

الفهرس

رقم الصفحة	الموضوع
4	الفهرس
16	المقدمة

القسم الأول

تجارب أساسية في الكيمياء العامة واللاعضوية الفصل الأول إرشادات عامة

19	1-1- مقدمة
22	2-1- قواعد الأمن المخبري
23	3-1- الإسعافات الأولية
23	3-1-1- إسعافات الإصابات الحلدية
24	3-1-2- إسعافات إصابة العيون
24	3-1-3- إسعافات الجروح
24	4-3-1- إسعافات ابتلاع مواد سامة أو استنشاق غازات سامة
25	5-3-1- إسعافات الحروق
25	4-1- الأدوات الزجاجية
25	4-1-1- أدوات زجاجية تتحمل الحرارة
28	4-1-2- أدوات زجاجية لا تتحمل الحرارة تستخدم في القياسات الحجمية
32	5-1- تنظيف الأدوات الزجاجية
32	5-1-1- التنظيف بمزيج من حمض كلور الماء والماء الأكسجيني
33	5-1-2- التنظيف بحمض الكبريت المركز أو بمحلول مركز من هيدروكسيد الصوديوم
33	5-1-3- التنظيف بمزيج من حمض الآزوت المركز مع ثنائي كرومات البوتاسيوم
33	5-1-4- التنظيف بالمزيج الكرومي

- 33 5-5-1- التنظيف باستخدام برمنغنات البوتاسيوم
- 34 6-5-1- التنظيف بالمحلات العضوية
- 34 6-1- المواد الكيميائية

الفصل الثاني تحديد بعض الخواص الفيزيائية

- 35 1-2- مقدمة
- 35 2-2- تحديد درجة الانصهار ودرجة التجمد
- 37 1-2-2- التجربة الأولى: تحديد درجة انصهار مادة صلبة
- 39 3-2- درجة الغليان
- 40 1-3-2- التجربة الثانية تحديد درجة غليان مادة سائلة
- 43 2-3-2- طريقة ثانية لتحديد درجة غليان مادة سائلة
- 44 4-2- تحديد الكثافة
- 45 1-4-2- التجربة الثالثة تحديد كثافة جسم صلب
- 46 2-4-2- التجربة الرابعة تحديد كثافة مادة سائلة

الفصل الثالث تصنيف المركبات اللاعضوية

- 48 1-3- مقدمة
- 48 1-1-3- الحموض
- 49 2-1-3- الأسس
- 51 3-1-3- الأكاسيد
- 51 1-3-1-3- الأكاسيد الحمضية
- 52 2-3-1-3- الأكاسيد الأساسية (القلوية)
- 52 3-3-1-3- الأكاسيد المذبذبة
- 53 4-3-1-3- الأكاسيد الحيادية
- 53 5-3-1-3- الأكاسيد المشتركة

- 53 4-1-3- الأملح
54 2-3- القسم العملي

الفصل الرابع

التوازنات الشاردية في المحاليل المتجانسة وغير المتجانسة

- 59 1-4- مقدمة
61 2-4- التوازنات الشاردية في الجمل المتجانسة
63 3-4- التوازنات الشاردية في الجمل الغير متجانسة
63 1-3-4- ثابت جداء الانحلالية
65 2-3-4- العوامل المؤثرة في انحلالية الكهليلتات الضعيفة
65 1-2-3-4- تأثير درجة الحرارة
65 2-2-3-4- تأثير الشاردة المشتركة
67 3-2-3-4- تأثير طبيعة الوسط
68 4-4- ترسيب وانحلال كبريتيدات المعادن
72 5-4- القسم العملي

الفصل الخامس

المحاليل والمحاليل الواقية وحلمهة الأملح pH

- 77 1-5- تشرذ الماء
78 2-5- مفهوم ال pH
78 3- 5- pH الحموض والأسس
78 1-3-5- pH لمخلول حمض قوي أحادي الوظيفة
79 2-3-5- pH لمخلول حمض ضعيف أحادي الوظيفة
80 3-3-5- pH لمخلول أساس قوي أحادي الوظيفة
81 4-3-5- pH لمخلول أساس ضعيف أحادي الوظيفة

- 82 4-5- المشعرات واستخدامها في تحديد ال pH
- 84 5-5- المحاليل الواقية
- 85 1-5-5- pH المحلول الواقى الناتج عن حمض ضعيف مع أحد أملاحه وآلية تأثيره
- 87 2-5-5- pH المحلول الواقى الناتج عن أساس ضعيف مع أحد أملاحه وآلية تأثيره
- 89 6-5- حلمهة الأملاح
- 89 1-6-5- حلمهة الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي مع أساس قوي
- 89 2-6-5- حلمهة الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي مع أساس ضعيف
- 90 3-6-5- حلمهة الأملاح الناتجة من أساس قوي مع حمض ضعيف
- 91 4-6-5- حلمهة الأملاح الناتجة من حمض ضعيف وأساس ضعيف
- 92 7-5- القسم العملي

الفصل السادس

تفاعلات الأكسدة والإرجاع

- 99 1-6- مقدمة
- 99 2-6- تفاعلات الأكسدة والإرجاع وعلاقتها برقم الأكسدة
- 100 3-6- الأجسام المؤكسدة والأجسام المرجعة
- 101 4-6- موازنة تفاعلات الأكسدة والإرجاع
- 103 5-6- التجارب العملية
- 103 1-5-6- تفاعل برمنغنات البوتاسيوم مع الماء الأوكسجيني في وسط حمضي
- 104 2-5-6- تفاعل كبريتات الحديد مع مركب ثنائي كرومات البوتاسيوم في حمضي
- 104 3-5-6- تفاعل برمنغنات البوتاسيوم مع حمض الحماض في حمضي
- 105 4-5-6- تفاعل محلول يوديد البوتاسيوم مع الماء الأوكسجيني في وسط حمضي
- 105 5-5-6- تفاعل كروميت الصوديوم مع الماء الأوكسجيني في وسط قلوي
- 106 6-5-6- تفاعل برمنغنات البوتاسيوم مع كبريتيت الصوديوم في وسط قلوي

- 107 6-5-7- تفاعل معدن الألمنيوم مع نترات الصوديوم في وسط قلوي
- 107 6-5-8- تفاعل كلوريد الحديد مع يوديد البوتاسيوم في وسط معتدل
- 108 6-5-9- تفاعل كبريتيد الرصاص مع الماء الأوكسجيني في وسط معتدل

القسم الثاني

التحليل الكمي الحجمي

الفصل السابع

مفاهيم أساسية في التحليل الكمي الحجمي والمعايرة الحجمية

- 110 7-1- مقدمة
- 110 7-2- مفهوم التحليل الكمي
- 111 7-3- طرائق التحليل الكمي
- 111 7-3-1- طرائق التحليل الكيميائية الكلاسيكية
- 111 7-3-2- الطرائق الكيميائية الفيزيائية
- 112 7-4- تصنيف طرائق التحليل الكمي الحجمي
- 112 7-4-1- المعايرة بالتعديل
- 112 7-4-2- المعايرة بالأكسدة والإرجاع
- 113 7-4-3- المعايرة بالترسيب
- 113 7-4-4- المعايرة بتشكيل المعقدات
- 113 7-5- الشروط الأساسية في التحليل الكمي الحجمي
- 114 7-6- طرائق التعبير عن تركيز المحلول
- 114 7-6-1- تركيز المحلول
- 114 7-6-1-1- وحدات التركيز وزنية / حجمية
- 118 7-6-1-2- وحدات التركيز الوزنية / وزنية
- 119 7-7- قانون مور في المعايرة الحجمية

120 8-7- المشعر

الفصل الثامن المعايير بالتعديل

121 1-8- مقدمة

121 2-8- تفاعلات التعادل

121 1-2-8- التجربة الأولى معايرة هيدروكسيد الصوديوم بحمض كلور الماء

121 1-1-2-8- الغاية من التجربة حساب عيارية وتركيز هيدروكسيد الصوديوم

121 2-1-2-8- الأدوات والمواد اللازمة

122 3-1-2-8- مبدأ المعايرة

122 4-1-2-8- طريقة العمل

123 5-1-2-8- حساب عيارية هيدروكسيد الصوديوم

123 6-1-2-8- حساب تركيز هيدروكسيد الصوديوم

123 2-2-8- التجربة الثانية معايرة كربونات الصوديوم بحمض كلور الماء

123 1-2-2-8- الغاية من التجربة حساب عيارية وتركيز كربونات الصوديوم

123 2-2-2-8- الأدوات والمواد اللازمة

124 3-2-2-8- مبدأ المعايرة

124 4-2-2-8- طريقة العمل

125 5-2-2-8- حساب عيارية كربونات الصوديوم

125 6-2-2-8- حساب تركيز كربونات الصوديوم

126 3-2-8- التجربة الثالثة معايرة مزيج من هيدروكسيد الصوديوم وكربونات الصوديوم

بحمض كلور الماء

126 1-3-2-8- الغاية من التجربة

126 2-3-2-8- الأدوات والمواد اللازمة

126 3-3-2-8- مبدأ المعايرة

127 4-3-2-8- طريقة العمل

- 128 5-3-2-8- حساب عيارية وتركيز كل من هيدروكسيد الصوديوم و كربونات الصوديوم
- 129 4-2-8- التجربة الرابعة معايرة حمض الحماض بهيدروكسيد الصوديوم
- 129 1-4-2-8- الغاية من التجربة حساب عيارية وتركيز محلول حمض الحماض
- 129 2-4-2-8- الأدوات والمواد اللازمة
- 129 3-4-2-8- مبدأ المعايرة
- 130 4-4-2-8- طريقة العمل
- 130 5-4-2-8- حساب عيارية محلول حمض الحماض
- 130 6-4-2-8- حساب تركيز محلول حمض الحماض

