختبار .
أضف إلى الأنبوب الأول هيدروكسيد الصوديوم وإلى الثاني حمض كلور الماء .

دون ملاحظاتك وأتمم التفاعلات التالية :



تجربة (9-9): استحصال الأوكسيد Cr_2O_3

ضع (0.5g) من بلورات ثاني كرومات الأمونيوم في بوتقة خزفية على شكل كومة لها شكل هرم .

أشعل رأس الكومة باستخدام عود ثقاب ماذا تلاحظ ؟

يسفر هذا التفاعل عن تشكل أوكسيد الكروم Cr_2O_3 وانطلاق الآزوت وبخار الماء . اكتب المعادلة .

تجربة (9-10): أكسدة الكروم الثلاثي (أكسدة الكروميت)

ضع في أنبوب اختبار ($1cm^3$) من محلول ملح الكروم $CrCl_3$ III .

أضف له زيادة من محلول هيدروكسيد الصوديوم حتى انحلال الراسب .

أضف إلى المحلول الحاصل (الكروميت) محلول الماء الأوكسجيني 3% . سخن على حمام مائي ولاحظ تغير اللون .



يستخدم هذا التفاعل في الكشف عن شوارد Cr^{3+} .

تجربة رقم (9-11): تحول الكرومات إلى ثاني الكرومات وبالعكس

اسكب في أنبوب اختبار ($3cm^3$) من محلول كرومات البوتاسيوم (0.5 N) .

أضف له عدة نقاط من حمض الكبريت الممدد . ماذا تلاحظ ؟

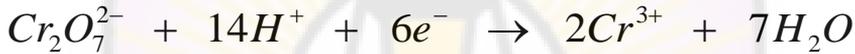
أضف للمحلول السابق عدة نقاط من هيدروكسيد البوتاسيوم ، ماذا تلاحظ ؟



تجربة رقم (9-12): الخواص المؤكسدة لثاني الكرومات

حمض ثاني كرومات البوتاسيوم $H_2Cr_2O_7$ هو حمض مؤكسد قوي وحيث أنه لا يوجد في الحالة الحرة لذا فإن مزيجاً من أملاح ثاني الكرومات مع حمض الكبريت يتم استخدامها .

وبما أن ثاني الكرومات هو مؤكسد قوي فإنه يرجع الشاردة $Cr_2O_7^{2-}$ إلى الشاردة Cr^{3+} كما يلي :



خذ أربعة أنابيب اختبار . ضع في كل أنبوب من هذه الأنابيب $(2cm^3)$ من محلول ثاني كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ و $(2cm^3)$ من حمض الكبريت . (2N)

أضف إلى الأنبوب الأول ملح مور Fe^{II} بتركيز (0.5 N) .

أضف إلى الأنبوب الثاني كبريتيت الصوديوم (0.5 N) .

أضف إلى الأنبوب الثالث $(1cm^3)$ من نترت الصوديوم

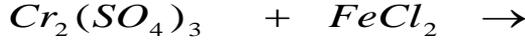
. (0.5 N)

أضف إلى الأنبوب الرابع $(1cm^3)$ من محلول كلوريد القصدير $SnCl_2$

. (0.5 N)

لاحظ تغير الألوان .

اكتب المعادلات اللازمة .

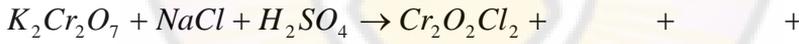


تجربة رقم (9-13): تشكيل كلوريد الكروميل

امزج حوالي (0.2) غرام من ثاني كرومات البوتاسيوم مع (0.2) غرام من ملح كلوريد الصوديوم .

ضع المزيج في أنبوب اختبار ثم أضف بحذر عدة نقاط من حمض الكبريت المركز .

لاحظ تشكل أبخرة بنية اللون من غاز الكروميل CrO_2Cl_2 اكتب معادلة التفاعل :



تجربة (9-14): الكشف النوعي عن شاردة CrO_4^{2-}

خذ ($1cm^3$) من محلول كرومات البوتاسيوم أو ثاني كرومات البوتاسيوم في أنبوب

اختبار . وأضف إليه ($1cm^3$) من محلول كلور الباريوم $BaCl_2$

(0.5 N) ماذا تلاحظ .

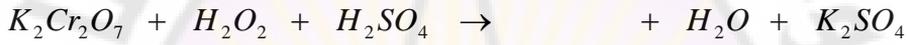
التفسير : يتشكل في حال محلول ثاني كرومات البوتاسيوم راسب هو $BaCrO_4$

وليس $BaCr_2O_7$ يمكن شرح ذلك على أن هنالك توازناً بين كل من الكرومات

وثاني الكرومات . عند المقارنة نجد أن انحلال $BaCrO_4$ هو أقل من انحلال

$BaCr_2O_7$ لذا ينزاح التوازن إلى جهة تشكل $BaCrO_4$ أي إلى جهة المركب الأقل انحلالاً .

تجربة رقم (9-15): تحضير فوق أوكسيد الكروم اسكب ($2cm^3$) من محلول ثاني كرومات البوتاسيوم في أنبوب اختبار . أضف له ($1cm^3$) من محلول حمض الكبريت ($4N$) H_2SO_4 و ($2cm^3$) من ثنائي إيتيل إيتير ثم أضف للناتج ($2cm^3$) من H_2O_2 وحرك الأنبوب . ما لون طبقة الإيتير المتشكلة ؟ وما هو المركب الناتج ؟



تجربة (9-16): تحضير المعقد ثنائي اوكرالاتو ثنائي أكوا كرومات البوتاسيوم المقرون (Cis)

خذ ($2g$) من ثاني كرومات البوتاسيوم و (6) غرامات من حمض الأوكزاليك (حمض الحماض) .

اسحق كل منها على حدة حتى الحصول على مسحوق ناعم .

اخرج المادتين بحذر وضع المزيج على شكل كومة في جفنة خزفية وأضف لها ($5-6$) قطرات من الماء .

غط الجفنة بزجاجة ساعة مدة خمس دقائق ، حتى حدوث تفاعل تنشيط ناشر للحرارة حيث ينطلق بخار الماء وغاز CO_2 ويتحول المزيج المتفاعل إلى سائل غامق .

أضف للناتج بعد أن يهدأ التفاعل ($15cm^3$) من الغول الإيتيلي . حرك باستخدام قضيب زجاجي إلى أن يتصلب الناتج ، اسحق كل كتلة كبيرة متشكلة .

إذا بقي جزء من المركب الناتج على شكل مادة زيتية فاطرح الإيتانول الفائض وأضف كمية جديدة من الإيتانول (10cm^3) وحرك من جديد .
اجمع المركب الناتج وجففه في مجفف مفرغ .

تجارب على المعدن الانتقالي المنغنيز Mn

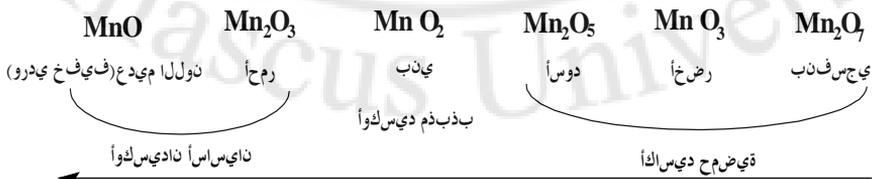
9-6- المركبات الملونة للمنغنيز

مقدمة نظرية :

يقع المنغنيز في المجموعة VIIB للعناصر الانتقالية وله البنية الإلكترونية التالية $[\text{Ar}]4\text{S}^2, 3\text{d}^5$ ، لذا فإن تكافؤه يمكن أن يأخذ نظرياً القيم من (1) إلى (7) . يأخذ المنغنيز التكافؤات من (1) إلى (7) إلا أن التكافؤ (+1) هو غير معرف إلا في معقدات سيانيدية غير ثابتة . كما أن التكافؤ (+5) لا يصادف إلا في مركبات نادرة غير ثابتة أيضاً والتكافؤ الثابت هو (+2) في الوسط الحمضي و (+4) في الوسط القلوي. ويكون المنغنيز في التكافؤين (+6) و (+7) مؤكسداً قوياً .

المنغنيز معدن غير ثمين يبلغ كمون المسرى العياري له $E = -1.18 \text{ V}$. ينحل بسهولة في الحموض لينطلق الهيدروجين ويشكل أملاح المنغنيز الشائبة التكافؤ .

يتأكسد المنغنيز في الهواء ويكتسي بطبقة ظاهرة للعيان من الأكاسيد تكون حمراء في البدء وتصبح سوداء بعد ذلك . يتفاعل المنغنيز مع الماء ببطء شديد وبارتفاع درجة الحرارة تزداد سرعة أكسدة المنغنيز في الماء مشكلاً أكاسيد تتغير ألوانها حسب درجة الأكسدة وفق مايلي :



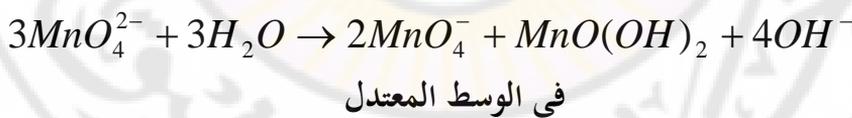
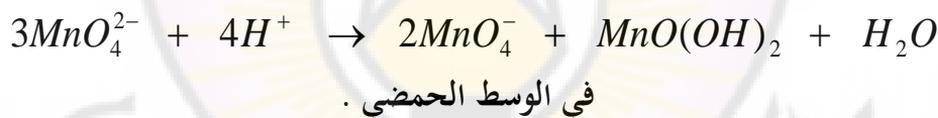
قيس اس أل ص او خ ل ادي دزا

وبازيادة درجة أكسدة المنغنيز تزداد الخواص الحمضية لهذا الأوكسيد . ينطبق ذلك على الهيدروكسيدات التي تشكل درجات أكسدة مختلفة للمنغنيز .



ةي س أسأل ص او خ ل ا د اب ذ ز ا

تكون الروابط الكيميائية في مركبات Mn_{III} و Mn_{II} قريبة من الروابط الشاردية في حين تكون مركبات المنغنيز في درجات الأكسدة الأعلى مشتركة. تتصف مركبات Mn_{III} و Mn_{II} بخواص إرجاعية أما المركبات Mn_{VII} و Mn_{VI} فتتصف بخواص مؤكسدة هنا مع العلم أن مركبات (Mn_{VI} - المنغنات) هي قليلة الثبات كذلك في المحاليل الحمضية والمعتدلة حيث تتعرض إلى اختلال في التوازن :



أما مركبات المنغنيز Mn_{V} فهي نادرة وغير مستقرة .
التجارب المطلوب إجراؤها :

المواد اللازمة :

فوق منغنات البوتاسيوم (البرمنغنات) ، ثنائي أوكسيد الرصاص ، ورق عباد الشمس ، ثنائي أوكسيد المنغيز ، هيدروكسيد الصوديوم ، كبريتيت الصوديوم ، حمض آزوت مركز ، حمض كبريت مركز ، حمض كبريت ممدد 2N ، محلول فوق منغنات البوتاسيوم (برمنغنات) (0.05N) ، محلول كلوريد الأمونيوم 10% ، محلول كبريتات المنغيز (1N) ، محلول النشادر 10% ، محلول كبريتات الحديد II (1N) ، محلول كبريتات الأمونيوم (2N) ، غول إيتيلي ، ماء الكلور ، ماء البروم ، كلورات البوتاسيوم $KClO_3$.

تجربة رقم (9-17): تأثير التسخين الشديد على فوق المنغنات (البرمنغنات) :
طريقة العمل

ضع في أنبوب اختبار جاف مقداراً صغيراً من فوق منغنات البوتاسيوم الصلبة .
سخن على مصباح بنزن وتأكد من تفكك فوق المنغنات .

تابع التسخين حتى يتوقف انطلاق الغاز .

برد الأنبوب إلى درجة حرارة الغرفة .

حل الناتج في (2 cm³) من الماء المقطر .

حدد لون كل من المحلول والراسب .

اكتب معادلة التفاعل .

تجربة (9-18): إرجاع فوق المنغنات

خذ ثلاثة أنابيب اختبار نظيفة ، صفها على حامل للأنابيب .

ضع في كل أنبوب من هذه الأنابيب الثلاثة بلورة من فوق منغنات البوتاسيوم

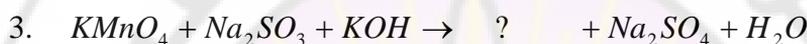
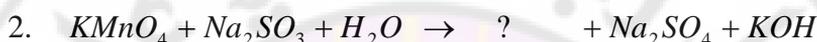
(برمنغنات البوتاسيوم) وبضع بلورات من Na_2SO_3 .

1 اسكب في الأنبوب (1) حمض الكبريت H_2SO_4 الممدد .

2 اسكب في الأنبوب (2) ماء H_2O .

3 اسكب في الأنبوب (3) محلولاً مركزاً من هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$ أو البوتاسيوم KOH .

اكتب التفاعلات التالية ووازنها :



الجدول (3-9)

	(3)	(2)	(1)
	$Mn^{()}$	$Mn^{()}$	$Mn^{()}$
اللون			

حدد درجة أكسدة شاردة المنغيز في كل تفاعل من التفاعلات الثلاثة وحدد لونها
ضع ذلك في الجدول .

تجربة (9-19): تحضير المنغيات ودراسة خواصها المؤكسدة والمرجعة

ضع في جفنة خزفية (0.5) غرام من ملح برتوتوله (كلورات البوتاسيوم) $KClO_3$ و (1g) من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH الصلب .

سخن المزيج حتى الانصهار على مصباح بنزن .

انثر بضع ذرات من مسحوق ثنائي اوكسيد المنغيز MnO_2 .

تابع التسخين حتى يتغير اللون وتحصل على لون أخضر .

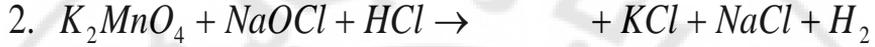
برد المصهور وأضف له ($5cm^3$) من الماء حل المصهور واقسمه إلى ثلاثة أنابيب

أضف إلى الأنبوب (1) عدة نقاط من ماء جافيل $NaOCl + HCl$.

أضف إلى الأنبوب (2) حمض الكبريت H_2SO_4 .

أضف إلى الأنبوب الثالث الماء .

أكمل المعادلات ووازنها :



و :



حدد درجة أكسدة الشاردة المنغنيز ولونها في التفاعلات السابقة ضع ذلك في

الجدول التالي :

الجدول (4-9)

(1')	(2')	(3')	(4')	
				درجة أكسدة الشاردة
				لون هذه الشاردة

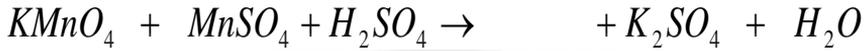
تحضير شاردة المنغنيز غير المستقرة :

خذ حوالي (0.5g) من كبريتات المنغنيز .

ذوب الكمية السابقة في كمية كافية من حمض الكبريت المركز .

أضف بضع قطرات من محلول فوق منغنات البوتاسيوم (برمنغنات البوتاسيوم) .