الفصل التاسع المعايرة بالأكسدة والإرجاع

- 132 1-9- مقدمة
- 133 2-9- الأجسام المؤكسدة والأجسام المرجعة
- 133 3-9- القسم العملي
- 133 1-3-9- التجربة الأولى معايرة محلول برمنغنات البوتاسيوم بوساطة حمض الحماض عشر النظامي
- 133 1-1-3-9- الغاية من التجربة حساب عيارية وتركيز برمنغنات البوتاسيوم
- 133 2-1-3-9- الأدوات والمواد اللازمة
- 133 3-1-3-9- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة
- 135 4-1-3-9- طريقة العمل
- 135 5-1-3-9- حساب عيارية وتركيز برمنغنات البوتاسيوم
- 136 2-3-9- التجربة الثانية معايرة محلول كبريتات الحديدي والأمونيوم المضاعف (ملح مور) بوساطة محلول برمنغنات البوتاسيوم عشر النظامي
- 136 1-2-3-9- الغاية من التجربة حساب عيارية وتركيز ملح مور وحساب تركيز الحديد في المحلول
- 136 2-2-3-9- الأدوات والمواد اللازمة

- 136 9-3-2-3- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة
- 137 9-4-2-3- طريقة العمل
- 137 9-5-2-3- حساب عيارية وتركيز ملح مور وحساب تركيز الحديد في المحلول
- 138 9-3-3- التجربة الثالثة معايرة الماء. الأكسجيني بوساطة محلول برمنغنات البوتاسيوم تركيزه 0.05N.
- 138 9-1-3-3- الغاية من التجربة حساب عيارية وتركيز محلول الماء الأكسجيني
- 138 9-2-3-3- الأدوات والمواد اللازمة
- 139 9-3-3-3- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة
- 139 9-4-3-3- طريقة العمل
- 140 9-5-3-3- حساب عيارية وتركيز محلول الماء الأكسجيني
- 140 9-4-3- التجربة الرابعة معايرة محلول كبريتيت الصوديوم المجهول التركيز بوساطة محلول برمنغنات البوتاسيوم تركيزه 0.05N
- 141 9-1-4-3- الغاية من التجربة حساب عيارية وتركيز كبريتيت الصوديوم
- 141 9-2-4-3- الأدوات والمواد اللازمة
- 141 9-3-4-3- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة
- 142 9-4-4-3- طريقة العمل
- 142 9-5-4-3- حساب عيارية وتركيز محلول كبريتيت الصوديوم
- الفصل العاشر المعايير بالترسيب**
- 144 10-1-1- مقدمة
- 144 10-2- التجربة الأولى معايرة محلول كلوريد الصوديوم المجهول التركيز بوساطة محلول عياري من نترات الفضة
- 144 10-1-2- الغاية من التجربة حساب عيارية وتركيز محلول كلوريد الصوديوم.
- 144 10-2-2- الأدوات والمواد اللازمة
- 144 10-3-2- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة

145	4-2-10- طريقة العمل
146	5-2-10- حساب عيارية وتركيز محلول كلوريد الصوديوم
146	3-10- التجربة الثانية معايرة محلول نترات الفضة المجهول التركيز بوساطة محلول عياري من ثيوسيانات البوتاسيوم
146	1-3-10- الغاية من التجربة حساب عيارية وتركيز محلول نترات الفضة.
147	2-3-10- الأدوات والمواد اللازمة
147	3-3-10- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة
148	4-3-10- طريقة العمل
148	5-3-10- حساب عيارية وتركيز محلول نترات الفضة
الفصل الحادي عشر المعايير بتشكيل المعقدات	
150	1-11- مقدمة
151	2-11- التجربة الأولى تحديد القساوة المؤقتة للماء
151	1-2-11- الغاية من التجربة حساب القساوة المؤقتة بالواحدة الفرنسية
151	2-2-11- الأدوات والمواد اللازمة
151	3-2-11- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة
151	4-2-11- طريقة العمل
152	5-2-11- حساب القساوة المؤقتة
153	3-11- التجربة الثانية تحديد القساوة الكلية للماء
153	1-3-11- الغاية من التجربة حساب القساوة الكلية بالواحدة الفرنسية
153	2-3-11- الأدوات والمواد اللازمة
153	3-3-11- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة
154	4-3-11- طريقة العمل
155	5-3-11- حساب القساوة الكلية

القسم الثالث التحليل الكيفي

الفصل الثاني عشر

التحليل النوعي تحليل الأملاح اللاعضوية

158	1-12-1-مقدمة
158	12-2-الكشف عن الشرسبات
159	12-3-الكشف عن الشرجبات
160	12-4-القسم العملي
160	12-4-1-الكشف عن الشرجبات الفئة الأولى (I)
160	12-4-2-كاشف الفئة Group Reagent
161	12-5-تفاعلات الكاشف العام (HCl الممدد)
161	12-5-1-تفاعلات الكاشف العام مع شوارد الفضة
161	12-5-2-تفاعلات الكاشف العام مع شوارد الرصاص
162	12-5-3-تفاعلات الكاشف العام مع شوارد الزئبقي
162	12-6- تفاعل يوديد البوتاسيوم مع شوارد الفئة الأولى
162	12-6-1- تفاعل يوديد البوتاسيوم مع شاردة الفضة
162	12-6-2- تفاعل يوديد البوتاسيوم مع شاردة الرصاص
163	12-6-3- تفاعل يوديد البوتاسيوم مع شاردة الزئبقي
163	12-7-تفاعل القلويات مع شوارد الفئة الأولى
163	12-7-1-تفاعل القلويات مع شاردة الفضة
163	12-7-2- تفاعل القلويات مع شاردة الرصاص
164	12-7-3- تفاعل القلويات مع شاردة الزئبقي
164	12-8- تفاعل محلول الأمونيا مع شوارد الفئة الأولى
164	12-8-1- تفاعل محلول الأمونيا مع شاردة الفضة

- 164 2-8-12- تفاعل محلول الأمونيا مع شاردة الرصاص
- 164 3-8-12- تفاعل محلول الأمونيا مع شاردة الزئبقي
- 165 9-12-تفاعل كرومات البوتاسيوم مع شوارد الفئة الأولى
- 165 1-9-12- تفاعل كرومات البوتاسيوم مع شاردة الفضة
- 165 2-9-12- تفاعل كرومات البوتاسيوم مع شاردة الرصاص
- 165 3-9-12- تفاعل كرومات البوتاسيوم مع شاردة الزئبقي
- 165 10-12-تفاعل كبريتيد الهيدروجين مع شوارد الفئة الأولى
- 166 1-10-12- تفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع شاردة الفضة
- 166 2-10-12- تفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع شاردة الزئبقي
- 166 3-10-12- تفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع شاردة الرصاص
- 167 11-12-تفاعل شاردة الزئبقي Hg_2^{2+} مع كلوريد القصديري
- 167 12-12-تفاعل شاردة الفضة مع سيانيد البوتاسيوم
- 167 13-12-تفاعل شاردة الفضة مع ثيوكبريتات الصوديوم
- 169 14-12-التجارب العملية على شرحبات المجموعة الأولى
- 170 15-12-فصل شرحبات المجموعة الأولى

الفصل الثالث عشر شرحبات الفئة الثانية

- 173 1-13-مقدمة
- 173 2-13-الكاشف العام لشرحبات الفئة الثانية
- 175 3-13-التجارب الأساسية للكشف عن شرحبات الفئة الثانية (IIa)
- 175 1-3-13-النحاس (Cu^{+2}) Copper
- 176 2-3-13-الكاديوم (Cd^{+2}) Cadmium
- 177 3-3-13-البيزموث (Bi^{+3}) Bismuth
- 177 4-3-13-الزئبق (Hg^{+2}) Mercury(II)

177	4-13-ملاحظات
180	13-5-التجارب العملية على شرحبات الفئة الثانية IIa
182	13-6-فصل شوارد الفئة الثانية IIA
	الفصل الرابع عشر شرحبات الفئة الثالثة
185	14-1-مقدمة
185	14-2-الكاشف العام لشرحبات الفئة الثالثة
186	14-3-التجارب الأساسية للتعرف على شرحبات الفئة (III)
186	14-3-1-تأثير الكاشف العام على شرحبات الفئة (III)
187	14-3-2-تأثير الهيدروكسيدات القوية (NaOH)
188	14-3-3-تأثير محلول الأمونيا (NH ₃ .H ₂ O)
188	14-3-4-تأثير محلول كبريتيد الصوديوم أو الأمونيوم
189	14-4-تجارب خاصة لشرحبات الفئة الثالثة
190	14-5-التجارب العملية على شرحبات الفئة الثالثة
191	14-6-فصل شوارد الفئة الثالثة
194	المراجع العربية
195	المراجع الأجنبية
196	المصطلحات العلمية

المقدمة

يهدف القسم العملي لمقرر الكيمياء العامة واللاعضوية إلى تنمية الخبرات العملية وربطها مع المعلومات النظرية عند الطالب ، وترسيخ الأسس النظرية التي يتلقاها الطالب وتثبيتها في ذهنه. ولقد تم اختيار تجارب هذا الكتاب لكي تسمح بتهيئة طلاب السنة الأولى في كلية العلوم قسم علم الأحياء، لمزاولة مهنتهم، ومتابعة أبحاثهم وحياتهم العملية على خير ما يرام.

لقد توخينا في كتابنا هذا من عرض فصول هذا المقرر أن تتوافق مع المواضيع النظرية، وبالتالي تضمن الفصل الأول من هذا الكتاب عرض إرشادات ونصائح عامة لعمل الطالب داخل المختبر، وكيفية التعامل مع الأدوات المخبرية الزجاجية ومع المواد الكيميائية ودرجة خطورتها، وكيفية التصرف في حال حدوث حروق ناتجة من مواد كيميائية وإجراء الإسعافات الأولية لها. وبمحت الفصل الثاني في كيفية تحديد بعض الخواص الفيزيائية للمركبات الكيميائية كدرجة انصهار المواد الصلبة ، وكذلك كيفية قياس درجات غليان المواد السائلة ، ومعرفة قياس كثافة المواد السائلة والمواد الصلبة. وعرض الفصل الثالث دراسة مفصلة عن تصنيف المركبات اللاعضوية. وشمل الفصل الرابع على دراسة التوازنات في المحاليل المتجانسة والمحاليل غير المتجانسة. وتضمن الفصل الخامس دراسة المحاليل الواقية وكيفية عملها وتحديد طبيعة الأوساط الناتجة عن حلمة الأملاح المختلفة. وشرح الفصل السادس التفاعلات التي تتم بطريقة الأكسدة والإرجاع وكيفية موازنة هذه التفاعلات.

عرض القسم الثاني من هذا الكتاب المفاهيم الأساسية في التحليل الكمي الحجمي وكيفية إجراء كافة أنواع المعايرات الحجمية مثل المعايرة بالتعديل والمعايرة بالأكسدة والإرجاع والمعايرة بالترسيب وذلك لمعرفة تركيز المركبات الكيميائية وكيفية قياس قساوة الماء المؤقتة والدائمة.

وبحث القسم الثالث المفاهيم الأساسية للتحليل النوعي الكيفي للشارسبات والشرحبات وطرائق الكشف النوعي لشرحبات الفئات الثلاثة الأولى. وأخيراً تم دراسة تحليلية نوعية لمعرفة بعض أنواع الشوارد الداخلة في المركبات الكيميائية وكيفية الكشف عنها.

نأمل أن نكون قد وفقنا في تقديم كتاب علمي يحمل بين دفتيه الفائدة المرجوة، ويكون مرجعاً مفيداً لطلاب كلية العلوم قسم علم الأحياء وقسم الكيمياء خاصة، ولكل من يهتم في دراسة الكيمياء، مع علمنا الأكيد بأن الفائدة المرجوة ستنعكس بشكل أوسع على كل طالب سيدرس هذا المقرر بتمعن وإدراك، وعلى الأخص حين القيام بإجراء تجاربه المخبرية بشكل دقيق وصحيح. نرحب في الختام بكل ملاحظة أو نقد بناء أو تصويب يجده القارئ ليصار إلى الأخذ به في المستقبل.

مؤلفو الكتاب

القسم الأول

تجارب أساسية في الكيمياء العامة واللاعضوية

الفصل الأول

إرشادات عامة

1-1- مقدمة

يتميز العمل في المختبرات العلمية وخاصة في السنوات الجامعية الأولى بأهمية خاصة للطلاب حيث يستطيع من خلال العمل في المختبر لربط بين المفاهيم الأساسية النظرية العلمية لأي مقرر مع التجارب العملية لهذا المقرر. لذلك سوف نشير إلى أهم النقاط الرئيسية ، التي يجب على الطالب أن يفهمها بشكل جيد وأن يأخذ بها أثناء العمل في المختبر وخاصة أثناء تعامله مع المواد الكيميائية والأدوات المخبرية وهي :

- يجب على الطالب قبل كل شيء ارتداء الرداء الأبيض، وذلك لوقاية ثيابه من أخطار المواد الكيميائية.

- أن يكون على معرفة مسبقة بكافة الأدوات الزجاجية المستخدمة في المختبر وإلمام بالأجهزة المخبرية والحذر الشديد أثناء استعمالها لأنها مصنوعة من الزجاج وستكون معرضة للكسر.

- أن يقرأ بدقة القسم النظري والتجارب العملية المطلوبة واستيعابها بشكل جيد جداً قبل حضور الجلسة العملية ليكون على علم تام بهدف التجارب المطلوبة وخطوات العمل وكتابة التفاعلات الحاصلة في كل مرحلة ونواتج هذه التفاعلات.

- إتباع التعليمات المعطاة حول التجربة والانتباه إلى ملاحظات المشرفين على المختبر.

- الحذر والانتباه أثناء العمل في المختبر والمحافظة على نظافة مكان العمل أثناء وبعد الجلسة العملية في المختبر.
- عدم الإسراف في استهلاك المواد الكيميائية ، خاصة وأن إضافة كميات فائضة من إحدى المواد الداخلة في التفاعل يؤدي إلى نتائج خاطئة. ويجب الحرص على عدم إعادة أي فائض من مادة ما إلى العبوة الأصلية وذلك تفادياً للأخطاء. كما يجب المحافظة على نظافة عبوات المواد الكيميائية وعدم تعرضها للتلوث أو إزالة اسم المادة من على العبوة الأصلية وإعادةها إلى أماكنها فور الانتهاء من استخدامها.
- الاعتماد على الذات في إجراء التجارب العملية والحسابات المتعلقة بها، والاستفسار عن كل فكرة غير مفهومة من أحد المشرفين على المختبر.
- الامتناع منعاً باتاً عن التدخين والأكل والشرب في المختبر.
- جميع المواد الكيميائية سامة وتختلف هذه المواد عن بعضها البعض في درجة سميتها لذلك يجب الحذر الشديد أثناء التعامل مع المواد الكيميائية. ويحظر استخدام عبوات المواد الكيميائية لأغراض غذائية وعبوات المواد الغذائية لأغراض كيميائية.
- أن لا يترك المصباح الغازي مشتعلًا بعد الانتهاء من استعماله.
- يحظر تسخين السوائل القابلة للاشتعال مباشرة بواسطة مصباح بنزن كالكحول والايتر والأسيتون الخ.

- أن لا ينظر إلى الأنايب من فوهتها أثناء التسخين أو أثناء إجراء التفاعل خشية تطاير رذاذها وملامسة وجهه وعينيه.
- إن الطالب هو المسؤؤل عن أدواته المخبرية وعليه تقع مسؤولية تعويضها حين حدوث أي ضياع أو تلف بها.
- عدم إلقاء الأنايب الزجاجية المكسورة وعيدان الثقاب وأوراق الترشيح وأوراق عباد الشمس في المغسلة، ويجب عليه أن يلقئها في سلة المهملات المخصصة لذلك.
- يفضل طرح بقايا التفاعلات الحامضية أو القلوية أو نتائج التجارب في عبوات خاصة وعدم رمئها في المغاسل، ليتم بعد ذلك التخلص منها بطرائق علمية، وذلك للحد من تلوث البيئة.
- عدم استقبال الزوار والتحدث مع زملائه داخل المختبر، كما لا يجوز له الخروج من المختبر إلا بإذن من الأستاذ المشرف.
- التقيد بالزمن المخصص للجلسة العملية.
- أن يحضر معه دفتر عملي يدون فيه ملخص عن التجربة العملية وأن يسجل فيه نتائج التجربة والحسابات. وعليه أن يوقعه من الأستاذ المشرف قبل مغادرته المختبر.

1-2- قواعد الأمن المخبري

- يتطلب العمل في المختبرات انتبهاً شديداً أثناء إجراء التجارب المخبرية.
- ولتجنب وقوع بعض الحوادث المؤسفة في المختبر ينبغي مراعاة ما يلي :
 - العمل في مكان واسع ومريح وجيد التهوية.
 - استعمال الملاقط لإمساك الأدوات الزجاجية أثناء إجراء عمليات التسخين.
 - استخدام النظارة الواقية وذلك لحماية العينين من الأخطار التي قد تحدث أحياناً.
 - العمل تحت ساحة الغازات لدى استخدام المواد الشديدة السمية، أو إجراء تجارب تطلق غازات سامة.
 - عدم لمس المواد الكيميائية باليد سواء كانت صلبة أم سائلة وبمنع منعاً باتاً استنشاقها أو تذوقها.
 - أن يصب الحمض على الماء بقصد تمديده وأن لا يقوم بالعكس لأنه قد يحدث إصابات خطيرة.
 - إبعاد المواد القابلة للاشتعال من مصدر الحرارة.
 - يفضل تسخين المحاليل المتواجدة ضمن أنابيب اختبار باستخدام حمام مائي أو رملي وعند ضرورة تسخينها بشكل مباشر تمسك الأنابيب بشكل مائل وتسخن بلطف بحركة دورانية لمنع حدوث غليان مفاجئ.

- يحظر على الطالب توجيه أنابيب الاختبار أثناء التسخين إلى جهة زميله الذي يعمل بجواره أو أمامه خشية إصابته بشيء من رذاذها.
- غسل الأيدي والوجه بشكل جيد لدى تعرضهما لأي أثر كيميائي ضار بالماء. وفي حال التعرض للحموض القوية فيجب الغسل مكان الإصابة بكمية وافرة من الماء ثم مسح مكان الإصابة بمحلول ممدد لبيكربونات الصوديوم.
- غسل الأيدي بالماء والصابون بعد الانتهاء من العمل في المختبر بشكل جيد جداً.