أكمل التفاعل التالي ووازنه :



حدد درجة أكسدة شاردة المنغيز الناتجة ولونها .

تجربة رقم (9-20): دراسة خواص ثنائي هيدروكسيد المنغيز $Mn(OH)_2$

اسكب في أنبوب اختبار ($1cm^3$) من محلول كبريتات المنغيز $MnSO_4$.

أضف لها ($1cm^3$) من هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$.

اقسم الناتج بالتساوي في أنبوب اختبار .

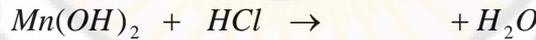
أضف إلى الأنبوب (1) حمض كلور الماء (2N) .

أضف إلى الأنبوب (2) زيادة من محلول هيدروكسيد الصوديوم (2N) ماذا

تلاحظ ؟

حدد طبيعة ثنائي هيدروكسيد الصوديوم .

وازن التفاعلات :



ب - حضر $Mn(OH)_2$ من جديد اقسمه بالتساوي في أنبوبي اختبار .

اترك الأنبوب الاول مفتوحاً ولاحظ كيف يتغير لون الراسب .

أضف للأنبوب الثاني عدة نقاط من فوق أوكسيد الهيدروجين. ماذا تلاحظ ؟

اكتب معادلة التفاعل علماً أن الأكسدة تتم في الوسط القلوي.



تجربة (9-21): الخواص المؤكسدة للمغنيز رباعي التكافؤ
 أضف إلى الراسب الذي حصلت عليه في التجربة السابقة حمض الكبريت
 ومحلل كبريتات الحديد II حتى ينحل الراسب .
 اكتب معادلة التفاعل وحدد دور كبريتات الحديد II في هذا التفاعل .
 ما هي الخواص التي يظهرها ثاني أكسيد المغنيز في هذه التجربة .
 حدد لون كل مركب من المركبات التالية :

الجدول (5-9)

$Mn(OH)_2$	$MnCl_2$	$Mn(OH)_4$	
			اللون

تجربة رقم (9-22): أكسدة الشاردة Mn^{2+} إلى MnO_4^-
 ضع قليلاً من ثاني أكسيد الرصاص في أنبوب اختبار .
 أضف له $(3cm^3)$ من حمض الآزوت المركز وحوالي (15) نقطة من محلول
 كبريتات المغنيز سخن بحذر حتى الغليان .
 برد المحلول ومدده بكمية مساوية له بالحجم من الماء . دع الراسب حتى يستقر

- ماهو لون المحلول الذي يعلو الراسب ؟

- أكمل معادلة التفاعل ووازنها:



تجربة رقم (9-23): التوازن في المجموعة $Mn(OH)_2$ و NH_4Cl
 خذ أنبوبي اختبار . ضع في كل واحد من هذين الأنبوبين $(2cm^3)$ من محلول
 كبريتات المغنيز (1 N)

- ضع في الأنبوب الأول (2cm^3) من محلول كلوريد الأمونيوم 10% .
 أضف إلى كل من الأنبوبين (2cm^3) من محلول النشادر الممدد .
 فسر لماذا لا يتشكل راسب في المحلول الحاوي على NH_4Cl .
 سؤال: أملأ الجدول التالي :

الجدول (6-9)

	Mn^{+1}	Mn^{+2}	Mn^{+3}	Mn^{+4}	Mn^{+5}	Mn^{+6}	Mn^{+7}
اللون							
المركب الموافق							
درجة استقرارها							
حدد هل هي حمضية أم قلووية أم مذبذبة							

تجربة (9-24): تحديد ألوان الشوارد لبعض المعادن الانتقالية

التجربة الأولى :

أضف (5 cm³) من محلول رقم (1) إلى أنبوب اختبار ثم سخن (5cm³) من المحلول رقم (2) في أنبوب اختبار آخر وعند الغليان أضف محتويات الأنبوب الثاني إلى الأول . ماذا تلاحظ ؟ حدد المواد المتفاعلة واكتب معادلة التفاعل .

التجربة الثانية :

أضف (1cm³) من محلول رقم (3) إلى أنبوب اختبار ثم أضف عدة قطرات من المحلول رقم (4) ماذا تلاحظ ؟

أضف بعد ذلك كمية كافية من المحلول رقم (5) حتى انحلال الراسب . أضف بعد ذلك (1cm³) من المحلول (14) وسخن على حمام مائي مدة دقيقتين .

التجربة الثالثة :

أضف (2cm³) من محلول رقم (1) إلى أنبوب اختبار . أضف له بعد ذلك (2cm³) من المحلول رقم (6) ماذا تلاحظ ؟ حدد المواد المتفاعلة . واكتب معادلة التفاعل .

التجربة الرابعة :

أضف (2cm³) من محلول رقم (7) إلى أنبوب اختبار ثم أضف له (1cm³) من محلول رقم (8) أضف بعد ذلك (1cm³) من محلول رقم (9) ماذا تلاحظ ؟ حدد المواد المتفاعلة واكتب معادلة التفاعل .

التجربة الخامسة :

أضف (2cm³) من محلول رقم (7) إلى أنبوب اختبار ثم أضف (1cm³) من محلول رقم (4) ماذا تلاحظ؟ أضف بعد ذلك (2cm³) من محلول رقم (8) ماذا تلاحظ؟ حدد المواد المتفاعلة. واكتب معادلة التفاعل.

التجربة السادسة :

خذ ثلاثة أنابيب اختبار واسكب في كل أنبوب من هذه الأنابيب الثلاثة عدة قطرات من محلول $KMnO_4$. أضف بعد ذلك إلى الأنبوب الأول ($1cm^3$) من المحلول رقم (8) وإلى الأنبوب الثاني ($1cm^3$) من المحلول رقم (4) واترك الأنبوب الثالث دون إضافة أي شيء للمقارنة . أضف إلى كل أنبوب كمية صغيرة جداً من مسحوق كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3 وحرك جيداً . ما الذي تلاحظه ؟ حدد المواد المتفاعلة واكتب معادلة التفاعل .

التجربة السابعة :

خذ أنبوبي اختبار واسكب في كل أنبوب من هذين الأنبوبين ($2cm^3$) من المحلول رقم (10) أضف إلى الأنبوب الأول ($1cm^3$) من المحلول (11) وأضف إلى الأنبوب الثاني الكمية نفسها لكن من المحلول رقم (12) . ما الذي تلاحظه ؟ حدد المواد المتفاعلة واكتب معادلة التفاعل .

التجربة الثامنة :

أضف ($2cm^3$) من محلول رقم (13) إلى أنبوب اختبار أضف بعد ذلك ($2cm^3$) من محلول رقم (11) ما الذي تلاحظه ؟ حدد المواد المتفاعلة واكتب معادلة التفاعل .

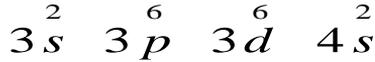
9-7- تجارب على معدن الحديد والكوبالت والنيكل

تشكل الفصيلة VIII B زمرة الحديد والمعادن البلاتينية تشمل الثلاثية الأولى من هذه الفصيلة الحديد والكوبالت والنيكل وتعرف بزمرة الحديد .

9-7-1- المركبات الملونة للحديد

تحتوي ذرة الحديد في طبقتها الخارجية الطبقات المجاورة لها على (14) إلكترونات

موزعاً كما يلي :

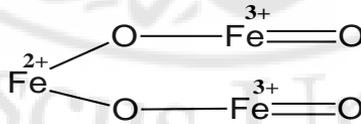


وهكذا فالبنية الإلكترونية الخارجية للحديد هي $3d^6 4s^2$ أي أنها تحوي إلكترونين في طبقتها الخارجية وتحوي في المدار d من الطبقة ما قبل الخارجية (6) إلكترونات.

وهكذا فذرة الحديد قادرة على أن تخسر 8 إلكترونات ويكون لها التكافؤ الأعظمي 8 لكن للحديد التكافؤان المميزان (2) و(3) أما أعلى تكافؤ له فهو (6) وهو نادر جداً .

يتوضع الحديد في سلسلة الكمون (السلسلة الكيميائية) قبل الهيدروجين لذا يتفاعل مع الحموض الممددة مثل HCl و H_2SO_4 مطلقاً الهيدروجين ومشكلاً أملاح الحديدي (Fe^{2+}) أما مع الحموض المؤكسدة والمركزة ومع التسخين فتتأكسد شوارد الحديدي Fe^{2+} إلى شوارد الحديد Fe^{3+} . أما إذا كانت الحموض ذات تركيز عالٍ فإن الحديد لا يتفاعل معها ، ذلك لأنه ببساطة يشكل طبقة رقيقة من الأكاسيد الموقية .

تفاعل الحديد مع الأكسجين يكون وفق الشروط التي يتم بها التفاعل فهو يشكل أكسيد الحديدي FeO وأكسيد الحديد Fe_2O_3 وعند الاحتراق يتشكل Fe_3O_4 إلى جانب الأوكسيدين السابقين الذي يعد متفرعاً من ملح حديد ثنائي التكافؤ وميتا حمض الحديد حسب الصيغة التالية :

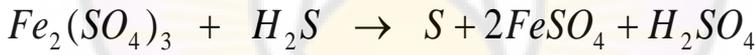


يشكل الحديد II أوكسيداً يوافق الهيدروكسيد $Fe(OH)_2$ في الخواص الكيميائية ، يبدي خواصاً قلوية فيتفاعل مع الحموض معطياً أملاحاً ، تأخذ هذه

الأملاح في الحالة البلورية لوناً أخضر مصفراً على الغالب مثل ملح $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ وملح مور $\text{FeSO}_4(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ تتأكسد أملاح الحديد II سواءً كانت في الحالة الصلبة أم في حالة محاليل بسهولة لدى وجودها في الهواء إلى أملاح الحديد الثلاثي التكافؤ .

أما في مركبات الحديد III فنلاحظ أن الهيدروكسيد $\text{Fe}(\text{OH})_3$ يبدي خواص قلوية ويشكل أملاحاً عند تفاعله مع الحموض مثل FeCl_3 و $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ أما في المحاليل القلوية المركزة والساخنة فإنه ينحل جزئياً مشكلاً ملح ميتا حمض الحديد (HFeO_2) الذي تدعى شرسبته بالفيريت (الحديديت) مثل فيريت (حديديت) NaFeO_2 .

تعد أملاح الحديد III مؤكسدات ضعيفة تتفاعل مع المرجعات وتشكل نواتج Fe^{2+} كما في التفاعل التالي :



تشكل الشوارد Fe^{2+} و Fe^{3+} مركبات معقدة ملونة من أهمها فرو سيانور البوتاسيوم $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ الذي يشكل مع شاردة الحديد مركباً أزرق صعب الانحلال يعرف باسم أزرق بروسيا أو أزرق تورنبول Turnball أما إضافة محلول ثيوالسيانيد فتشكل معقدات منحلة حمراء قانية كما يعطي فري سيانور البوتاسيوم $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ مع شاردة الحديدي أزرق بروسيا كذلك $\text{KFe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6$ أما إضافة محلول حديد السيانيد فيشكل راسب أزرق تورنبول .

التجارب المطلوبة :

المواد اللازمة :

برادة الحديد، حمض آزوت (ممدد ومركز)، حمض كلور الماء HCl (ممدد)
ومركز)، حمض كبريت H₂SO₄ (ممدد ومركز)، مسمار حديد كبير، محلول
كبريتات النحاس CuSO₄ (2N)، ملح مور (NH₄)₂[Fe(SO₄)₂].6H₂O،
محلول فري سيانور البوتاسيوم K₃[Fe(CN)₆] (0.5 N)، ماء البروم، محلول
ثاني كرومات البوتاسيوم K₂Cr₂O₇ (0.1N)، محلول فوق منغنات البوتاسيوم
(برمنغنات البوتاسيوم) KMnO₄ (0.05N)، محلول كلوريد الحديد الثلاثي
Na₂CO₃ (0.5N) FeCl₃، ورق عباد شمس، محلول كربونات الصوديوم
(0.5N)، محلول تيو سيانات البوتاسيوم (KSCN) (0.05N)، محلول
كبريتيت الصوديوم Na₂SO₃ (0.5N)، محلول يود البوتاسيوم KI (0.05 N)
محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH (0.5 N) .

تجربة رقم (9-25): خواص الحديد

طريقة العمل :

ضع على حامل أنابيب ثلاثة أنابيب نظيفة وجافة .

ضع في كل أنبوب من هذه الأنابيب قطعة من الحديد .

أ- أضف إلى : الأنبوب (1) HCl ممدد ، الأنبوب (2) : H₂SO₄ ممدد ،
الأنبوب (3) HNO₃ (ممدد).

لاحظ ما يحدث. اكتب معادلات التفاعل :



ب- أعد التجارب السابقة أضف في هذه المرة إلى الأنبوب: (1) HCl (مركز)،
الأنبوب (2) H₂SO₄ (مركز) ، الأنبوب (3) HNO₃ (مركز) .
سخن بلطف الأنبوب (2) الحاوي على H₂SO₄ (مركز) والأنبوب (3) الحاوي
على HNO₃ (مركز) .

ما الفرق الذي حدث ؟

اكتب معادلات التفاعل .

ج - اغمس بحذر في الأنبوب (3) الحاوي على حمض الآزوت المدخن مسماراً
حديدياً كبيراً .

ارفعه بعد ذلك واغسله بالماء .

ضعه الآن في محلول كبريتات النحاس .

ما الذي يحدث ؟ اكتب معادلة التفاعل .

تجربة (9-26): خواص أملاح الحديد ثنائي التكافؤ

أ- أضف إلى أنبوب اختبار (1cm³) من محلول كلوريد الحديدي FeCl₂ أو
محلول ملح مور .

أضف بعد ذلك (1cm³) من ملح فري سيانور البوتاسيوم K₃[Fe(CN)₆]
(0.5 N) .

ماذا تلاحظ ؟ اكتب معادلة التفاعل .

ب- أعد الخطوات ذاتها في التجربة (أ) لكن مع إضافة محلول فرو سيانور البوتاسيوم $K_4[Fe(CN)_6]$ في هذه المرة. ماذا يتشكل؟ اكتب معادلة التفاعل.
 ج- خذ ثلاثة أنابيب اختبار نظيفة وضعها على الحامل .
 أضف إلى كل أنبوب من هذه الأنابيب ($1cm^3$) من محلول ملح مور.
 حمض الأنابيب الثلاثة بحمض الكبريت .
 أضف إلى الأنبوب (1) ماء البروم، (2) : ثاني كرومات البوتاسيوم ، (3) محلول برمنغنات البوتاسيوم .

ماذا يحدث في كل أنبوب من الأنابيب الثلاثة .
 اكتب معادلات التفاعل .

كيف يمكن التأكد من وجود شوارد الحديد Fe^{2+} في المحلول أم لا؟



تجربة (9-27): خواص أملاح الحديد الثلاثي التكافؤ

أ- خذ محلول ملح كلوريد الحديد $FeCl_3$ III (0.5N) بلل به ورقة عباد الشمس لمعرفة الوسط هل هو حمضي أم قلوي ؟

ب- اسكب في أنبوب اختبار ($1cm^3$) من محلول ملح مور (0.5 N) .