1-3-الإسعافات الأولية

قد تحدث عن عدم اتباع قواعد الأمن المخبري بعض الإصابات المؤسفة. كالحروق والتسمم أو الجروح. فعند حدوث مثل هذه الإصابات يجب تقديم بعض الإسعافات الأولية للمصاب في المختبر. وتختلف هذه الإسعافات باختلاف نوع الإصابة لذلك يمكن أن نميز عدة حالات:

1-3-1-إسعافات الإصابات الجلدية

يغسل مكان الإصابة الجلدية بشكل جيد جداً بكميات كبيرة من الماء. ففي حال كون الإصابة الجلدية ناتجة من مادة حامضية فعندئذ يغسل مكان الإصابة بمحلول بيكربونات الصوديوم 10% أو بمحلول كربونات الصوديوم 5% وأخيراً بالماء. أما في حال كون الإصابة ناتجة عن مادة قلوية فعندئذ يغسل مكان الإصابة بمحلول حمض البور 2% ثم بمحلول حمض الخل 2% وأخيراً بالماء.

1-3-2-إسعاف إصابة العيون

تغسل العين بكمية وافرة من الماء في حال كون الإصابة ناتجة من مادة قلووية، ثم تغسل بعد ذلك بمحلول لحمض البور 2%. أما في حال كون الإصابة ناتجة عن مادة حامضي فتغسل العين أولاً بشكل جيد بالماء، ثم تغسل بمحلول مشبع من البوراكس أو بمحلول بيكربونات الصوديوم 5%.

1-3-3-إسعافات الجروح

يغسل مكان الجرح بشكل جيد بالماء وينظف بقطعة شاش معقمة مبللة بمادة مطهرة كالكحول ، ثم ينظف من قطع الزجاج في حال تواجدها ويعقم مرة أخرى. أما إذا كان الجرح سطحي فيترك فترة لكي يسيل الدم منه ثم يعقم بقطعة شاش مبللة بمادة مطهرة. وفي حال كون الجرح عميقاً تجرى للمصاب الإسعافات الأولية السابقة ومن ثم ينقل إلى أقرب مستوصف طبي.

1-3-4-إسعافات ابتلاع مواد سامة أو استنشاق غازات سامة

يجرح المصاب من المختبر في حال استنشاق غازات سامة لكي يستطيع استنشاق الهواء النقي وفي حال الضرورة يعطى المصاب غاز الأوكسجين. أما في حال التسمم الناجم عن استنشاق غازات سامة كالكلور أو البروم أو غازات الآزوت فينبغي عليه استنشاق محلول ماءات الأمونيوم 10% ثم تناول كمية من الحليب. وفي حالات الإغماء يجرح المصاب من المختبر وتجري له عملية تنفس اصطناعي ثم ينقل بعدها إلى أقرب مستوصف صحي. أما لدى ابتلاع مواد كيميائية سامة أو غير سامة فيجب طرحها مباشرة من الفم وغسل الفم بكميات كبيرة من الماء ومن ثم شرب كأس فاتر يحتوي على ملح الطعام لكي يتقيأ مباشرة، ومن ثم شرب كمية لا بأس بها من الحليب. وعلى المصاب مراجعة أقرب طبيب أو مستوصف صحي للتأكد من صحته.

1-3-5-إسعافات الحروق

تختلف طريقة معالجة الحروق تبعاً لدرجتها. فالحروق من الدرجة الأولى والتي تكون سطحية ، تعالج بمسح مكان الإصابة بمحلول برمغنات البوتاسيوم 5%، ثم يدهن بمزيج خاص بالحروق أو بزيت الزيتون. أما حروق الدرجة الثانية فيتم معالجته بتنظيفها بشاش معقم مبلل بمزيج مضاد للحروق. وأخيراً تعالج حروق الدرجة الثالثة بتغطية مكان الحروق بشاش مبلل بمحلول البور 10%، ثم ينقل المصاب إلى المستشفى لتلقي العلاج المناسب.

ملاحظة: في حال اندلاع حريق في المختبر تغلق كافة صمامات الغاز فوراً ويفصل التيار الكهربائي من القواطع الرئيسية.

1-4-1- الأدوات الزجاجية

تصنع الأدوات المخبرية من الزجاج أو البورسلان أو البلاستيك، يستعمل في مختبر الكيمياء بصورة رئيسية أدوات وأوعية زجاجية لكونها مقاومة للمواد الكيميائية بالإضافة إلى سهولة تنظيفها وإمكانية مراقبة التجربة من خلالها وتقسّم إلى نوعين:

1-4-1-1- أدوات زجاجية تتحمل الحرارة

تصنع هذه الأدوات والأوعية الزجاجية من مواد أولية تتحمل الحرارة الناتجة عن التفاعلات الكيميائية الناشئة للحرارة وتتحمل الحرارة الخارجية التي تتعرض لها هذه الأدوات أثناء إجراء التفاعلات الكيميائية التي تتطلب تسخين خارجي مثل التفاعلات الماصة للحرارة. نذكر منها:

- أنابيب الاختبار : تعتبر هذه الأنابيب من أبسط الأدوات الزجاجية المخبرية وأكثرها استخداماً. نستطيع أن نميز منها نوعين ، يدعى النوع الأول بالأنابيب المخروطية والتي تستخدم في أجهزة التثفيل من أجل فصل الراسب من المحلول ، أما النوع الآخر فيسمى بالأنابيب الأسطوانية والتي تستخدم بكثرة أثناء إجراء التفاعلات المخبرية ، وهي ذات سعات مختلفة. الشكل (1-1)



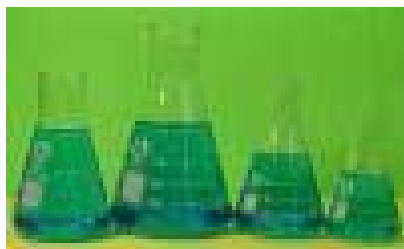
الشكل (1-1) أنابيب اختبار ذات أحجام مختلفة

- البياشر ومفردها بيشر (بيكر) وهي عبارة عن أوعية زجاجية اسطوانية الشكل ذات أحجام مختلفة تستخدم من أجل حل المواد الصلبة وتسخين السوائل وفي عمليات إعادة التبلور لأنها سهلة الاستعمال وخاصة أثناء سكب السوائل منها. الشكل (2-1).



الشكل (1-2) بياشر ذات أحجام مختلفة

- الأرنماير هو عبارة عن وعاء زجاجي مخروطي الشكل، منها ذو فتحة عليا ضيقة من الأعلى مصنفة لها غطاء يتناسب مع قياس فوهتها ، ومنها ذو فتحة عليا ضيقة عادية. تستعمل في عمليات التسخين والمعايرة وعمليات الترشيح، وهي ذات أحجام مختلفة. الشكل (3-1).



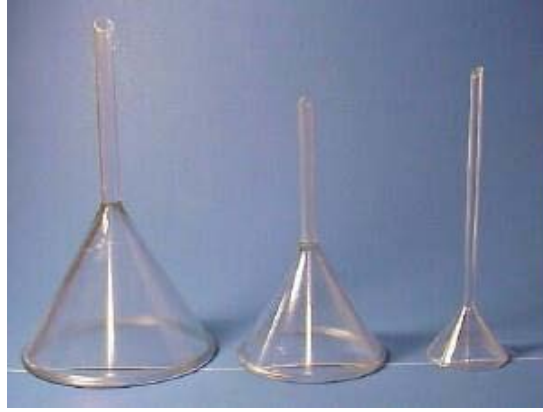
الشكل (3-1) أرلماير ذات حجوم مختلفة

- الخوجلات وهي عبارة عن أوعية زجاجية لها قواعد مستديرة أو مسطحة وتتميز بعنق ضيق من الأعلى مصنفر أو عادي ومتوفرة بحجوم مختلفة وتستخدم في عمليات التقطير والتسخين. الشكل (4-1).



الشكل (4-1) حوجلة مصفرة العنق

- أقماع وهي عبارة عن أقماع عادية مصنوعة من الزجاج أو البلاستيك وذات حجوم مختلفة وتستخدم بكثرة في سكب السوائل وفي عمليات الترشيح. الشكل (5-1).



الشكل (5-1) أقماع عادية مختلفة الحجم

1-4-2- أدوات زجاجية لا تتحمل الحرارة تستخدم في القياسات الحجمية

تستخدم بعض الأدوات الزجاجية المخبرية والمصنعة من الزجاج العادي في

القياسات الحجمية عند درجة حرارة الغرفة نذكر منهم:

● الماصة : هي أداة تستعمل لأخذ حجم معين من السائل بدقة ، ومتوفرة بحجوم

مختلفة. ونستطيع أن نميز نوعين منها ، النوع الأول عبارة عن أنبوب زجاجي

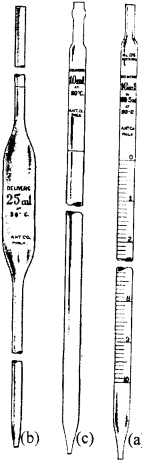
مدرج بتدریج الميلي ليتر وأعشاره ويكون صفر التدریج في الأعلى ، ويدعى النوع

الثاني بالماصة الحجمية وهي عبارة عن أنبوب زجاجي له بالونة اسطوانية الشكل

يعطي حجماً واحداً واقعاً بين فوهة الأنبوب السفلية ، ودائرة عيارية محددة على

الجزء العلوي من الماصة. وبشكل عام تستخدم الماصات لأخذ حجوم مختلفة من

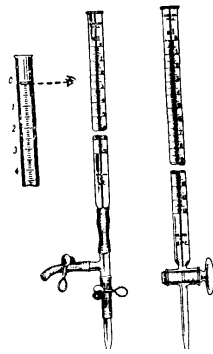
السوائل بدقة عالية الشكل (1-6).