صب في الأنبوب : (1) قليلاً من HCl المركز . لاحظ تغير اللون .

مدد الأنبوب (2) بإضافة ماء وسخن من جديد . لاحظ تغير لون المحلول .

فسر نتائج هذه التجربة .

ج- خذ أنبوبي اختبار .

اسكب في كل أنبوب من هذين الأنبيين (1cm^3) من محلول كلوريد الحديد

. (0.5 N) III

اسكب في الأنبوب الأول بضع نقاط من محلول ثيو سيانات البوتاسيوم KSCN

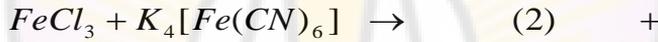
. (05 N)

اسكب في الأنبوب (2) عدة نقاط من محلول فرو سيانور البوتاسيوم

. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

حدد المركب الذي يتشكل في كل من الأنبيين (1) و(2) ولونه ؟

اكتب معادلتى التفاعل .



د- ضع ثلاثة أنابيب اختبار على حامل.

اسكب في كل أنبوب من هذه الأنابيب (2cm^3) من محلول كلوريد الحديد III

اسكب في الأنبوب : (1) محلول كبريتيت الصوديوم (0.5 N) وفي (2) محلول

يود البوتاسيوم (0.5) ودع (3) كما هو من أجل المقارنة .

ماذا يتشكل ؟ صف كيف يتغير اللون .

اكتب معادلتى التفاعل .



هـ- ضع في أنبوب اختبار (1cm^3) من محلول كلوريد الحديد ثلاثي التكافؤ
III (0.5 N) .

أضف له (1cm^3) من محلول هيدروكسيد الصوديوم (0.5N).
ما هو الراسب المتشكل (5) وما هو لونه؟ اكتب معادلة التفاعل، ثم ادرس تأثير
الحموض والقلويات على هذا الناتج وحدد فيما إذا كان هذا الناتج حمضياً أم
قلوياً أم مذبذباً.
سمّ المركب الذي حصلت عليه من التجارب السابقة وحدد لونه. ضع ذلك في
الجدول التالي:

الجدول (7-9)

	(1)	(2)	(3)	(4)	(5)
اسم المركب					
لونه					

فحص المجهول:

لديك المجهول التالي:

ضع في أنبوب اختبار نظيف (2cm^3) من كلوريد الحديد .
أضف للأنبوب السابق قدراً من المجهول المعطى إليك .
حدد ما الذي يحويه مجهولك . اكتب معادلة التفاعل ووازن المعادلة وحدد اللون

7-9-2- المركبات الملونة للكوبالت

مقدمة نظرية:

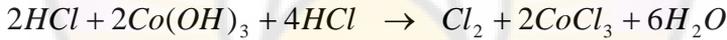
إن البنية الإلكترونية الخارجية لذرة الكوبالت هي $3d^7 4s^2$.

يشكل الكوبالت شوارد موجبة مختلفة أكثرها استقراراً Co^{+2} و Co^{+3} .

يقع الكوبالت في سلسلة الكمون (السلسلة الكهركيميائية) فوق الهيدروجين . لذا فهو يتأثر بالحموض الممددة حيث يشكل أملاح الكوبالت الثنائية التكافؤ ويحرر الهيدروجين .

يشكل الكوبالت أوكسيد الكوبالتي CoO الأخضر المائل إلى الرمادي والأوكسيد Co_2O_3 الأسود الرمادي وهيدروكسيداتهما $Co(OH)_2$ و $Co(OH)_3$ غير المنحلة في الماء والتي تتميز بخواص قلوية .

نحصل عند تأثير الحمض الممدد على $Co(OH)_2$ على أملاح الكوبالت الثنائية التكافؤ . ولا يمكن الحصول على أملاح الكوبالت الثلاثية التكافؤ $Co(OH)_3$ ذلك لأنه مؤكسد قوي يرجع أثناء الانحلال إلى أملاح Co^{2+} كما يلي :



تتميز أملاح الكوبالت II كما في $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ و $CoSO_4 \cdot 6H_2O$ و $Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ بألوان وردية وتتلون في الحالة اللامائية بلون أزرق . يأخذ الكوبالت في مركباته المعقدة عدداً تساندياً يساوي 4 أو 6 .

التجارب :

المواد اللازمة :

محلول كلوريد الكوبالت II $CoCl_2$ (0.5 N) ، محلول هيدروكسيد الصوديوم (2N) ، هيدروكسيد الأمونيوم المركز NH_4OH ، حمض كلور الماء المركز HCl ، مسحوق $CoCl_2$ ، محلول مشبع من تيو سيانات البوتاسيوم ، محلول

الإيثير $(C_2H_5)_2O$ ، ماء البروم ، ماء أكسجين 3% H_2O_2 ، محلول حمض

الخل CH_3COOH (2 N) ، محلول نترات البوتاسيوم KNO_3 (1N) .

1 - مركبات الكوبالت II:

تجربة (9-28): هيدروكسيد الكوبالت II

أضف إلى أنبوب الاختبار $(1cm^3)$ من محلول كلوريد الكوبالت II (0.5 N) .
نقط عليه نقطة فنقطة من محلول هيدروكسيد الصوديوم (2 N) إلى أن يتشكل
راسب .

ما هو هذا الراسب وما لونه ؟

أضف كمية زائدة من هيدروكسيد الصوديوم المركز والساخن .

ما هو اللون الذي سوف يتغير إليه لون الراسب ؟

ماذا يحدث لهيدروكسيد الكوبالت II فيما لو ترك في الهواء .

اكتب معادلة التفاعل :



أعد التجربة السابقة مستخدماً ماءات الأمونيوم المركزة في هذه المرة .

أضف في البدء كمية بسيطة ثم زائدة من ماءات الأمونيوم . ما الذي يتشكل ؟

اكتب معادلة التفاعل وحدد العدد التساندي للمعقد الناتج .

ضع عدة بلورات من كلوريد الكوبالت II في أنبوب اختبار ورطبها بقطرات من

الماء .

لاحظ اللون الذي يتغير إليه لون البلورات.

أضف حمض كلور الماء المركز. ما هو لون المحلول الناتج؟ مم تتكون هذا النواتج؟ اكتب معادلة التفاعل.

تجربة رقم (9-29): تحضير رباعي أوكسيد ثيو سيانات كوبالتات II البوتاسيوم اسكب في أنبوب اختبار (2cm^3) من محلول كلوريد الكوبالت II (2N) أضف إليه (2cm^3) من محلول مشبع من ثيو سيانات البوتاسيوم. لاحظ تغير اللون. اكتب معادلة التفاعل:



أضف إلى الناتج الذي حصلت عليه الماء قطرة فقطرة حتى يتغير لون المحلول من اللون _____ إلى اللون الوردي.

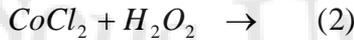
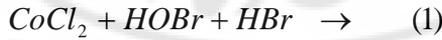
أضف إلى الأنبوب السابق (2cm^3) من الإيتر وامزج جيداً. ما هو لون طبقة الإيتر؟ فسر ما يحدث.

2 - مركبات الكوبالت الثلاثي III.

تجربة (9-30): هيدروكسيد الكوبالت الثلاثي III

اسكب في كل من أنبوبي الاختبار (1) و (2) مقدار (1cm^3) من محلول كلوريد الكوبالت (II).

أضف إلى الأنبوب الأول ماء البروم وإلى الأنبوب الثاني الماء الأكسجيني 3%.



أضف إلى الأنبوبين السابقين محلول هيدروكسيد الصوديوم.

ماذا يحدث . اكتب معادلتني التفاعل :



تجربة (9-31): أوكسيد الكوبالت III

ضع عدة بلورات من نترات الكوبالت (II) في أنبوب اختبار وسخن على لهب مصباح بنزن .

كيف تحدد نهاية التفاعل ؟

ضع كمية صغيرة من المركب الذي حصلت عليه في أنبوب اختبار .

عالج هذه الكمية بحمض كلور الماء المركز. ما هو الغاز المنطلق؟ اكتب معادلة التفاعل .



تجربة (9-32): تحضير سداسي نثرو كوبالتات III البوتاسيوم

ضع (2 cm³) من محلول كلوريد الكوبالت II (2 N) في أنبوب اختبار .

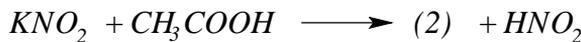
أضف إلى الأنبوب السابق كمية قليلة من حمض الخل (2 N).

أضف بعد ذلك (2cm³) من محلول نثريت البوتاسيوم (1 N) .

سخن المزيج الحاصل .

ما هو الغاز المنطلق ؟ وما هو الراسب المتشكل ؟

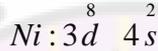
أتمم المعادلات التالية :





9-7-3- المربكات الملونة للنیکل

مقدمة نظرية : إنَّ البنية الإلكترونية لذرة النيكل في الطبقة السطحية وما قبلها هي كالتالي :

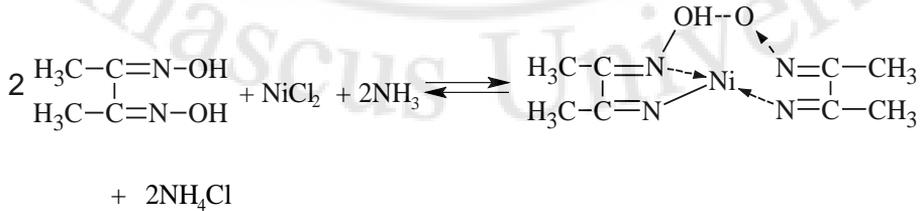


وهكذا يكون لمعدن النيكل أعداداً مختلفة من الشوارد الموجبة أكثرها استقراراً Ni^{+2} ، Ni^{+3} .

يعد النيكل معدناً فعالاً يتأكسد بالحموض الممددة بسهولة ويشكل أملاح النيكل الثنائية التكافؤ متلوناً باللون الأخضر ومطلقاً الهيدروجين .

يشكل النيكل الأوكسيد NiO الأخضر والأوكسيد Ni_2O_3 الأسود والهيدروكسيدات $Ni(OH)_2$ و $Ni(OH)_3$ اللذان يتمتعان بخواص قلوية ، ولكن عند انحلال $Ni(OH)_3$ في الحموض فإنه يتم الحصول على أملاح النيكل ثنائية التكافؤ نتيجة لإرجاع Ni^{+3} و Ni^{+2} .

يشكل النيكل ثنائي التكافؤ معقدات ذات أعداد تساندية 4 و 6 كما أن النيكل ثنائي التكافؤ يشكل مع كاشف دي ميتيل غليوكسيم في الوسط النشاردي أو في وسط حمض الخل راسب أحمر وردي من ثنائي دي ميتيل غليوكسيم النيكل وهذا التفاعل نوعي للكشف عن N^{+2} حيث يحدث التفاعل التالي :



المواد اللازمة :

محلول كبريتات النيكل II (0.5N) ، محلول هيدروكسيد الصوديوم (1N) ، حمض الكبريت الممدد ، محلول نترات النيكل II (0.5 N) ، محلول ماء جافيل ، حمض كلور الماء المركز ، محلول كبريتات الصوديوم (1N) ، محلول كربونات الصوديوم (1N) ، هيدروكسيد الأمونيوم (1N) ، محلول مشبع من كلور الأمونيوم ، محلول كحولي مائي من دي ميتيل غليوكسيم .

مركبات النيكل II:

تجربة (9-33): هيدروكسيد النيكل II

اسكب في أنبوب اختبار (1cm^3) من محلول كبريتات النيكل (0.5 NiSO_4 N).

أضف إلى لمحلول السابق (1cm^3) من محلول هيدروكسيد الصوديوم (1 N). ما هو لون الراسب المتشكل؟ أتمم المعادلة:



سخّن هيدروكسيد النيكل II الذي حصلت عليه بلطف مدة بسيطة وأضف بحذر تحت ساحة الهواء بضع نقاط من ماء البروم .

نلاحظ هنا أن Ni^{+2} تتأكسد إلى أوكسيد ما هو هذا الأوكسيد وما هو لونه؟ أتمم المعادلة التالية :



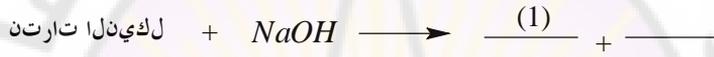
تجربة رقم (9-34): أوكسيد النيكل

خذ كمية بسيطة من محلول نترات النيكل وأضف لها مع التحريك قليلاً من محلول هيدروكسيد الصوديوم (1 N). أضف للأنبوب السابق قليلاً من محلول ماء جافيل .

دع المزيج عدة ساعات حتى تتوقف انطلاق فقاعات الأكسجين .

سخن حتى الغليان .

دع المزيج يستقر .



خذ كمية من أوكسيد النيكل في أنبوب اختبار .

أضف له حمض كلور الماء المركز .

ماذا يتشكل ؟

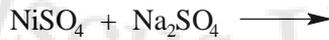


تجربة رقم (9-35): أملاح النيكل غير المنحلة

خذ (1cm³) من محلول كبريتات النيكل (0.5 N) .

أضف لها محلول كبريتيت الصوديوم (1 N) .

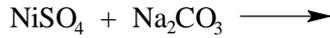
ماذا يحدث ؟ أتمم المعادلة:



خذ (1cm³) من محلول كبريتات النيكل (0.5 N) .

أضف لها محلول كربونات الصوديوم (1 N) .

ما لون الراسب المتشكل ؟ أتمم المعادلة :



تجربة رقم (9-36): معقدات النيكل النشارية

صب (1cm³) من محلول نترات النيكل II (0.5 N) في أنبوب اختبار.

أضف له قليلاً من محلول النشار (1 N) .

ما هو الراسب المتشكل ؟ وما هي صيغته ؟

أضف كمية زائدة من محلول النشار . ماذا تلاحظ ؟

خذ (25g) من كلوريد النيكل II وحلها في أقل كمية ممكنة من الماء .

أضف الكمية نفسها من محلول النشار 25% إلى أن يتشكل راسب في البدء لا يلبث أن ينحل كلياً بعد ذلك. رشح المحلول. أضف للرشاحة محلول مشبع من

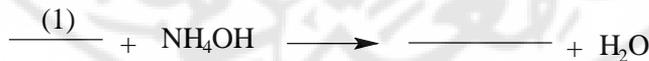
كلوريد الأمونيوم ومحلول النشار (2 N) عند درجة الحرارة C° (25 - 30)

وإلى أن يترسب معقد هكسا أمين النيكل II [Ni(NH₃)₆]Cl₂ .

رشح الراسب المتشكل على قمع بوشنر .

جفف الراسب في درجة حرارة لا تزيد عن (100C°).

أتمم المعادلتين التاليتين :



تجربة (9-37): الكشف عن شاردة النيكل بتفاعل جوكايف

اسكب في كأس زجاجي (50cm³) من الماء و (0.5cm³) من أحد أملاح

النيكل II المنحلة (0.5 N) ونفس الكمية من محلول النشار .

أضف قطرة فقطرة مع التحريك الجيد والمستمر المحلول الكحولي المائي من دي
ميتيل غليوكسيم .

ماذا يتشكل ؟ ما هو لون الراسب ؟

فسّر السبب وراء إضافة النشادر، واكتب معادلة التفاعل.





الفصل العاشر
تحضير الأصبغة

تحضير الأصبغة

10-1- تحضير أحمر بارا Para Red

مقدمة : تعد الأمينات من المركبات الهامة نظراً لتوافرها واستخداماتها المتنوعة .
تم فصل الأمينات العطرية لأول مرة من قطران الفحم الناتج الثانوي الناجم عن
عملية تسخين الفحم بغياب وجود الأكسجين .

الأنيلين : يشكل الأنيلين أبسط المركبات العطرية الأمينية . أما المركبات العطرية
الأمينية فينظر إليها كمركبات وسطية في عملية الاصطناع العضوي حيث يتم
تحويلها إلى مشتقات متنوعة عن طريق أملاح الديازونيوم .

تمثل هذه التجربة عملية اصطناع عضوية تبدأ بأخذ أبسط المركبات العطرية
الأمينية حيث نحصل خلال عدد من المراحل على أحد المشتقات الذي هو
(أحمر بارا) هذا المشتق الذي له أهمية صناعية وخاصة في صباغة الأنسجة .
أما تحضير واصطناع هذا الصباغ فيتم وفق عدد من المراحل هي :

1 - تحضير الأسيت أنيليد .

2 - تحضير بارا - نثرو أسيت أنيليد .

3 - حلمهة بارا - نثرو أسيت أنيليد .

4 - تحضير ملح الديازونيوم وتفاعلاته .

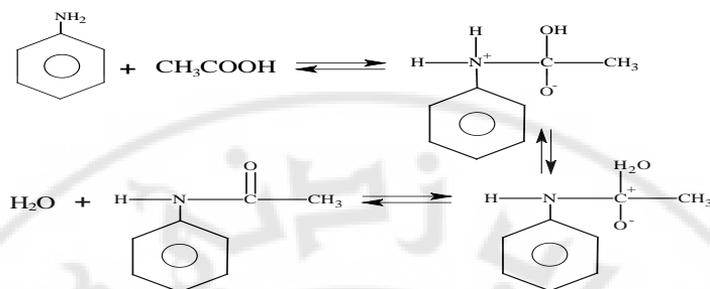
أ- تحضير ملح الديازونيوم .

ب- اصطناع بارا - يود نيترو بنزين .

ج- صباغة قطعة قماش بأحمر بارا .

د- اصطناع أحمر بارا .

تجربة (1-10): تحضير الأسيت أنيليد



الأجهزة والأدوات :

مكثف ، مقياس حرارة ، قمع بوشنر ، قمع زجاجي ، قمع فصل ، قطع منظمتان
غليان ، أوراق ترشيح ، حوجلة مدورة ، دوارق مخروطية حجمها كما

يلي: $(600 - 250 - 125 - 100) \text{ cm}^3$.

المواد الكيميائية :

أنيلين - بارا نيترو أنيلين - حمض خل ثلجي - حمض آزوت (مركز - ممدد 1
M) - ثلج - محلول هيدروكسيد الصوديوم (1.9 M) ، نترت
الصوديوم (2.5M) يود البوتاسيوم ، α -نافتول نقيه ، أمونيا مركزة ، كلور الأمونيوم
(1-2%) .

طريقة العمل :

1-ضع 5 cm^3 من الأنيلين و 6.5 cm^3 من حمض الخل الثلجي في دورق
مخروطي سعة 125 cm^3 وأوصل هذا الدورق بمكثف .

2-أضف عدداً من قطع منظمتان الغليان ثم اغل المزيج لمدة ثلاث ساعات .

3-صب المزيج وهو ساخن في بيشر يحتوي على 60 cm^3 من الماء البارد
وحرك المزيج أثناء الإضافة . تتشكل بعد الانتهاء من الإضافة مادة صلبة هي
الناتج المطلوب .

1- رشح المزيج واغسل الصلب الناتج بكمية من الماء البارد حوالي (5 cm³)

2- اجمع الناتج وذوبه في الماء الساخن من أجل إعادة البلورة .

3- دع المحلول يبرد ويشكل بلورات .

4- رشح على قمع وجفف .

5- زن وحدد المردود .

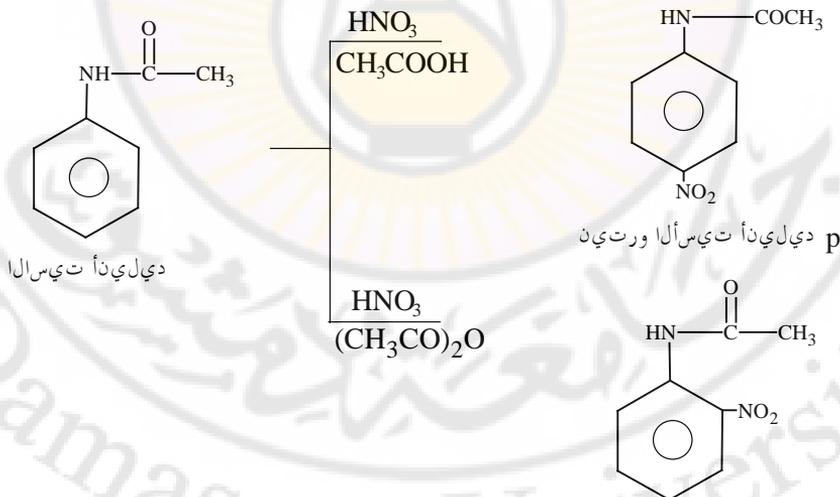
احتفظ بالراسب للخطوة الثانية.

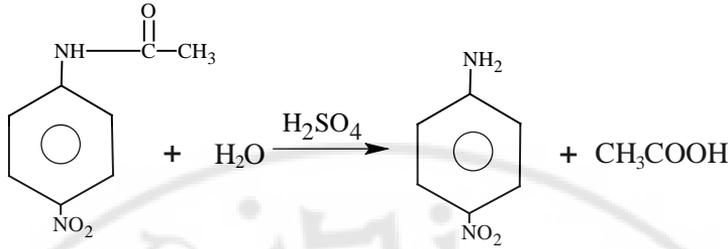
تجربة رقم (10-2): تحضير بارا نيترو الأسيت أنيليد

يتشكل لدى نترجة الأنيلين مباشرة مزيج من مركبات نيترو أنيلين إلى جانب نواتج

أكسدة الأنيلين. قمنا في التجربة السابقة بتحويل الأنيلين إلى مشتقه الأسيت

أنيليد:





طريقة العمل:

1- أضف (27g) من الأسيت أنيليد إلى (50cm³) من حمض الخل الثلجي في دورق مخروطي سعة (250cm³)، ثم أضف للمزيج (50cm³) من حمض الكبريت المركز تدريجياً مع التحريك المستمر ، ترتفع درجة حرارة المزيج ويذوب الأسيت أنيليد بشكل كامل .

2- ضع الدورق المخروطي في حمام ثلجي مملح راقب درجة الحرارة حتى تصل إلى (5-10C°) . بعدها حافظ على برودة المحلول ضمن هذه الدرجة .

3- حضر محلولاً يتألف من (15cm³) من حمض الآزوت المركز وضعه في قمع فصل.

4- أضف المحلول الحمضي المحضر في الخطوة 3 من خلال قمع فصل إلى المزيج السابق الذي في الدورق المخروطي (في الخطوة رقم 2) مع التحريك المستمر على شكل قطرات مع الانتباه لمراقبة درجة الحرارة والتحريك أثناء الإضافة . هذا ويجب التوقف عن إضافة الحمض لدى ارتفاع درجة الحرارة وعندما تزيد درجة الحرارة هذه عن (20C°).

بعد الانتهاء من إضافة المحلول الحمضي ، دع المزيج مدة 20 دقيقة وراقب درجة حرارة المحلول وأضف بعض الثلج بحيث تحافظ على درجة حرارة ثابتة لا تزيد عن (20C°).

- 5- انقل الآن المزيج إلى بيشر يحتوي على ماء بارد (2000cm^3) يحتوي على حوالي (100g) من الثلج. سوف تلاحظ تشكل مادة صلبة هي عبارة عن أورتو وبارا نترو أسيت أنيليد ، حرك لعدة دقائق بشكل مستمر ، رشح بعد ذلك على قمع بوشنر واغسل الراسب بواسطة (400cm^3) من الماء البارد على دفعات حتى يصبح pH الجزء الأخير من الرشاحة (pH=5.0-6.0).
ملاحظة : ربما احتجت إلى كمية كبيرة من الماء قد تبلغ ليتين إلى أن تحصل على الـ pH المطلوب، احتفظ بالرشاحة كي تستعملها فيما بعد .
- 6- المادة الصلبة التي حصلت عليها هي المماكب ل بارا - نترو الأسيت أنيليد المطلوبة. جففها وعين وزنها وحدد المردود .
- 7- خذ الرشاحة السابقة التي تحوي على أورتو نترو الأسيت أنيليد وبردها على حمام ثلجي إلى أن يترسب المركب أورتو على شكل بلورات إبرية صفراء اللون .
رشح الراسب وجففه وزنه وعين المردود .
تجربة رقم (10-3): حلمة بارا نترو الأسيت أنيليد
- 1- خذ (20g) من مركب بارا نترو الأسيت أنيليد الذي حضرته وضعه في حوجلة مدورة وأضف إليه (50cm^3) من الماء .
- 2- أضف للمزيج السابق وبيطاء (50cm^3) من حمض الكبريت المركز مع التحريك المستمر (للحوجلة) ليصار إلى المزج جيداً . إلى أن تنتهي تماماً من إضافة الحمض .
- 3- صل الحوجلة بمكثف ثم اغل المزيج لمدة (30) دقيقة ثم اغل المزيج لمدة (30) دقيقة إلى أن ينتهي تفاعل الحلمة خلال التسخين .

4- برد الحوجلة ثم صب محتوياتها داخل بيشر يحتوي g (100) من الثلج و (200cm³) من الماء البارد .

5- أ ضف إليها كمية من محلول هيدروكسيد الصوديوم (19 M) إلى أن يبلغ pH المحلول (pH=4.5-5.0) مع مراعاة التحريك الجيد أثناء الإضافة .

6- الراسب المتشكل هو مركب بارا نترو أنيلين. رشحه ثم اغسله بعد ذلك بكمية فائضة من الماء لتخلص بشكل كامل من الحمض ومن أي ملح لا عضوي.

7- خذ الناتج وأعد بلورته من الإيثانول إذا كان ذلك ضرورياً .

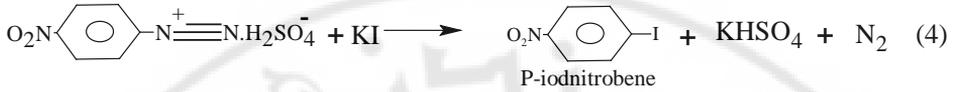
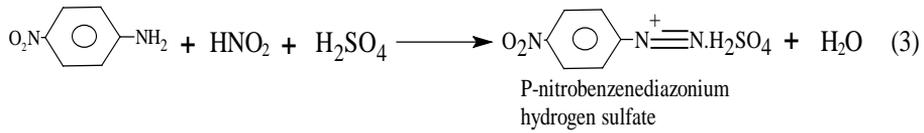
8- جفف البلورات واحسب المردود بعد الوزن.

9- احتفظ بالناتج من أجل التجارب التالية .

10-2- ملح الديازونيوم وتفاعلاته

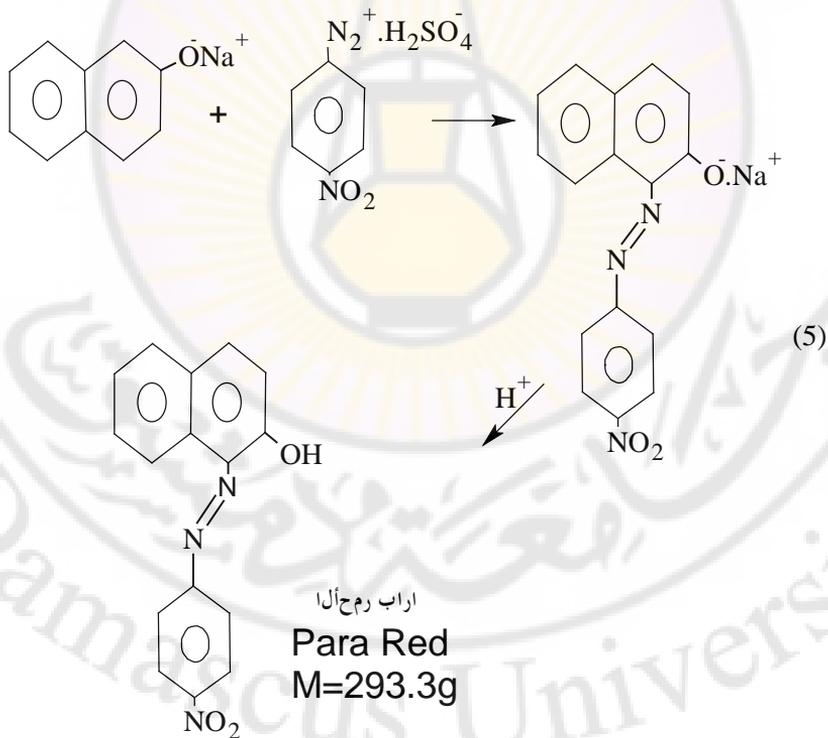
يعتبر تفاعل الديازنة لأمينات العطرية الأولية من التفاعلات المفيدة في الاصطناع العضوي ، نستطيع من خلاله إدخال مجموعات وظيفية مختلفة على الحلقة العطرية.

في التجربة الأولى من سلسلة تجارب التفاعلات التالية نفاعل ملح الديازونيوم المتشكل مع يود البوتاسيوم في وسط مائي (التفاعلين 3 و 4) على شكل تفاعل إزاحة نيكوفيلي:



سوي س ل س 171 ره ص ن ا ل ا ة ج ر د
غ 249 ة ي ل و م ل ا ة ل ت ك ل ا

وفي التجربة الأخرى سوف يتم تحضير صبغ ديازو عضوي حسب المعادلات التالية:



كما هو واضح ، فإن وجود ذرة أكسجين على حلقة النفتالين تنشط بقوة تجاه الهجوم الإلكتروني لشاردة الديازونيوم الموجبة الشحنة .
أمر هام لا بد من التنويه إليه هو أن درجة حرارة مزيج التفاعل يجب أن تحافظ على ما دون ($10C^{\circ}$). خلال تحضير ملح الديازونيوم وحفظه حتى لا يتحلله إلى بارا نترو فينول كما هو مبين في المعادلة .