الشكل (6-1) ماصات بحجوم مختلفة

وقد تم مؤخراً تصنيع ماصات آلية تستخدم لأخذ حجوم صغيرة جداً من رتبة الميكروليتر μl بدقة كبيرة.

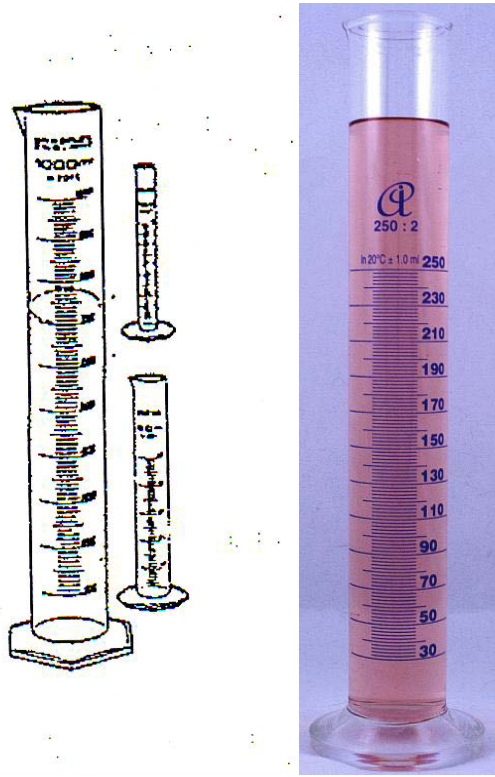
- السحاحة: هي عبارة عن أنبوب زجاجي مدرج بتدریجة الميليلتر وأعشاره ينتهي طرفه السفلي بصنبور ينساب منه المحلول ويمكن التحكم بكمية تدفق السائل من خلاله. تصنع السحاحات بحجوم مختلفة تتراوح ما بين 5ml و100ml ويكون صفر التدریجة من الأعلى، وذلك كما هو موضح في الشكل (7-1).



الشكل (7-1) سحاحات

وقد تم مؤخراً تصنيع سحاحات بحجوم تصل إلى 1ml ولكن تستخدم بشكل خاص في الأجهزة الحديثة التي تعتمد مبدأ المعايرة الآلية..

- مقياس مدرج: يدعى أيضاً بالإسطوانة المدرجة وهو عبارة عن وعاء اسطواني مصنوع من الزجاج أو البلاستيك مدرج بتدرج المليلتر ومضاعفاته. وتستخدم لقياس حجوم تقريبية فقط وذلك لأن دقتها محدودة وهي لا تتحمل الحرارة ومتوفرة بحجوم مختلفة. الشكل (8-1).



الشكل (8-1) مقياس مدرجة

- الدورق الحجمي العياري : هو عبارة عن وعاء مسطح القعر ينتهي بعنق طويل ضيق حددت عليه دائرة عيارية تشير إلى المستوى الذي يجب أن يصل إليه أسفل

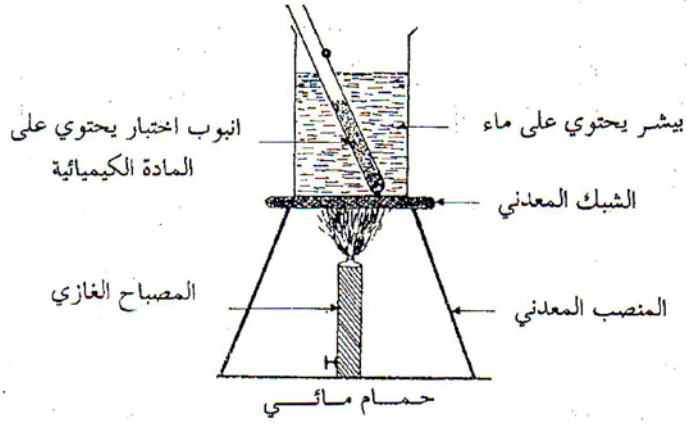
تقعر السائل للحصول على الحجم المحدد مع مراعاة النظر للدائرة العيارية في نفس السوية الأفقية الشكل (9-1).



الشكل (9-1) دوارق حجمية عيارية

تستخدم الدوارق الحجمية العيارية لتحضير المحاليل العيارية أو لتمديدتها ويمنع منعاً باتاً تسخينها لأنها لا تتحمل الحرارة . وتتوفر بحجوم مختلفة تتراوح ما بين 25ml و 1000ml .

يستخدم في معظم الجلسات العملية حمام مائي وهو عبارة عن بيشر زجاجي يتحمل الحرارة ويحتوي على ماء عادي . يوضع هذا الكأس فوق الحامل المعدني الذي يكون عليه شبك من الامينات ويسخن ماء الكأس وتغمر فيه أنابيب الاختبار حتى منتصفها بحيث تسخن المادة الموضوعة داخل هذه الأنابيب وذلك كما هو موضح في الشكل (10-1).



الشكل (10-1) حمام مائي

وأخيراً يجب تجهيز المختبرات العلمية بميزان حساس وذلك من أجل أخذ وزنات مختلفة لتحضير المحاليل الكيميائية ، وجهاز تخفيف يستخدم لتخفيف الأدوات بعد تنظيفها وغسلها بشكل جيد.

5-1-تنظيف الأدوات الزجاجية

قبل القيام بإجراء التجربة المقررة يجب على الطالب أن يتأكد من نظافة أدواته الزجاجية . وأبسط الطرائق لنظافتها غسلها بالماء والصابون مرات عدة ثم بالماء المقطر. ونتأكد من تمام عملية التنظيف من خلال صفاء الأدوات ومن عدم تجمع قطرات الماء على سطح الزجاج . أما إذا كان هناك بضع قطرات من الماء على السطح الزجاجي فهذا يعني عدم نظافة الأدوات ومن ثم يجب على الطالب اتباع إحدى الطرائق الآتية وذلك بحسب طبيعة المادة الملوثة:

1-5-1-التنظيف بمزيج من حمض كلور الماء والماء الأكسجيني

يحضر هذا المزيج بمزج محلول 6N من حمض كلور الماء مع محلول 5% من الماء الأكسجيني ويسخن هذا المزيج قبل استعماله. ويعتبر هذا المزيج من المواد المنظفة الفعالة بشكل جيد وإزالة التلوث بشكل سريع.

1-5-2-التنظيف بحمض الكبريت المركز أو بمحلول مركز من هيدروكسيد الصوديوم

تستخدم هذه الطريقة ف حال كون الأدوات الزجاجية المراد تنظيفها ملوثة بمواد قطرانية.

1-5-3-التنظيف بمزيج من حمض الآزوت المركز مع ثنائي كرومات الصوديوم

ويحضر 100g من نثائي كرومات الصوديوم في (1) ليتر من حمض الآزوت المركز ويستخدم هذا المزيج لإزالة الرواسب العالقة بالأدوات الزجاجية.

1-5-4-التنظيف بالمزيج الكرومي

يحضر المزيج الكرومي بجل 30g من ثنائي كرومات الصوديوم في نصف ليتر من الماء ثم يضاف إلى المحلول بجزر شديد نصف ليتر من حمض الكبريت المركز. فنحصل بذلك على المزيج الكرومي.

يتم غسل الأدوات بالماء العادي ثم يملأ ربع الجهاز المراد غسله بالمزيج الكرومي ونسخن ما سبق تسخيناً لطيفاً مع التحريك بضعة دقائق حتى تتبلل جدرانه ثم يغسل بعد ذلك بالماء العادي عدة مرات. وإذا لم يتبين لنا نظافة الأدوات جيداً. نكرر عملية الغسيل بالمزيج الكرومي عدة مرات حتى التأكد من نظافة الأدوات بشكل جيد تماماً.

ملاحظة :

إن المزيج الكرومي المستعمل عدة مرات يفقد فعاليته. ونستدل على ذلك من خلال تحول لونه من برتقالي قاتم إلى أخضر قاتم. حيث يجب تبديل هذا المزيج بمزيج آخر حديث التحضير.

1-5-5-التنظيف باستخدام برمنغنات البوتاسيوم

يحضر هذا المحلول بجل 5g من برمنغنات البوتاسيوم في 100ml من الماء. ثم نضيف إلى المحلول 30ml من حمض الكبريت المركز. يُعد هذا المحلول مؤكسداً قوياً ومنظفاً جيداً.

1-5-6-التنظيف بالمحلات العضوية

إذا كانت الأدوات الزجاجية ملوثة بنواتج تقطير النفط أو بالشمع أو بالبارافين أو بالراتنجات. يجري تنظيفها باستخدام المحلات العضوية المعروفة مثل رابع كلور الكربون أو الأسيتون أو الايتر أو الكلوروفورم أو البنزن (البنزول) ... الخ ثم تغسل بعد ذلك بالماء والصابون.

ويجرى عادة تجفيف الأدوات الزجاجية بعد تنظيفها وغسلها بالماء بوضعها في فرن درجة حرارته تتراوح ما بين $(80-100)^{\circ}\text{C}$ مدة ربع ساعة أو باستخدام المجفف الهوائي عاى الساخن.

1-6-المواد الكيميائية

تستخدم في التجارب أنواع مختلفة من المواد الكيميائية وهي على درجات متفاوتة من حيث النقاوة وتصنف عادة على النحو التالي:

- مواد كيميائية تجارية : تكون رخيصة الثمن ، ويمكن استخدامها في الأعمال المخبرية التي لا تتطلب دقة عالية.
- مواد كيميائية نقية : هي عبارة عن مواد كيميائية تكون نسبة الشوائب فيها منخفضة وتستخدم في التحليل الكيميائية العادية.
- مواد كيميائية عالية النقاوة : تستخدم في الأبحاث العلمية وهي غالية الثمن.

الفصل الثاني

تحديد بعض الخواص الفيزيائية

1-2- مقدمة

تعتبر الخواص الفيزيائية للمادة الكيميائية من أهم الثوابت التي تتميز فيها عن غيرها من المواد الكيميائية. نذكر من هذه الخواص حالة المادة الكيميائية (صلبة، سائلة، غازية)، لون المادة، الكثافة، درجة الانصهار، درجة الغليان، قرينة الانكسار..... الخ. إن طبيعة الروابط بين جزيئات المادة الواحدة هي التي تحدد نوع هذه المادة ، هل هي صلبة أم سائلة أم غازية. فمثلاً تكون قوى الترابط للمواد الغازية في الشروط العادية من الحرارة والضغط ضعيفة بحيث لا تستطيع ربط الجزيئات مع بعضها البعض للمحافظة على الحركة الدورانية لهذه الجزيئات. أما قوى ترابط المواد السائلة ، فيكون هناك انجذاب الجزيئات إلى بعضها البعض بقوى ترابط مختلفة محافظة على الشكل الفيزيائي لهذه المادة. أما المواد الصلبة فتربط جزيئاتها بقوى تجاذب قوية مشكلة بنية بلورية صلبة . سوف نقوم في هذا الفصل بالتعرف على كيفية تحديد بعض الخواص الفيزيائية للمركبات الكيميائية.

2-2-تحديد درجة الانصهار ودرجة التجمد

عندما تتمص أي مادة صلبة كمية من الحرارة فإنها تتحول إلى مادة سائلة ، والعكس صحيح فعند نزع كمية من الحرارة من مادة سائلة فإنها تتجمد وتتحول إلى مادة صلبة.

تعرف درجة الانصهار بأنها درجة الحرارة التي تتحول فيها المادة من الحالة الصلبة إلى الحالة السائلة. أو هي درجة الحرارة التي تكون فيها المادة في حالة توازن بين الطورين الصلب والسائل دون أي تغير في درجة الحرارة. وتعرف درجة التجمد بأنها درجة الحرارة التي تتحول فيها المادة من الحالة السائلة إلى الحالة الصلبة. فإذا سخنا أي مادة نقية نلاحظ ارتفاع في درجة الحرارة حتى نصل إلى درجة حرارة تثبت لفترة وجيزة ، عند هذه الدرجة من الحرارة يكون كلا الطورين السائل والصلب متواجدين ، وعندها يتم تحول

المادة النقية الصلبة إلى مادة سائلة، أي نقول بأن المادة قد انصهرت. تبدأ بعدها درجة الحرارة بالارتفاع. وإذا أبعدهنا المصدر الحراري عن المادة نلاحظ بأن درجة الحرارة تبدأ بالانخفاض، حتى تصل إلى درجة حرارة تثبت عندها، عندئذٍ يبدأ السائل بالتحول إلى مادة صلبة وعند انتهاء تحول المادة السائلة كلياً إلى مادة صلبة تبدأ درجة الحرارة بالانخفاض وتكون المادة قد تجمدت.

نلاحظ مما سبق بأن درجة الانصهار هي نفسها درجة التجمد لأي مادة ولكن الاختلاف بينهما في طريقة الوصول إليهما فإذا كانت طريقة الوصول إليها بدءاً من درجة حرارة أخفض نكون بذلك قد قمنا بقياس درجة انصهار المادة، أما إذا وصلنا إليها بدءاً من درجة حرارة أعلى نكون بذلك قد قمنا بقياس درجة التجمد. يستخدم الحمام المائي لتحديد درجات انصهار المواد الصلبة، التي تكون درجات انصهارها أخفض من درجة غليان الماء. أما من أجل تحديد درجات انصهار المواد الصلبة التي تكون درجات انصهارها أعلى من درجة غليان الماء فيستخدم الحمام الزيتي بدلاً من الحمام المائي.

تقاس درجات انصهار المواد الصلبة بطرائق مختلفة ولكن جميع هذه الطرائق تعتمد على مبدأ واحد ألا وهو تسخين المواد الصلبة. تستخدم بعض الأجهزة الحديثة في مخابر الأبحاث العلمية لقياس درجات الانصهار، ولكن ما زالت طريقة الأنابيب الشعرية تستخدم بكثرة في مخابر السنوات الدراسية الجامعية الأولى لسهولة استخدامها وأدواتها البسيطة المتوفرة في أي مختبر علمي.

2-2-1- التجربة الأولى: تحديد درجة انصهار مادة صلبة

الأدوات اللازمة: بيشر سعة 250ml، أنبوب شعري، ميزان حرارة، مصباح بنزن، حمام مائي، حامل ثابت، لواقط معدنية.

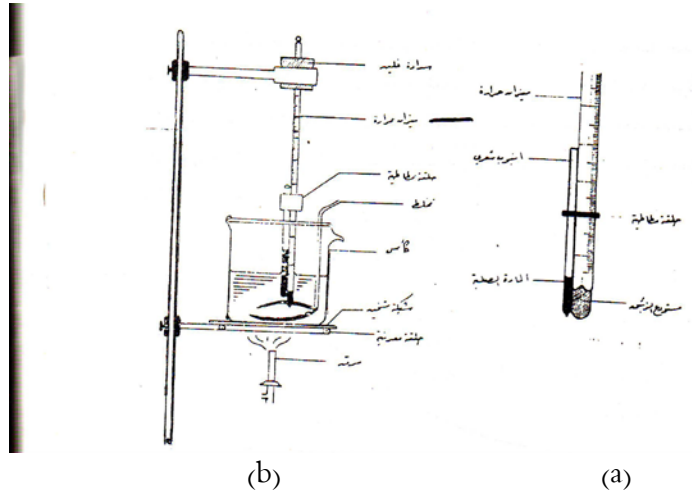
المواد اللازمة: مواد صلبة نقية ذوات درجة انصهار أقل من 100 درجة مئوية (نفتالين مثلاً) أو أي مادة أخرى متوفرة في المختبر.

طريقة العمل

- اسحق حوالي 1g. من مادة نقية صلبة بواسطة هاون بورسلان بشكل جيد.
- خذ أنبوب شعري لا يتجاوز قطره 1mm وطوله تقريباً 8cm وأغلق أحد طرفيه وذلك بتسخينه على مصباح بنزن لكي نحصل على أنبوب شعري مغلق من طرف واحد.
- أماً الأنبوب الشعري بالمادة التي تريد تحديد درجة انصهارها، بحيث لا يزيد طول المادة داخل الأنبوب الشعري أكثر من 2mm.
- ربط الأنبوب الشعري المملوء بالمادة الصلبة مع ميزان حرارة بواسطة حلقة مطاطية بحيث يكون مستوى المادة الصلبة في الأنبوب الشعري بمحاذاة مستودع ميزان الحرارة.
- أماً البيشر حتى ثلثه بماء، ثم ضعه على شبكة معدنية موضوعة على حامل ويوجد أسفل الحامل مصباح بنزن.
- ثبت ميزان الحرارة مع الأنبوب الشعري على حامل ثابت.
- اغمس ميزان الحرارة مع الأنبوب الشعري إلى منتصف الحمام المائي مع بقاء فوهة الأنبوب الشعري والربطة المطاطية فوق مستوى سطح الماء في البيشر، والانتباه

إلى عدم ملائمة ميزان الحرارة والأنبوب الشعري قعر الحمام المائي . وذلك كما
 عو موضح في الشكل (1-2).

- ابدأ بتسخين الحمام المائي بحدوء وببطء مع مراقبة درجة الحرارة وحالة المادة الصلبة في الأنبوب الشعري.
- سجل درجة الحرارة التي يتم عندها تحويل المادة الصلبة كلياً إلى مادة سائلة.
- ابعدها مصباح بنزن ومن ثم ابعدها الحمام المائي وراقب درجة الحرارة، سوف تجدها ترتفع قليلاً ثم تبدأ بالانخفاض. لاحظ كيف تتحول المادة السائلة إلى مادة صلبة من جديد. سجل درجة الحرارة التي يتم عندها التحول السابق. تدعى هذه الدرجة بدرجة تجمد المادة السائلة.