تجربة رقم (10-4): طريقة تحضير ملح الديازونيوم

1- ضع في دورق مخروطي يحتوي ($50cm^3$) من الماء و ($5cm^3$) من حمض الكبريت المركز . اضع للحمض (5g) من بارا نتروانيلين مع مراعاة التحريك الجيد والحفاظ على درجة حرارة للمزيج تقع بين ($5-10C^{\circ}$). يتم تحقيق ذلك باستخدام حمام ثلجي مملح

2- أضع ببطء قطرة فقطرة ومع تحريك هذا المزيج المبرد محلول (2.5g) من نترات الصوديوم $NaNO_2$ المذابة في ($109cm^3$) من الماء .
ملاحظة يمكن الحفاظ على درجة الحرارة المطلوبة وذلك بالتحكم بمعدل إضافة نترات الصوديوم للمزيج .

3- بعد الانتهاء من إضافة محلول نترات الصوديوم ، نحصل عن ملح الديازونيوم المطلوب الذي سوف نستخدمه في التجارب اللاحقة ، لذا يجب المحافظة على درجة حرارته بحيث لا تزيد على عشر درجات مئوية إطلافاً .

تجربة رقم (10-5): طريقة اصطناع بارا يودو بنزو بنزن

1- أضع ببطء ($25cm^3$) من محلول ملح الديازونيوم البارد إلى محلول يتكون من (4.2g) من يود البوتاسيوم المنحل في ($20cm^3$) من الماء والموجود في بيشر سعة ($600cm^3$). بما أنه يحتمل تشكل رغوة كثيرة أثناء التفاعل بسبب

انطلاق غاز الآزوت (النروجين) ، لذا يفضل أن يجري التفاعل في وعاء كبير الحجم حتى لا تفقد بعض مواد التفاعل مع الرغوة .

2- بعد الانتهاء من الإضافة ، يكون قد تشكل راسب ، لذا رشح الراسب على قمع بوشنر واجمع الراسب وأعد بلورته من غول الإيتانول (95%) .

3- اجمع البلورات وجففها وزنها واحسب المردود .

تجربة رقم (10-6): صباغة قطعة من القماش القطني بواسطة احمر بارا

1- خذ (0.5g) من 2 نافتول (بيتا-نافتول) وضعها في بيشر يحوي (100cm³) من الماء الساخن، ثم أضف للمزيج الساخن محلول هيدروكسيد الصوديوم (2.5 M) قطرة فقطرة مع التحريك المستمر حتى يذوب حوالي ثلاثة أرباع مركب بيتا نافتول .

ملاحظة : إن إضافة كمية زائدة من محلول هيدروكسيد الصوديوم قد تؤدي إلى تفكك ألياف قطعة القماش ، لذا يجب توخي الحذر وتجنب إضافة زيادة من هيدروكسيد الصوديوم

2 - خذ بيشر آخر وضع فيه (5cm³) من ملح الديازونيوم البارد ومدده بالماء حتى يصبح حجمه (20cm³) .

3 - ضع قطة القماش القطنية البيضاء في محلول الديازونيوم المحضر إلى أن تبتل بشكل كامل مستخدماً قضيباً زجاجياً .

4 - دع قطعة القماش عدة دقائق في المحلول ، أخرجها بعد ذلك بواسطة ملقط بهدوء إلى أن تتخلص من معظم المحلول الذي بللها .

5 - انقلها إلى بيشر يحوي (50cm^3) من محلول بيتا نافترول القلوي . اترك قطعة القماش تنتقع في هذا المحلول مدة (20) دقيقة .

6 - أخرج قطعة القماش من البيشر واغسلها بالماء عدداً من المرات ثم اتركها حتى تجف .

7 - أعد عملية الصباغ على قماش صوفي وسجل ملاحظاتك .

تجربة رقم (10-5): طريقة اصطناع أحمر بارا

سوف نسعى في هذه التجربة إلى صنع هذا الصباغ بطريقة مغايرة. فسوف نحضره على شكل بلورات في حين أن طريقة التحضير السابقة تمت أثناء عملية الصباغ إذ حضر هذا الصباغ داخل ألياف قطعة القماش.

1- خذ (2.7g) من مركب بيتا نافترول وضعه في دورق مخروطي أو بيشر وأذبه في (50cm^3) من محلول هيدروكسيد الصوديوم (2.5M) .

2- برد المحلول بواسطة الثلج المجروش المملح إلى الدرجة (10C°) .

3- أضف محلول بيتا نافترول المبرد وبحذر وبيطء إلى ما تبقى من ملح الديازونيوم البارد مع التحريك المستمر .

4- استمر في التحريك عدة دقائق .

5- حمض المحلول بحمض الكبريت الممدد (1M) وسوف تلاحظ تشكل راسب هو (أحمر بارا) .

6- رشح الراسب واغسله عدة مرات بكمية ثابتة من الماء .

7- إن أحمر بارا مركب غير ثابت عند درجات الحرارة المرتفعة ، سوف تجد أنه يتفكك عند إجراء بعض الاختبارات عليه . لذا فإذا ما أردنا تحديد درجة نقاوته فإننا نستخدم الكروماتوغرافيا الورقية .

تجربة رقم (10-6): تحضير أصفر مارتوريوس Martius Yellow

مقدمة :

أصفر مارتوريوس صباغ مضاد للعت يستخدم لصبغ الصوف (يكفي 1g من الصباغ كل 200g من صوف) .

اكتشفه الكيميائي مارتوريوس في القرن الماضي وعرف باسمه .

أصفر مارتوريوس هو ملح الأمونيوم لمركب 2 ، 4 ثنائي نترو 1- نافتول يحضر هذا المركب بسلفنة α - نافتول ومن ثم الآزوت في وسط مائي . أما عملية التنقية فتتم بترسيب ملح الأمونيوم بتحميض جزء من هذا الملح وبلورته للحصول على عينة نقية من 2 ، 4 ثنائي نترو 1- نافتول وتحفظ هذه العينة .

طريقة العمل :

ضع في دورق مخروطي سعة (150cm^3) (5g) من α - نافتول النقية [إذا كان لون النافتول داكناً فهذا يعني أنه يجب تنقيته (تم التنقية بسهولة بواسطة التقطير العادي)] أضف إلى النافتول (10cm^3) من حمض الكبريت المركز . سخن المزيج مع التحريك على حمام بخاري مدة خمس دقائق . إلى أن تذوب المادة الصلبة ويختفي اللون الأحمر .

أضف (25cm^3) من الماء وبرد المحلول بواسطة حمام ثلجي بسرعة إلى درجة (15C°) .

ضع في أنبوب اختبار (6cm^3) من حمض الآزوت المركز وأضفه بواسطة قطارة شعرية على دفعات كل دفعة (0.5cm^3) للمحلول المبرد مع المحافظة على درجة حرارة بين $(15-20\text{C}^\circ)$.

حرك الدورق المخروطي أثناء الإضافة وهو في الحمام الثلجي .

عند انتهاء الإضافة ، وتوقف التفاعل الناشر للحرارة (يتم ذلك خلال دقيقتين)
سخن المزيج بهدوء إلى درجة تبلغ ($50C^0$) لمدة دقيقتين وحتى يصبح الناتج
على شكل عجينة صفراء .

سخن على حمام بخاري مدة دقيقتين ، وأضف ماء إلى حوالي أربعة أحماس
الدورق المخروطي مع التحريك لتفكيك العجينة .
اجمع الناتج واغسله جيداً بالماء .

انقله إلى بيشر سعة ($600cm^3$) يحتوي على ($100cm^3$) ماء .
أضف للمزيج ($150cm^3$) من الماء الساخن و ($5cm^3$) من الأمونيا المركزة
(كثافة 0.9) .

سخن لدرجة الغليان مع التحريك حتى ذوبان المادة الصلبة.
رشح إن لزم الأمر لإزالة بعض الأوساخ العالقة (إن وجدت) .
أضف للرشاحة (10g) من كلور الأمونيوم كي يترسب ملح الأمونيوم (أصفر
مارتيوس) .

برد المزيج على حمام ثلجي واجمع الملح البرتقالي واغسله بمحلول مائي يحوي
1-2% من كلور الأمونيوم .

لا حاجة لتجفيف الملح الناتج (المردود لا يقل عادة عن 80%) .
خذ الملح الرطب وأذبه في ماء ساخن (أقل كمية ممكنة) .
حمض المحلول بإضافة قطرات من حمض كلور الماء يتبلور مركب 2 ، 4 ثنائي
نترو 1 نافثول من الميثانول أو الإيثانول حسب الطريقة المتبعة في عملية البلورة
لتحصل على بلورات أبرية صفراء .

زن واحسب المردود .



الفصل الحادي عشر
تجارب في طريقة الكشف
عن الألياف المختلفة

تجارب في طريقة الكشف بين الألياف المختلفة

11-1- مقدمة: كثرت الألياف النسيجية وتعددت ، الألياف الصناعية بشكل خاص ، تتشابه هذه الألياف إلى حد كبير من ناحية المظهر الخارجي . مما فرض علينا إيجاد طريقة سهلة نكون قادرين بواسطتها على التمييز بين هذه الألياف المختلفة .

كما وضعت طرق تحليلية لتحديد النسب المئوية لمكونات الخلطات الشائبة والثلاثية والرباعية ، للألياف المصنعة كافة صناعياً والمحولة والطبيعية .

11-2- الطرق الفيزيائية للكشف عن الألياف المختلفة

تستخدم طرق فيزيائية عديدة للكشف عن الألياف المختلفة والتمييز فيما بينها . سوف نتطرق في تجاربنا هذه إلى أكثر هذه الطرق أهمية مما يستخدم في مخابر المراقبة (الجودة ، التموين ، الجمارك الصناعية ، التجارة) وأقسامها الدولية .

أ- الفحص المجهرى (الميكروسكوبى):

يشكل الفحص المجهرى أحد الطرق الفيزيائية للكشف عن الأنواع المختلفة من الشعيرات . استخدم المجهر (الميكروسكوب) لأخذ صورة مجهرية للمقطع الطولي وللمقطع العرضي للشعيرات المختبرة . يمكن بعد ذلك وعن طريق مقارنة الشكل الموجود تحت المجهر (الميكروسكوب) مع قطاعات قياسية مع تحديد نوع الليف .

إليك فيما يلي بعض المقاطع الطولية والعرضية لعدد من الألياف المختارة .

- ما الذي يحدث لهذه الشعيرات من انصهار أو اشتعال .
- لون هيكل الرماد المتبقي وشكله بعد الاحتراق الكامل .
- الرائحة المنبعثة أثناء الحريق .

فمثلاً :

1- الألياف النباتية :

- يشتعل كل من القطن والكتان والجوت بسرعة .
- تترك هيكلاً رمادى اللون .
- تبعث منها رائحة تشبه رائحة الورق المحترق .

2- الألياف الحيوانية:

- لا تشتعل الألياف الحيوانية كالصوف والحرير الطبيعي ولكنها تنقلص في البدء لتحترق فيها بعد ذلك .
- تترك هيكلاً هشاً يتحول لونه من الأسود إلى الأبيض كما تتكون كرة هشة عند الأطراف .

تنبعث رائحة كرائحة الريش المحترق .

3- الألياف الصناعية:

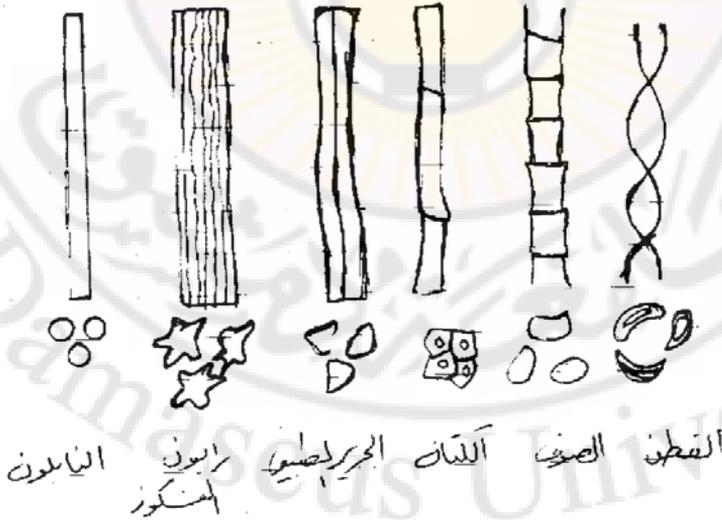
توجد أنواع متعددة من الألياف الصناعية في وقتنا الحاضر . وقد تطورت هذه الصناعة على نحو واسع . أما اختبار بعض هذه الألياف فيكون عن طريق الحرق وإليك أهم الخواص الناتجة :

4- فسكوز ورايون كوبير أمونيوم (النحاس النشادري) يعطي نفس خصائص الألياف النباتية عند الحرق .

5- رايون الأسيئات (الخلات):

ينصهر في البدء ليحترق بعد ذلك مكوناً خرزة شبه صلبة تنطلق منها رائحة عطرية

يبين الشكل الآتي شكلاً مجهرياً لألياف قياسية مختلفة:



التجربة :

حضّر عدداً من الشعيرات بأطوال مناسبة .

أجرِ على هذه الشعيرات مقاطع طويلة وعرضية .

ضع هذه المقاطع تحت المجهر .

قارن هذه الشعيرات مع الأشكال النموذجية السابقة وحدد بناءً على هذه المقارنة

أنواع هذه الشعيرات .

ب- تجارب الاحتراق:

نستطيع التمييز بين الألياف المختلفة، وذلك عن طريق اختبار سلوك كل شعرة من

هذه الشعيرات على حدة عند الاحتراق.

1- بولي أكريليك:

ينكمش الليف مبتعداً عن اللهب ، ليحترق دون انصهار تاركاً خرزة سوداء صلبة

غير منتظمة الشكل، ولتصاعد رائحة لها رائحة اللحم المحترق.

2- بولي أميد (النايلون):

ينصهر ليف النايلون وينكمش مبتعداً عن اللهب ، يشتعل بعد ذلك تاركاً خرزة

صلبة جداً باستدارة تامة ولتنتقل رائحة كرائحة الريش المحترق .

3 - بوليستر:

ينصهر ليف البوليستر وينكمش مبتعداً عن اللهب ، يحترق ببطء تاركاً خرزة سوداء

صلبة كاملة الاستدارة ذات رائحة نفاذة .

4 - بولي فينيل:

يشتعل ليف البولي فينيل بسرعة، ويترافق هذا الاشتعال مع رائحة نفاذة مهيجة

للأغشية المخاطية.

تجربة رقم (1-11): اختبار الألياف

خذ عدداً من الألياف (الشعيرات) من العينات المعطاة لك .
أجر عليها اختبار الاحتراق (بحذر شديد) . استخدم لهذه الغاية مصباح بنزن أو أعواد ثقاب .

(راع أن تطفئ اللهب أو عود الثقاب عند الانتهاء وذلك حفاظاً على السلامة العامة ، وتجنب إشعال اللهب بالقرب من المواد الخطرة القابلة للاشتعال أو الانفجار .)