الشكل (1-2) قياس درجة انصهار مادة صلبة

(a): ربط الأنبوب الشعري بميزان حرارة ، (b): جهاز تحديد درجة الانصهار

3-2- درجة الغليان

عند تسخين يبشر يحتوي على مادة سائلة. نجد أثناء مراقبتنا له تكوين فقاعات

غازية ضمن السائل، ترتفع إلى سطح السائل. تقوم هذه الفقاعات بدفع السائل إلى الأعلى لمواجهة الضغط الممارس عليه وبنفس الوقت يمارس على السائل ضغط من الأعلى من قبل الغلاف الجوي. وتعبير آخر تقوم الفقاعات المتشكلة برفع سطح السائل إلى الأعلى باتجاه معاكس للضغط الجوي ويبدأ السائل بالغليان عندما يصبح الضغط البخاري للسائل مساوياً للضغط الجوي.

إذاً يمكن تعريف درجة الغليان بأنها درجة الحرارة التي يتساوى عندها ضغط بخار السائل مع الضغط الجوي المطبق عليه.

تتعلق درجة غليان المواد السائلة بشكل عام بالضغط الخارجي (الضغط الجوي) المطبق عليها. لذلك عندما تعطى درجة غليان أي مادة سائلة يجب أن يتم ذكر الضغط الجوي أيضاً إلى جانب درجة الغليان ، وفي حال عدم ذكر الضغط الجوي يعني ذلك بأن درجة الغليان قد قيست تحت ضغط جوي نظامي 760 مم زئبقي.

إن درجات غليان السوائل التي تقدمها الجداول محسوبة على أساس الضغط الجوي النظامي 760 مم زئبقي، لذلك عند قياس درجة غليان أي سائل يجب مراعاة الضغط الجوي الذي تم قياس درجة الغليان عنده، وحساب التصحيح اللازم على درجة الغليان. فعند قياس درجات غليان السوائل في المناطق المرتفعة عن سطح البحر، حيث يكون الضغط الجوي أقل من الضغط الجوي النظامي نلاحظ هناك اختلاف في درجات غليان السوائل ، ومن أجل تصحيح هذا الاختلاف في درجات الغليان نستخدم العلاقة التالية :

$$\Delta t = \frac{3}{8}(760 - B)$$

حيث : $\frac{3}{8}$ هو عامل التصحيح الموافق للتغير في الضغط مقداره 1 مم زئبقي.

B الضغط الجوي في مكان إجراء التجربة.

ويمكن حساب درجة الغليان بعد إدخال عامل التصحيح السابق من العلاقة

التالية:

$$T = t - \Delta t$$

أما من أجل المناطق المنخفضة عن سطح البحر حيث يكون الضغط الجوي أكبر من الضغط الجوي النظامي، يمكن حساب مقدار التصحيح من العلاقة التالية:

$$\Delta t = \frac{3}{80}(B - 760)$$

حيث : $\frac{3}{8}$ هو عامل التصحيح الموافق للتغير في الضغط مقداره 1 مم زئبقي.

B الضغط الجوي في مكان إجراء التجربة.

إذاً يمكن حساب درجة غليان السوائل في المناطق المنخفضة عن سطح البحر ،

وذلك بعد إدخال عامل التصحيح السابق من العلاقة التالية:

$$T = t + \Delta t$$

T : تقاس بوحدة الدرجة المئوية.

يستخدم الحمام المائي لتحديد درجات غليان المواد السائلة، التي تكون درجات غليانها أخفض من درجة غليان الماء. أما من أجل تحديد درجات غليان المواد السائلة التي تكون درجات غليانها أعلى من درجة غليان الماء فيستخدم الحمام الزيتي بدلاً من الحمام المائي.

1-3-2- التجربة الثانية تحديد درجة غليان مادة سائلة

الأدوات اللازمة: بيشر سعة 250ml، أنبوب اختبار صغير، أنبوب شعري، ميزان حرارة،

مصباح بنزن، حمام مائي، حامل ثابت، لواقط معدنية.

المواد اللازمة : كحول ايتيلي أو أي مادة سائلة لها درجة غليان تتراوح ما بين 70 و 90

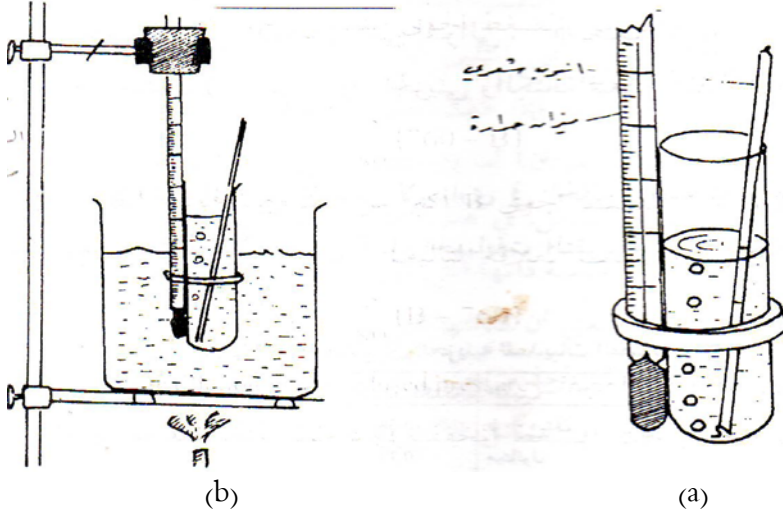
درجة مئوية.

طريقة العمل

- تؤخذ كمية من مادة سائلة حوالي 2ml وتوضع في أنبوب اختبار زجاجي صغير قطره حوالي 6mm وطوله حوالي 10cm.
- خذ أنبوب شعري لا يتجاوز قطره 1mm وطوله تقريباً 1cm وأغلق أحد طرفيه وذلك بتسخينه على مصباح بنزن لكي نحصل على أنبوب شعري مغلق من طرف واحد.
- اغمر الأنبوب الشعري المغلق من طرف واحد في أنبوب الاختبار الذي يحتوي على المادة السائلة بحيث تكون نهايته المفتوحة من الأسفل ونهايته المغلقة من الأعلى وغير مغمورة بالمادة السائلة.
- ربط أنبوب الاختبار المملوء بالمادة السائلة والحاوي على الأنبوب الشعري مع ميزان حرارة بواسطة حلقة مطاطية بحيث يكون مستوى أنبوب الاختبار بمحاذاة مستودع ميزان الحرارة.
- أماًلاً البيشر حتى ثلثه بماء، ثم ضعه على شبكة معدنية موضوعة على حامل ويوجد أسفل الحامل مصباح بنزن.
- ثبت ميزان الحرارة مع أنبوب الاختبار على حامل ثابت.
- اغمس ميزان الحرارة مع أنبوب الاختبار إلى منتصف الحمام المائي مع بقاء فوهة الأنبوب والربطة المطاطية فوق مستوى سطح الماء في البيشر، والانتباه إلى عدم

ملازمة ميزان الحرارة وأنبوب الاختبار قعر الحمام المائي . وذلك كما هو موضح في الشكل (2-2).

- ابدأ بتسخين الحمام المائي بهدوء وبيطء مع مراقبة ارتفاع درجة الحرارة.
 - عندما تقترب درجة الحرارة من درجة غليان المادة السائلة نلاحظ ظهور فقاعات هوائية غير منتظمة من طرف نهاية الأنبوب الشعري المغمور في المادة السائلة.
 - نراقب هذه الفقاعات وعند خروجها من فوهة الأنبوب الشعري بشكل منتظم . نسجل عندها درجة الحرارة على أنها درجة غليان السائل.
 - نبعد مصباح بنزن فنلاحظ انخفاض في درجة الحرارة وتباطؤ بانطلاق الفقاعات. عندها نسجل درجة الحرارة ثانية على أنها درجة غليان المادة السائلة.
- ملاحظة: يجب أن لا يكون هناك فرق كبير بين درجة غليان المادة السائلة أثناء ارتفاع درجة الحرارة وأثناء انخفاضها.



الشكل (2-2) قياس درجة غليان مادة سائلة

(a): ربط الأنبوب الشعري بميزان حرارة

(b): جهاز تحديد درجة الغليان

2-3-2- طريقة ثانية لتحديد درجة غليان مادة سائلة

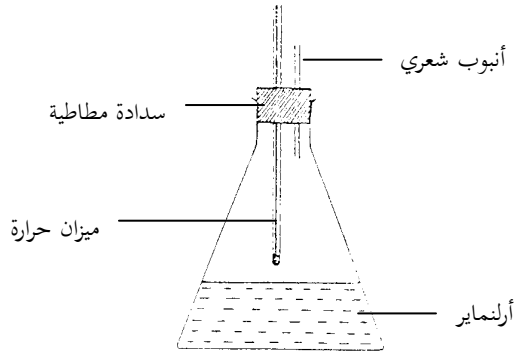
الأدوات اللازمة: أرلنماير سعة 250ml، سدادة مطاطية ذات فتحتين، أنبوب زجاجي مفتوح من الطرفين، ميزان حرارة، مصباح بنزن .

المواد اللازمة: الماء أو أي مادة سائلة لها درجة غليان تتراوح ما بين 70 و 90 درجة مئوية.

طريقة العمل

- خذ أرلنماير نظيف وضع فيه 50ml من الماء.
- أغلق الأرلنماير بسدادة ذات فتحتين ، أدخل في الفتحة الأولى أنبوب زجاجي مفتوح من الطرفين وفي الثانية ميزان حرارة بحيث تكون نهايته فوق سطح الماء بمقدار 1cm.
- ضع الأرلنماير على شبكة معدنية موضوعة على حامل ويوجد أسفل الحامل مصباح بنزن. وذلك كما هو موضح في الشكل (2-3).