دون ملاحظتك التي حصلت عليها في الجدول التالي:

الجدول (1-11)

نوع الليف	ظواهر أخرى شاهدها أثناء الاحتراق	سرعة		الرائحة	هيكل الرماد	
		الانصهار	الاشتعال	المنبعثة	اللون	الشكل

اختبار الذوبان :

يشكل اختبار الذوبان طريقة هامة من الطرق لاختبار الألياف المختلفة . تذوب الألياف المختلفة بطريقة أو بأخرى في المذيبات العضوية أو الأحماض أو القلويات . وتختلف ظروف إذابة أي ليف عن ظروف إذابة الليف الآخر . وقد استخدمت طريقة الإذابة للتمييز بين الألياف المختلفة كيمياً وكيفياً .

تجربة (2-11): طريقة الكشف الكيفي للألياف

يتم الكشف عن الألياف (التحليل الكيفي) بشكل عام عن طريق الإذابة :
توضع قطعة صغيرة من الليف المراد اختياره في أنبوب اختبار نظيف وجاف .

يضاف (2cm^3) من المحلول المذيب إلى الأنبوب .
 تتم ملاحظة التغيرات التي تطرأ على العينة من تحلل أو ذوبان على البارد أو بعد
 التسخين على لهب مصباح بنزن أو حمام مائي مع توخي الحذر والانتباه إلى عدم
 توجيه فوهة الأنبوب باتجاه الآخرين .
 يراعى التسلسل في الاختبارات الموضحة في هذه الطريقة مع مراعاة استخدام
 عينة جديدة في كل مرة وأنبوب نظيف وجاف .
 نستطيع بهذه الطريقة من التعرف على أنواع الألياف وعلى الفصيلة التي يعود إليها
 كل ليف من هذه الألياف . أما للتمييز بين ألياف الفصيلة الواحدة أو المجموعة
 فيستعان بالفحص الميكروسكوبي كما في حالة القطن والكتان مثلاً .

تجربة (11-3): التمييز بين الألياف البروتينية

- 1- الغليان في 5% من الصود الكاوية .
 يذوب في هذا المحلول كل من الصوف والحريز الطبيعي والألياف البروتينية .
- 2- التسخين في محلول يتألف من كلوريد الزنك وحمض الفورميك بنسبة
 (80:20) وزناً .
 يذوب في هذا المحلول الصوف أما الحريز الطبيعي فلا يذوب .
 أجر تجربتك وحدد نوع الليف . ضع ذلك في الجدول التالي :

الجدول (11-2)

نوع الليف	الصود الكاوية	التسخين في $\text{ZnCl}_2 + \text{HCOOH}$ (20:80) وزناً	ملاحظات أخرى تمت مشاهدتها خلال

التجربة			صوف
	الغليان	الذوبان على البارد	
			صوف
			حريير طبيعي

تجربة رقم (11-4): التمييز بين الألياف الصناعية المصنعة:

- 1- الغليان في محلول من رباعي كلور الفحم:
تذوب في هذا المحلول ألياف البولي فينيل كلورايد (PVC) أما الألياف التي لا تذوب فتعاد التجربة باستخدام المحاليل التالية:
- 2- الإذابة في الكريزول (Cresol) أو الفينول (Phenol) يذوب في الكريزول أو الفينول كل من البوليستر والبولي أميد وللتمييز بينهما يعاد الاختبار باستخدام حمض الفورميك المركز . حيث يذوب البولي أميد في حين لا يذوب البوليستر.
- 3- الإذابة في كلوريد الزنك وحمض الفورميك بنسبة (80:20) وزناً مع التسخين درجة (40C°) يذوب في هذا المحلول كل من الفسكوز وفسكوز الكوبر ألمنيوم (النحاس النشادري) .
- 4- الإذابة في كلوريد الزنك وحمض الفورميك بنسبة (80:20) وزناً والتسخين إلى الدرجة (70C°) يذوب في هذا المحلول ألياف البولي أكريليك أما الكتان والقطن فلا يذوبان .

وهكذا يمكن عن طريق إجراء طريقة الإذابة من تحديد كل خامة كما يلي في الجدول الآتي:

الجدول (11-3)

نوع الليف	الغلي في CCL_4	الذوبان في الكريزول	الذوبان في الفينول	الذوبان في $HCOOH + ZnCl_2$ $40C^\circ$	الذوبان في $HCOOH + ZnCl_2$ $70C^\circ$
P.V.C					
بوليستر					
بولي أميد					
فسكوز					
فسكوز الكوير أمونيوم					
بولي أكريليك					

القطن والكتان والألياف السيللوزية الطبيعية:

تذوب كل من هذه الألياف في الأحماض المعدنية المركزة خصوصاً في (حمض الكبريت المركز 80%).

الصوف والألياف البروتينية:
تذوب بشكل عام في القلويات .
يذوب الصوف في محلول يحتوي على الصودا الكاوية وكلوريد الزنك وحمض الفورميك.
والجدول التالي يوضح ذلك:

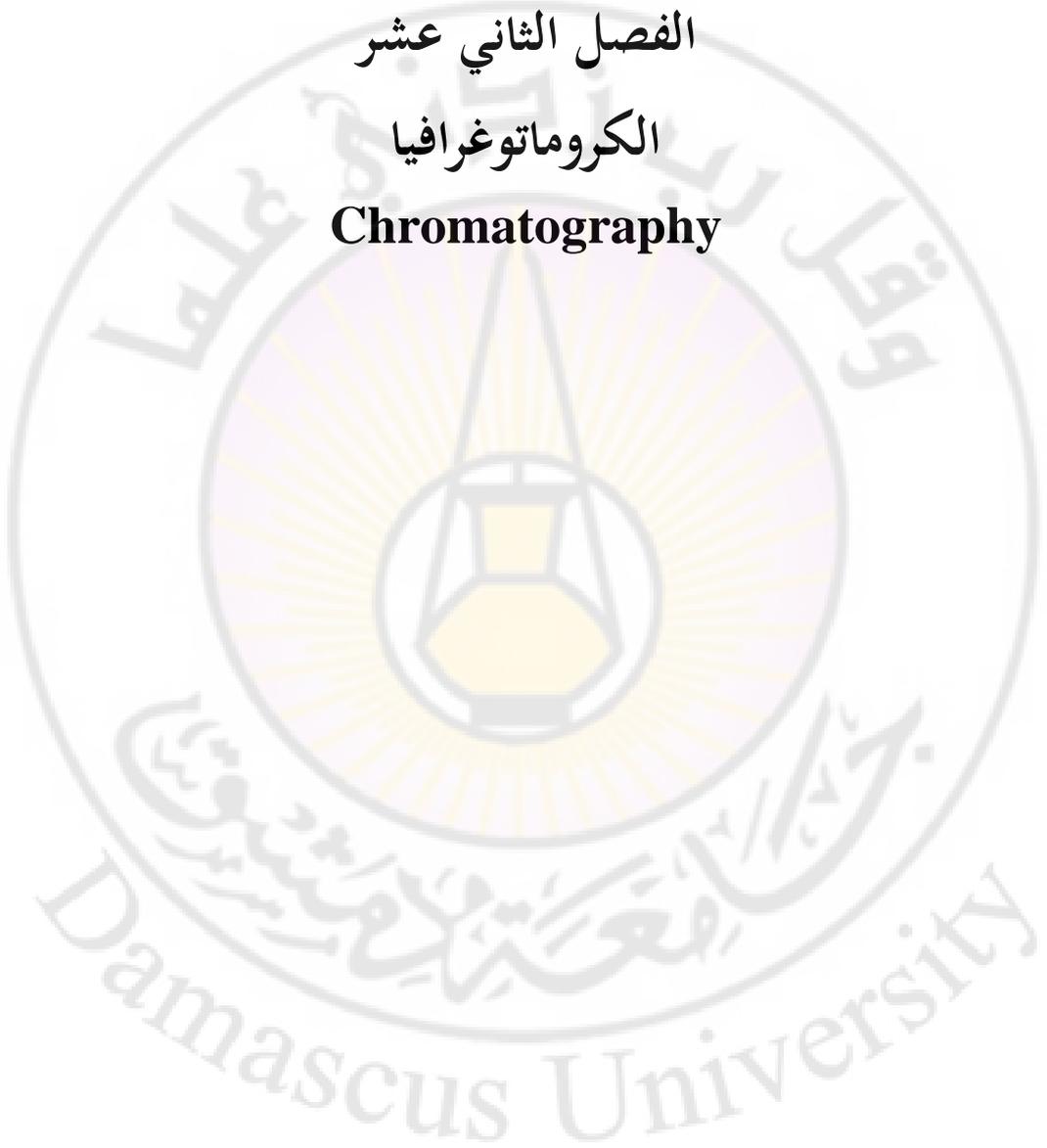
الجدول (4-11)

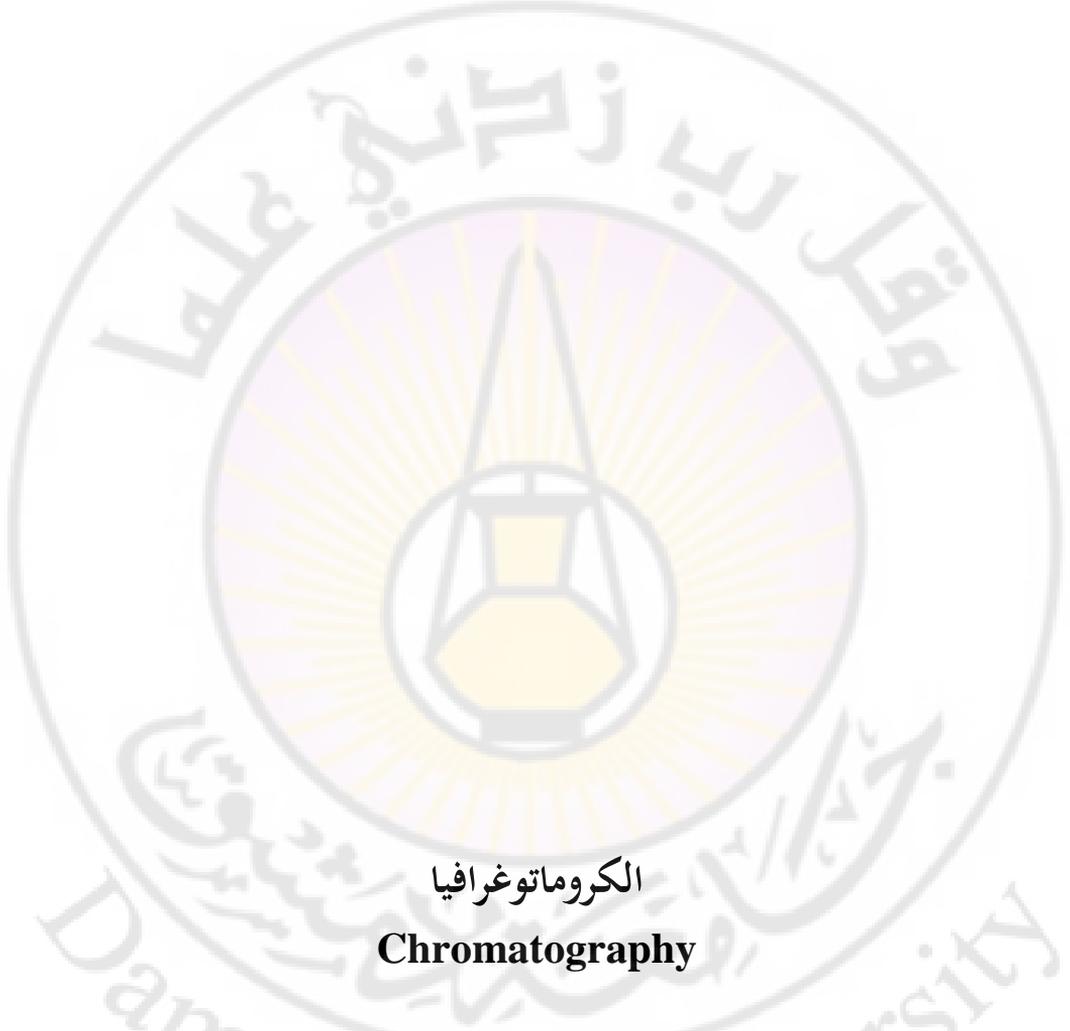
محلل يحتوي على $ZnCl_2 + NaOH + HCOOH$	محلل قلوي			حمض كبريت مركز 80%	نوع الليف
					قطن
					كتان
					ليف سيللوز طبيعي
					صوف
					ليف بروتيني

الفصل الثاني عشر

الكروماتوغرافيا

Chromatography





الكروماتوغرافيا

Chromatography

مقدمة: تعني كلمة كروماتوغرافيا الطباعة اللونية أو الرسم الملون وأصل الكلمة يوناني يتكون من كلمتين كرمو (Chromo) أي اللون وجرافي (garphy) أي الطباعة أو الرسم .

اعتمد الفصل بالكروماتوغرافيا في الماضي بشكل رئيس على لون المادة المراد تحليلها لكن الكروماتوغرافيا قطعت اليوم أشواطاً كبيرة ولم تعد مقتصرة على تحليل المواد الملونة ، بل تعدت ذلك وحللت المواد الملونة وغير الملونة على حد سواء وكل ذلك بفضل التكنولوجيا الحديثة التي أدخلت عليها .

تعتمد آلية الفصل على الاختلاف بين ثوابت توزع مزيج العينة المدروسة وذلك عندما يتوزع مزيج هذه العينة بين طورين اثنين هما الطور الثابت والطور المتحرك . تنحل المركبات في الطور المتحرك لتتحرك معه . في حين يسعى الطور الثابت إلى حجز هذه المركبات والاحتفاظ بها . تتكرر عملية التوزع عدداً كبيراً من المرات بشكل آلي تحت تأثير فعلين متناقضين . فعل جر يمارسه الطور المتحرك وفعل ممانعة (حجز) يمارسه الطور الثابت ، يسفر ذلك عن انتقال مركبات المزيج بسرعات مختلفة مما يتيح الفرصة لفصل هذه المركبات بعضها عن بعض .

يمكن تعريف التحليل الكروماتوغرافي من خلال آلية الفصل بشكل مبسط على أنه طريقة لفصل مزيج من المركبات وتحليلها عن طريق استخدام طورين طور ثابت (ساكن) **Stationary Phase** وطور متحرك **Mobile Phase** وتظهر كل مادة منحللة ألفة لكلا الطورين ، غير أن مقدار الألفة لكل من الطورين الثابت و المتحرك يختلف باختلاف هذين الطورين تدعى هذه العملية التي تنتقل فيها المادة المنحللة عبر أعمدة الفصل بواسطة الطور المتحرك عملية الغسل أو الشطف أو الاستحلال **Elution** .

تعتمد عملية الفصل على آليات مختلفة تساهم فيها وهي :

الادمصاص **Adsorption** والتجزئة **Protion** التبادل الشاردي **Ion Exchange** تبادل المرتبطات **Ligand Exchange** الألفة **Affinity** والفصل بالاستبدال **Exclusion** .

تصنيف الكروماتوغرافيا حسب الطور المتحرك :

تصنف الكروماتوغرافيا حسب الطور المتحرك كما يلي :

أ- إذا كان الطور المتحرك غازياً ، تدعى الكروماتوغرافيا عندئذ الكروماتوغرافيا الغازية **Gas Chromatography** .

ب- أما إذا كان الطور المتحرك سائلاً فتدعى الكروماتوغرافيا عندئذ

بالكروماتوغرافيا السائلة **Liquid Chromatography** سنستعرض هنا الكروماتوغرافيا الورقية

Paper Chromatography التي يمكن وصفها على أنها كروماتوغرافيا امتزاز سائل على صلب . تستخدم هذه الكروماتوغرافيا في كشف الآثار الضئيلة وتعيينها في مجال الملونات الغذائية .

أما مشكلتها فهي أنها محدودة الاستعمال عند إجراء القياسات الكمية للمكونات الكبيرة التي في المواد (العينات) . يفسح استعمال السيللوز في الكروماتوغرافيا الورقية باستخدام الورق كطور ثابت محب للماء حيث يتم امتزاز الماء بين ألياف السيللوز .

أما المكونات الفردية في الكروماتوغرافيا الورقية فتمتاز بخاصة تعرف بقيمة التأخر **Retardation Value (R_f)** التي تعطى من العلاقة التالية :

$$R_f = \frac{\text{نوكمل هع طقي يت ل ة فاسم ل ا}}{\text{بي ذمل هع طقي يت ل ة فاسم ل ا}}$$

تجربة (1-12): الكروماتوغرافيا الورقية

الغاية من التجربة : توضيح كيف أن استخدام الكورماتوغرافيا الورقية يفيد في فصل الحموض الأمينية وفي تحديد هويتها .

مقدمة : يتم في هذه التجربة فصل مزيج يتكون من ثلاثة حموض أمينية وذلك عن طريق استخدام الكروماتوغرافيا الورقية . تحسب قيم R_f من الكروماتوغرام لكل حمض من الحموض الأمينية .

الأدوات :

نظارات أمان وقفازات واقية .

اسطوانة مدرجة سعة (10cm^3) .

بيشر سعة (400cm^3) من النموذج الطويل .

زجاجة ساعة (كبيرة بشكل قادر على تغطية البيشر) .

إيثانول $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

زجاجة غسل تحتوي على ماء مقطر .

محلول هيدروكسيد الأمونيوم يحتوي على 0.880 من NH_3 .

ورق كروماتوغرافيا مربع قياسي $12.5 \times 12.5\text{cm}$.

قلم رصاص ومسطرة .

صحيفة من الورق الذي يحفظ في الملفات .

أنايب درجة الانصهار (عدد اربعة) .

حمض الأسبرتيك (0.01 N) Aspartic Acid .

محلول الليسين (0.01 N) Leucine Solution .

محلول اللوسين (0.01 N) (Leu) Lysin Solution .

مزيج من الحموض الامينية الثلاثة الواردة أعلاه .

مسند ، حامل ، مشبك .

مشابك ورقية .

بخاخ رذاذ من النيتريدلين .

فرن بدرجة حرارة (105C°) .

تحذير من المخاطر :

محلول هيدروكسيد الأمونيوم أكال ويطلق أبخرة مؤذية لذا يجب :

وضع نظارات أمان وارتداء القفازات الواقية .

إبقاء الزجاجات مغلقة قدر الإمكان .

يطلق بخاخ النيهيدرين أبخرة سامة لذا يجب :

العمل تحت ساحة هواء .

قراءة التعليمات على المرذاذ .

الإجراء التجريبي :

1 حضر مزيجاً من المحلات داخل ساحة الهواء . صب ما يلي في بيشر طويل سعة (400cm³) .

(24cm³) من الإيثانول .

(3cm³) من الماء المقطر .

(3cm³) من هيدروكسيد الأمونيوم .

2- غط البيشر بزجاجة ساعة . حرك السوائل الممزوجة ودعها ترقد .

3- ثبت أعلى ورقة الكروماتوغرافيا على صحيفة من ورق الحفظ . استخدم قلم الرصاص (دون سواه من الأقلام) .

9- ثبت المسطرة بشكل أفقي على ارتفاع يبلغ (20-30cm) بين الحاملين المتقابلين داخل ساحة الهواء . يجري كل ذلك من أجل دعم ورقة الكروماتوغرافيا بغية تجفيفها بعد أن يوقف التشرب .

10- أثناء انتظار ذلك ، اشغل نفسك بعمل آخر ، لكن تابع مراقبة الورقة كل عشر دقائق كي ترى المسافة التي على الورقة والتي تم تشريبها بالمحل .

11- عندما يبلغ المحل أعلى الورقة تقريباً أي بعد (30-40) دقيقة أو عندما يتبقى 15 دقيقة على نهاية جلسة المخبر ، أي عندما تشارف على الانتهاء . انزع الورقة من البيشر ، افتحها وثبتها على المسطرة حتى تجف ، يمكن تسريع عملية التجفيف وذلك باستخدام مجفف شعر (سيشوار) .

12- عندما تجف الورقة ، بخها بشكل متساوٍ بمحلول النينهيدرين ، جففها ثانية ثم سخنها بوضعها بعد ذلك في فرن تبلغ درجة حرارته (105C°) لمدة خمس دقائق.

13- أخرج الورقة من الفرن وعلم باستخدام قلم رصاص على مواضع البقع الملونة.

14- قس المسافات من الخط الرئيس إلى مراكز البقع ودونها على نسخة جدول النتائج .

النتائج والحسابات :

احسب قيمة R_f لكل بقعة كما يلي :

$$R_f = \frac{\text{عقوبل هت عطق يتلا ةفاسملا (ةداملا)}}{\text{لحمل الهعطق يتلا ةفاسملا}}$$

الجدول (1-12)

المسافة التي قطعها	حمض أميني
--------------------	-----------

قيمة R_f	الحمض الأميني	المحل	
			Aspartic Acid حمض الأسبارتيك - الصافي - الذي في المزيج
			Leucine اللوسين - الصافي - الذي في المزيج
			Lysine الليسين - الصافي - الذي في المزيج

الأسئلة:

- 1- قارن قيمتي R_f التي حصلت عليها مع R_f (التي يعطيك إياها المدرس) من أجل كل حمض أميني على حدة ، بم تفسر وجود أي اختلاف؟
- 2- لماذا تتغير قيم R_f لدى استخدام محلات مختلفة؟
- 3- لماذا يجب تجنب لمس ورقة الكروماتوغرافيا بأصابعك؟



الملحق
والجداول

الجدول رقم 1

الوزن النوعي لمحاليل بعض الحموض بتراكيز مختلفة

كمية الحمض %	g/cm ³ الوزن النوعي للمحلول					
	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl	CH ₃ COOH	HBr	HI
4	1.027	1.022	1.019	1.0052	1.027	1.0277
12	1.083	1.068	1.059	1.0171	1.0883	1.0918
20	1.143	1.119	1.100	1.0228	1.158	1.162
28	1.205	1.171	1.142	1.0388	1.237	1.251
36	1.273	1.225	1.183	1.048	1.327	1.392
44	1.342	1.277	-	1.0562	1.444	1.475
56	1.460	1.351	-	1.066	1.595	1.655
64	1.547	1.394	-	1.0707	1.767	1.901
72	1.640	1.429	-	1.0740	-	-
80	1.732	1.460	-	1.0748	-	-
88	1.808	1.486	-	1.0758	-	-
96	1.840	1.504	-	1.0804	-	-
100	1.848	1.522	-	1.846	-	-

Damascus University

الجدول رقم -2-

الوزن النوعي لمحاليل بعض الأسس بتراكيز مختلفة

كمية الأساس %	الوزن النوعي للمحلول g/cm ³		
	KOH	NaOH	NH ₄ OH
4	1.033	1.046	0.983
12	1.100	1.137	0.953
20	1.176	1.225	0.926
28	1.263	1.310	0.903
36	1.358	1.395	0.883
44	1.460	1.478	-
52	1.564	1.560	-
60	-	1.643	-

الجدول -3-

الوزن النوعي لبعض المركبات الصلبة

اسم المركب	الصيغة الكيميائية	الوزن النوعي g/cm ³	درجة الحرارة t ₁ , °C
كلوريد الأمونيوم	NH ₄ Cl	1.53	17
كلوريد السيلسيوم	SiCl ₄	1.52	0
كلوريد الصوديوم	NaCl	2.163	20
كلوريد	SnCl ₄	2.278	0

القصدير IV			
سكر القصب	$C_{12}H_{22}O_{11}$	1.588	15
كلوريد الكبريت	S_2Cl_2	1.68	0
كلوريد			
السولفوريك	SO_2Cl_2	1.67	20
كلوريد			
الأنتموان	$SbCl_3$	3.064	26
كلوريد التيتان			
IV	$TiCl_4$	1.67	0
رباعي كلور			
الفحم	CCl_4	1.632	0
بروميد الفوسفور			
III	PBr_3	2.87	0
كلوريد			
الفوسفور III	PCl_3	1.57	0

الجدول -4-

خواص الكواشف وتغير ألوانها

اسم الكاشف	التركيز %	المحل	مجال تغير الكاشف بتغير الPH		
			أحمر	1.2 - 2.8	أصفر
ازرق التيمول	0.1	محلول كحولي 20% - ماء			

التروبولين	1.0 - 0.1	ماء	أحمر	1.3 - 3.0	أصفر
اصفر المتييل	0.1 - 0.01	محلول كحولي 90% - ماء	أحمر	2.9 - 4.0	أصفر
احمر كونغو	0.1	ماء	بنفسجي مزرق	3 - 5.2	أحمر
برتقالي الميتيل	0.1	ماء	أحمر	3.1 - 4.4	برتقالي
احمر الميتيل	0.1 - 0.2	محلول كحولي 60% - ماء	أحمر	4.4 - 6.2	أصفر
n-نتروفينول	0.1	ماء	عديم اللون	5.0 - 6.0	أصفر
اليزارين	0.02	محلول كحولي 90% ماء	أصفر	5.5 - 6.8	بنفسجي
أحمر الفينول	0.1	محلول كحولي 20% - ماء	أصفر	6.8 - 8	أحمر
n-نتروفينول	0.3	ماء	عديم اللون	6.8 - 8.4	أصفر
أزرق التيمول	0.1	محلول كحولي 20% - ماء	أصفر	8.0 - 9.6	أزرق
الفينول	0.1	محلول كحولي 60% - ماء	عديم اللون	8.0 - 10	وردي
اصفرالابيزارين	0.1	ماء	أصفر	10.1 - 12.1	بنفسجي
التروبولين	0.1	ماء	أصفر	11.0 - 13.0	برتقالي

البرتقالي J	0.1	ماء	أصفر	11.5 - 14	غامق أحمر
-------------	-----	-----	------	-----------	-----------

الجدول رقم -5-

ثوابت تفكك الحموض K_a

الحمض وشوارده	الصيغة	مرحلة التفكك	درجة الحرارة، t °C	ثابت التفكك
حمض	HNO_3	I	12.5	$4.6 \cdot 10^{-4}$
حمض البور	H_3BO_3	I	20	$7.3 \cdot 10^{-10}$
	$H_2BO_3^-$	II	20	$1.8 \cdot 10^{-13}$
	HBO_2^-	III	20	$1.6 \cdot 10^{-14}$
حمض	$H_2B_4O_7$	I	25	$1 \cdot 10^{-4}$
		II	25	$1 \cdot 10^{-9}$
حمض هيبو	$HOBr$	I	25	$2.06 \cdot 10^{-9}$
حمض اورتو	HIO_4	I	25	$2.3 \cdot 10^{-2}$
حمض هيبو	HIO	I	25	$2.3 \cdot 10^{-11}$
حمض	H_4SiO_4	I	30	$2.2 \cdot 10^{-10}$
	$HSiO_3^-$	II	30	$2.0 \cdot 10^{-12}$
	$H_2SiO_3^-$	III	30	$1 \cdot 10^{-12}$
	$HSiO_4^{3-}$	IV	30	$1 \cdot 10^{-12}$
فوق أكسيد	H_2O_2	I	25	$2.4 \cdot 10^{-12}$
حمض	H_2SO_3	I	25	$1.3 \cdot 10^{-2}$
	HSO_3^-	II	25	$5 \cdot 10^{-6}$
كبريت	H_2S	I	18	$9.1 \cdot 10^{-8}$
	HS^-	II	18	$1.1 \cdot 10^{-12}$
حمض	H_2CO_3	I	25	$4.31 \cdot 10^{-7}$
	HCO_3^-	II	25	$5.61 \cdot 10^{-11}$

حمض الخا	CH_3COOH	I	18	$1.8 \cdot 10^{-5}$
حمض	H_3PO_4	I	25	$7.5 \cdot 10^{-3}$
	H_2PO_4^-	II	25	$6.2 \cdot 10^{-8}$
	HPO_4^{2-}	III	18	$2.2 \cdot 10^{-13}$
حمض هسو	HClO	I	18	$2.9 \cdot 10^{-8}$
حمض	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	I	25	$5.9 \cdot 10^{-2}$
	HC_2O_4^-	II	25	$6.4 \cdot 10^{-5}$

الجدول رقم -6-

ثوابت تفكك الأسس Kb

الأساس	الصيغة	مرحلة التفكك	درجة الحرارة °C ، t	ثابت التفكك
هيدروكسيد الأمونيوم	NH_4OH	I	25	$1.79 \cdot 10^{-5}$
الفينول	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$	I	25	$3.8 \cdot 10^{-10}$
هيدرازين	N_2H_4	I	20	$1.7 \cdot 10^{-6}$
هيدروكسيل أمين	NH_2OH	I	20	$1.1 \cdot 10^{-8}$
شاردة هيدروكسيد الكالسيوم	CaOH^+	I	25	$3.1 \cdot 10^{-2}$
شاردة هيدروكسيد النحاس	CuOH^+	I	25	$7.9 \cdot 10^{-11}$
هيدروكسيد الرصاص (II)	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	I	25	$9.6 \cdot 10^{-4}$
شاردة هيدروكسيد	PbOH^+	II	25	$3 \cdot 10^{-3}$

الرصاص (II)				
هيدروكسيد التوتياء (II)	Zn(OH) ₂	I	25	4.4 . 10 ⁻⁵
شاردة هيدروكسيد التوتياء	ZnOH ⁺	II	25	1.5 . 10 ⁻⁹

الجدول رقم -7-

حرارة انحلال بعض المركبات في الماء

الأساس	الصيغة	عدد جزيئات	كمية الحرارة ب mol
كلوريد الألمنيوم	AlCl ₃	1250	-76.84
كلوريد الأمونيوم	NH ₄ Cl	200	3.88
حمض كلور الماء	HCl	-	-17.4
كلوريد الحديد	FeCl ₂	1000	-32.68
نترات البوتاسيوم	KNO ₃	200	8.52
هيدروكسيد	KOH	250	-13.29
حمض الكبريت	H ₂ SO ₄	1600	-17.85
حمض الخار	CH ₃ COOH	200	-0.37
حمض الفوسفور	H ₃ PO ₄	120	-2.69
حمض أورتو كلور	HClO ₄	-	-20.3
هيدروكسيد	NaOH	200	-9.94
كبريتات	Na ₂ SO ₄	400	-0.46
كربونات	Na ₂ CO ₃	400	-5.64

الجدول رقم 8

كمون المسرى النظامي (E_0) في المحاليل المائية عند الدرجة $250\text{ }^\circ\text{C}$ بالنسبة
للكتروليت الهيدروجين النظامي

تفاعل تشرذ الالكتروليت	E_0
$\text{Na} - e^- \rightarrow \text{Na}^+$	-2.712
$\text{K} - e^- \rightarrow \text{K}^+$	-2.922
$\text{Ca} - 2e^- \rightarrow \text{Ca}^{2+}$	-2.87
$\text{Mg} - 2e^- \rightarrow \text{Mg}^{2+}$	-2.34
$\text{Al} - 3e^- \rightarrow \text{Al}^{3+}$	-1.67
$\text{Zn} - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$	-0.762
$\text{Cr} - 3e^- \rightarrow \text{Cr}^{3+}$	-0.71
$\text{Pb} - 2e^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	-0.126
$\text{Ba} - 2e^- \rightarrow \text{Ba}^{2+}$	-2.9
$\text{Cu} - 2e^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$	+0.3448
$\text{Ag} - e^- \rightarrow \text{Ag}^+$	+0.7995
$\text{Hg} - e^- \rightarrow \text{Hg}^+$	+0.854

الجدول رقم -9-

الألفة الإلكترونية لبعض العناصر

العدد الذري	رمز العنصر	الألفة الإلكترونية e.v
1	H	-0.76
7	N	-0.04
8	O	-2.73
9	F	-3.94
11	Na	-0.08
12	Mg	-0.9
14	Si	-0.6

15	P	-0.9
16	S	-2.06
17	Cl	-3.7
35	Br	-3.64
53	I	-3.3

الجدول رقم -10-
جداء الانحلال لبعض الأملاح

اسم المركب	الصيغة	درجة الحرارة °C ، t	ثابت التفكك Ksp
هيدروكسيد الألمنيوم	Al(OH) ₃	18	1.9 . 10 ⁻³³
كبريتات الباريوم	BaSO ₄	18	8.7 . 10 ⁻⁹
كربونات الباريوم	BaCO ₃	18	8.1 . 10 ⁻⁹
كرومات الباريوم	BaCrO ₄	18	1.6 . 10 ⁻¹⁰
هيدروكسيد الحديد	Fe(OH) ₃	18	1.1 . 10 ⁻³⁶
كبريتيد الحديد	FeS	18	3.7 . 10 ⁻¹⁷
هيدروكسيد الكالسيوم	Ca(OH) ₂	25	3.1 . 10 ⁻⁵
هيدروفوسفات الكالسيوم	CaHPO ₄	25	5 . 10 ⁻⁶
كربونات	CaCO ₃	25	8.7 . 10 ⁻⁷

الكالسيوم أكزالات	CaC_2O_4	25	$2.57 \cdot 10^{-9}$
الكالسيوم كبريتات		18	$6.1 \cdot 10^{-5}$
الكالسيوم فوسفات	CaSO_4 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_3$	25	$1 \cdot 10^{-25}$
الكالسيوم هيدروكسيد	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	25	$5 \cdot 10^{-12}$
المغنزيوم كبريتيد	MgS	25	$2 \cdot 10^{-15}$
المغنزيوم كبريتيد المنغنيز	MnS	18	$1.4 \cdot 10^{-15}$
كبريتيد النحاسي	Cu_2S	18	$2 \cdot 10^{-47}$
كبريتيد النحاس	CuS	25	$8.5 \cdot 10^{-45}$
كبريتيد الزئبق	HgS	25	$2 \cdot 10^{-49}$
كبريتات	PbSO_4	18	$2.2 \cdot 10^{-8}$
الرصاص كبريتيد الرصاص	PbS	25	$3.4 \cdot 10^{-28}$
كلوريد الرصاص	PbCl_2	25	$1.7 \cdot 10^{-4}$
بروميدي الفضة	AgBr	25	$7.7 \cdot 10^{-13}$
كلوريد الفضة	AgCl	20	$1.56 \cdot 10^{-10}$
يوديد الفضة	AgI	25	$1.5 \cdot 10^{-16}$

فوسفات الفضة	Ag_3PO_4	18	$1.8 \cdot 10^{-18}$
هيدروكسيد	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	25	$1.5 \cdot 10^{-17}$
التوتياء			
كبريتيد التوتياء	ZnS	25	$1.8 \cdot 10^{-26}$

المصطلحات العلمية
(A)

Absorption

امتصاص

Absolute Temperature

درجة الحرارة المطلقة

Acetic Acid

حمض الخل

Acid

حمض

Acid - Base Reaction

تفاعلات حمض أساس

Acidification

تحميض

Acidify

يحمض

Acidity	حموضة
Acidimetry	مقياس الحموضة
Acid Strength	قوة الحمض
Addition	إضافة
Adduct	مركب إضافة
Alkali	قلي (مادة قلوية) (اسم)
Alkali	قلوي (صفة)
Alkalimetry	مقياس القلوية
Aluminate	ألومينات
Ammonia	نشادر ، أمونيا
Ammonia Hydroxide	هيدروكسيد الأمونيوم
Atmosphere	جو
Atom	ذرة
Atomic	ذري
(B)	
Bar	قضيب
Base	قاعدة ، أساس
Basic	أساسي
Bacicity	أساسية
Beaker	كأس (بيشر)
Bleaching Agent	عامل تبييض

Blending	منج
Blue Vitroil	الزاج الأزرق
Boiling Point	نقطة الغليان
Brass	نحاس أصفر
Bunsen Burner	مصباح بنزن
Brush	فرشاة
Burette Mohr	سحاحة موهر
Burette With Straight Stopcock	سحاحة ذات صنوبر
Buchner Furel	قمع بوشنر
Burette	سحاحة
©	
Calcium	كالسيوم
Carbonate	كربونات
Catalysis	وساطة
Catalyst	وسيط
Caustic Wash Treating	المعالجة بالغسل الكاوي
Celsius Scale	مقياس سيلزيوس
Chimecal Hazard	خطر كيميائي
Chimecal Reation	تفاعل كيميائي
Chimecal Separation	فصل كيميائي
Coated Fabric	نسيج مطلي

Clamp	ماسك معدني
Chlorate	كلورات ClO_3^-
Chloric Acid	حمض الكلوريك
Chloride Ion	شاردة الكلور Cl^-
Chlorine	كلور Cl
Chlorite	كلوريت ClO_2^-
Chromate	كرومات CrO_4^{2-}
Chromite	كروميت CrO_2^-
Chromium	كروم Cr
Cobalt	كوبالت Co
Colloidal	غروي
Complex	معقد
Concentration	تركيز
Condenser	مكثف زجاجي
Copper	نحاس
Corrosion	تآكل
Cork Stopper	سدادة فلين
Cork Ring	حلقة فلين
Crucible tonge	ملقط بوتقة معدنية
Crucible (Porcelain Platin)	بوتقة (بورسلان بلاتين)

(D)

Dehydrotion

إزالة الماء

Desiccant

مجفف

Detergent

منظف

Decantation

الإبانة أو الترويق

Di

ثنائي (بادئة)

Dichromate Ion

شاردة ثاني كرومات

Direct Dye

صبغة مباشرة

Direct Weighing

الوزن المباشر

Desiccator

مجفف زجاجي

Dish

طبق زجاجي أو بورسلين

Distilling Flask

دورق تقطير

(E)

Emulsion

مستحلب

End Point

نقطة النهاية

Endothermic Reaction

تفاعل ماص للحرارة

Equivalence

نقطة التكافؤ

Equivalent Weight

الوزن المكافئ

Erlenmeyer Flask

دورق مخروطي (ارلنماير)

Exothermic Reaction

تفاعل طارد للحرارة

Extract

مستخلص

Extraction

استخلاص

(F)

Ferric	الحديد III
Ferrous	الحديد II
Filter	مرشح
Filter Paper	ورق ترشيح
Filterate	رشاحة
Filtration	ترشيح
Fixing Agent	عامل مثبت
Filtering Flask	دورق ترشيح
Flask Flat Bottom	دورق بقاعدة مسطحة
Flask Round Bottom	دورق بقاعدة مدورة
Flame Spreads	فراشة لهب
Foam	رغوة
Formation	تشكل
Forcep	ملقط مخبري
Funnel Ordinary	قمع عادي
Funnel Support	حامل القمع
Filter Paper	ورقة ترشيح
Filtering Flask	دورق ترشيح
Filtering flat bottom	دورق بقاعدة مسطحة
Filtering round bottom	دورق بقاعدة مدورة

Flame Spreader	فراشة لهب
(G)	
Gas	غاز
Graduated Cylinder	اسطوانة مدرجة
Gram Equivalent	مكافئ غرامي
Gram Molecular Weight	وزن جزيئي غرامي
Greasy	دهني الملمس
(H)	
Hardness	قساوة
Hard & Soft Water	الماء العسر واليسر
Holder Wood	ملقط خشبي
Hydrolysis	حلقة
Hydro Chloric Acid	حمض كلور الهيدروجين HCl
Hydroxide	هيدروكسيد
Hydroxonium Ion	شاردة الهيدرونيوم H_3O^+
Hypo	تحت أو هيبو (بادئة)
Hypoclorite	تحت كلوريت
Hypoclorous Acid	حمض تحت كلوريت HClO
(I)	
Indicator	مشعر ، دليل
Iodine	يود

Iodate Ion

شاردة اليودات IO_3^-

Iodic Acid

حمض اليوديك HIO_3

Iodide Ion

شاردة اليوديد I^-

(L)

Laboratory Spoon

ملعقة مخبرية

Liquid

سائل

Litmus

عباد الشمس

(M)

Melting Point

درجة الانصهار (m.p)

Moisture

رطوبة

Mole

جزيء أو ذرة أو شاردة غرامية (مول)

Molecular Weight

وزن جزيئي

Molecularity

جزيئية

Mortar & Pestle

هاون مع اليد

(Porcelain or Agat)

(بورسلين أو عقيق)

Mono

أحادي (بادئة)

Multiple

متعدد

(N)

Neutral

معتدل

Neutralization

تعاذل

Nitrate Ion

شاردة النترات NO_3^-

Nitric Acid	حمض الآزوت
Nitride Ion	شاردة النتريد N^{3-}
Nitrite Ion	شاردة النترت NO_2^-
Nitrous Acid	حمض الآزوتي
Normal	نظامي
Normal Solution	محلول عياري
(O)	
Oxidation	أكسدة
Oxide	أكسيد
Oxidizing	عامل مؤكسد
Oxyacid	حمض اوكسجيني (حمض أوكسي)
(P)	
Perchloric Acid	حمض فوق الكلوريك
Permanganate Ion	شاردة البرمنغنات
Peroxide	فوق أكسيد
Phosphate Ion	شاردة الفوسفات
Phosphoric Acid	حمض الفوسفور
Precipitate	راسب
Precipitation	ترسيب
Preparation	تحضير

Purification تنقية

Pigments حُضْب

Piptte ماصة

Piptte Graduated ماصة مدرجة

®

Reagent كاشف

Reducing Agent عامل مرجع

Reduction إرجاع - اختزال

Rest Point نقطة سكون

(S)

salt ملح

Saturated مشبع

Saturation إشباع

Separating Funnel قمع فصل

Separator فاصل

Scissor مقص

Solubility الذوبانية ، الانحلالية

Solution محلول

Spatula Metal ملوق (مبسط) معدني ، ملعقة معدنية

Spatula Porcelain ملوق (مبسط) بورسلين

Standard قياسي

Standard Solution	محلول قياسي
Solvent	مذيب
Sulphate Ion	شاردة الكبريتات SO_4^{2-}
Sulphide Ion	شاردة الكبريتيد S^{2-}
Sulphite Ion	شاردة الكبريتيت SO_3^{2-}
Sulphur	كبريت S
Sulphuric Acid	حمض الكبريت
Superoxid	فوق أكسيد
stirring Rod	قضيب تحريك
Stand	حامل حديدي

المراجع العربية

- 1- تجارب في الكيمياء التحليلية . د عصام القلن . د جمال محفوظ . م.أ نور شمس الدين . م.أ مها نصير . جامعة دمشق 1998
- 2- التطبيقات العملية المخبرية في الكيمياء العامة والصناعية. د. محمود رستم . جامعة حلب .
- 3- تجارب في الكيمياء . م عبد الكوسى . م . محمد خير سلعوس . مطبعة الداوودي . جامعة دمشق 1987
- 4- الكيمياء التحليلية العملية د. موفق شخاشيرو . د . عبد المجيد شيخ حسين . مطبعة خالد بن الوليد . جامعة دمشق 1971 .
- 5- تجارب في الكيمياء اللاعضوية . د . محمد عبد المعطي . جامعة حلب . 1976 .

الكيمياء اللاعضوية (المعقدات و العناصر الانتقالية) د. رياض حجازي . جامعة
حلب 1990 .

6-الأمان والسلامة في مخابر الكيمياء . نصرت بيرقدار . دار النشر : المركز
العربي للدراسات الأمنية والتدريب . الرياض 1994 .

7-آ . كرشكون . آ . يارو سلافنيسيت . الكيمياء التحليلية 1 و 2 . دار مير
للطباعة والنشر موسكو 1984 . ترجمة د. عيسى مسوح .

8-تكنولوجيا الألياف الصناعية و خلطاتها . د. أحمد فؤاد النجعاوي – منشأة
المعارف بالاسكندرية 1983 .

المراجع باللغة الانكليزية

1. Levent . G , Rautcun . G . A 1971 . General Chemistry . Pub . Moscow .
2. Muray J , (1997) . Advanced Practical Chemistry Burry St Edmunds Britain . Second Edition .
3. Platonov . P.P Experiment in general GIN (Russ) Moscow .
4. Ramsden . E . N A – level . Chemistry Wolfreton School . Hall New York .
5. N . Glinka , Mir Publisher . Moscow 1973 .
6. Morton & Hearle (19) . Physical Properties Of Textile Fibers . published by Butter – Worth – England .
7. A . Strepikheyev , V . Dereveitskaya , G . Slonismky (1971) . First Course in Polymer Chemistry . Moscow 1971 .

8. Ann . M . Corlee (1963) A Hand Book Of Textile . Pergaman Press – Oxford .
9. Arthur . I . Vogel (1958) . Elementary Practice Organic Chemistry .
10. Philip Mathews (1992) . Advanced Chemistry 2 . Cambirdge University Press .
11. ASTM Methods for Chemical Analysis Of Metal . Philadelphia : American Society For Testing And Materials 1956 .
- 12.F.E Beamish of J.C Van Loon (1977) . Analysis Of Noble Metals . New York Academic Press .

اللجنة العلمية:

الدكتور حسين بكر

الدكتور فرانسواه قره بيت

الدكتور محمد علاء الدين هذا

المدقق اللغوي:

الدكتور غسان غنيم

حقوق الطبع والترجمة والنشر محفوظة لمديرية الكتب والمطبوعات