- سخن الأرنماير ولاحظ تغير درجة الحرارة خلال عملية التسخين.
- سجل درجة الحرارة التي يبدأ الماء عندها بالغيان مع ملاحظة بقاؤها ثابتة طوال فترة الغليان.



الشكل (2-3) قياس درجة غليان مادة سائلة طريقة ثانية

2-4-2- تحديد الكثافة

تعتبر الكثافة من الخواص الفيزيائية المميزة للمواد النقية السائلة والصلبة والغازية ولها قيمة ثابتة في شروط معينة من الحرارة والضغط. بالإضافة إلى ذلك يمكن الاعتماد عليها في تحديد تركيز ونقاوة الكثير من المواد السائلة. تعرف الكثافة بأنها كتلة واحدة الحجم من المادة ، وتقدر عادة بوحدة g/cm^3 وتعطى بالعلاقة التالية:

$$d = \frac{m}{v}$$

d : الكثافة المطلقة للمادة

m : كتلة المادة

v : حجم المادة

1-4-2- التجربة الثالثة تحديد كثافة جسم صلب

يمكن تحديد كثافة الأجسام الصلبة بعد تحديد وزنها بدقة ثم تحديد حجمها. ويتم قياس حجم الأجسام الصلبة بطرائق مختلفة ، فإذا كانت الأجسام الصلبة ذات أشكال هندسية منتظمة فيمكن تحديد حجمها بطريقة حسابية بعد قياس أبعاد شكلها الهندسي، أما إذا كانت أشكالها غير منتظمة فإننا نلجأ إلى تحديد حجمها بوضعها في أسطوانة قياسية مدرجة حاوية على حجم معين من الماء فينزاح الماء بمقدار يمثل تماماً حجوم القطع المعدنية المضافة بشرط عدم انحلال هذه القطع المعدنية في الماء.

في هذه التجربة سوف نقوم بحساب كثافة عينات معدنية مختلفة ليس لها أشكال هندسية منتظمة لا تنحل أو تتفاعل مع الماء ومقارنة النتائج مع قيم كثافة بعض المعادن الواردة في الجدول (1-2) لتحديد نوعية المعدن المدروس.

الجدول (1-2) كثافة بعض المعادن

المعدن	Al	Pb	Fe	Sn	Zn
الكثافة g/ml	2.7	11.4	7.8	7.3	7.1

الأدوات اللازمة: ميزان حساس ، مقياس مدرج سعة 100ml.
المواد اللازمة: قطع معدنية مختلفة الأشكال لا تتفاعل مع الماء ، ماء.
طريقة العمل

- ضع بدقة في مقياس مدرج 50ml من الماء.
- خذ قطعة معدنية وزنها بدقة تصل إلى مرتبتين بعد الفاصلة على ميزان حساس.
- ارمي القطعة المعدنية الموزونة بحذر وهدوء في المقياس المدرج الحاوي على الماء.
- حدد مقدار ارتفاع الماء في المقياس المدرج بعد رمي القطعة المعدنية فيه. حاول التخلص من الفقاعات الغازية إذا ظهرت حول القطعة المعدنية.
- أعد التجربة مرة أخرى للتأكد من النتائج وخذ المتوسط .

- يحسب حجم الجسم الصلب وذلك بطرح حجم الماء من حجم الماء مع الجسم الصلب.

- استخدم العلاقة $d = \frac{m}{v}$ في حساب كثافة القطعة المعدنية.

2-4-2- التجربة الرابعة تحديد كثافة مادة سائلة

- يمكن تحديد كثافة المواد السائلة باستخدام جهاز البيك نومتر وهو عبارة عن وعاء حجمي عياري حددت سعته بدقة عند درجة حرارة معينة ومزود بفتحة صغيرة مصنفة وغطاء فيه قناة شعيرية ومتوفر بسعات مختلفة.
- تتعلق كثافة السوائل بشكل ملحوظ بتغير درجات الحرارة أما تأثير الضغط فيهمل ولا يصبح ملموساً إلا لدى حدوث تغيرات كبيرة في قيم الضغط المطبق.
- في هذه التجربة سوف نقوم بحساب كثافة مادة سائلة كالماء مثلاً
- الأدوات اللازمة: ميزان حساس ، دورق حجمي عياري سعة 5ml أو 10ml.
- المواد اللازمة: مادة سائلة كالماء مثلاً.

طريقة العمل

- خذ دورق حجمي عياري سعة 5ml أو 10ml بحيث يكون نظيف وجاف.
- زن الدورق الحجمي العياري بواسطة ميزان حساس وسجل كتلته وهو فارغ.
- أماًل الدورق الحجمي العياري بالماء إلى المستوى المشار إليه بدائرة عيارية.
- زن الدورق الحجمي المملوء بالماء بواسطة نفس الميزان الحساس السابق. وسجل كتلته وهو مملوء بالماء.

• احسب كتلة الماء وذلك بطرح كتلة الدورق الحجمي المملوء بالماء من كتلته وهو فارغ.

• احسب كثافة الماء وذلك بقسمة كتلة الماء على حجمه من العلاقة $d = \frac{m}{v}$.

الفصل الثالث

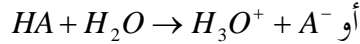
تصنيف المركبات اللاعضوية

3-1-1 مقدمة

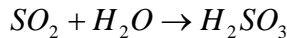
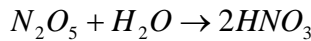
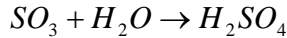
تقسم المركبات الكيميائية اللاعضوية بشكل عام إلى أربعة أقسام رئيسة هي الحموض والأسس والأكاسيد والأملاح .

3-1-1-1 الحموض

هي عبارة عن مركبات كهربية تتشرد في الماء لتعطي شوارد الهيدروجين الموجبة أو الهيدرونيوم، حيث يمكن كتابة معادلة التشرد العامة لأي حمض كما يلي:



يعرف الحمض بشكل عام بأنه المادة التي لها المقدرة على إعطاء شاردة الهيدروجين المميهة في المحلول المائي ، ويعرف الحمض وفق فرضية لويس بأنه المادة التي تضم زوج إلكتروني لها نتيجة احتوائها على مدار فارغ ، حيث يمكن الكشف عن محاليل الحموض في المختبر باستعمال ورق عباد الشمس الأزرق والذي يتحول إلى لون أحمر في الأوساط الحامضية. وتحضر الحموض بشكل عام نتيجة إذابة الأكاسيد الحامضية في الماء . فمثلاً يمكن تحضير حمض الآزوت عن طريق إذابة خماسي أكسيد الآزوت في الماء، وكذلك يحضر حمض الكبريت من عملية إذابة ثلاثي أكسيد الكبريت في الماء، ويحضر حمض الكبريتي من عملية إذابة ثنائي أكسيد الكبريت في الماء. كما هو موضح في المعادلات التالية :



وتحضر بعض الحموض نتيجة انحلال غازات حامضية مختلفة في الماء، فمثلاً يمكن تحضير حمض كلور الماء من عملية انحلال غاز كلوريد الهيدروجين في الماء لإعطاء محلول حمض كلور الماء.

إذا يمكن تقسيم الحموض إلى نوعين رئيسين: حموض أكسجينية أي يدخل في تركيبها الكيميائي عنصر الأكسجين مثل حمض الكبريت، حمض الآزوت، حمض الفوسفور (H_2SO_4, HNO_3, H_3PO_4)، وحموض غير أكسجينية لا تحتوي بنيتها الكيميائية على عنصر الأكسجين مثل حمض كلور الماء وحمض سيانيد الهيدروجين (HCl, HCN). تصنف الحموض حسب قوة تشردها إلى حموض قوية تتشرد بشكل كامل في المحلول، وتتم عملية التشرد بمرحلة واحدة بالنسبة للحموض أحادية الوظيفة الحامضية مثل حمض الآزوت، وعلى مرحلتين بالنسبة للحموض ثنائية الوظيفة الحامضية مثل حمض الكبريت، وعلى ثلاث مراحل بالنسبة للحموض ثلاثية الوظيفة الحامضية مثل حمض الفوسفور. وبشكل عام يمكن حساب قيمة pH لمحاليل الحموض القوية بعد معرفة تركيزها من العلاقة التالية:

$$pH = -\log[H^+] = -\log C_a$$

وحساب قيمة pH لمحاليل الحموض الضعيفة التشرد أي تتشرد في المحلول المائي بشكل جزئي وأحادية الوظيفة الحامضية من العلاقة التالية:

$$pH = \frac{pk_a - \log C_a}{2}$$

k_a ثابت تشرد الحمض الضعيف.

C_a تركيز الحمض الضعيف مقدراً مول/ل.

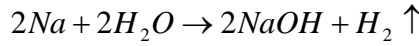
3-1-2- الأسس

هي عبارة عن مركبات كهربية تتشرد في الماء لتعطي شوارد الهيدروكسيل السالبة، حيث يمكن كتابة معادلة التشرد العامة لأي أساس كما يلي:



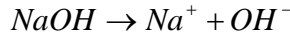
يعرف الأساس بشكل عام بأنه المادة التي تعطي شاردة الهيدروكسيل في المحلول المائي، ويعرف الأساس وفق فرضية لويس بأنه المادة القادرة على منح زوج الكتروني إلى

مادة أخرى تحتوي على مدار فارغ أثناء التفاعل الكيميائي. حيث يمكن الكشف عن محاليل الأسس في المختبر باستعمال ورق عباد الشمس الأحمر والذي يتحول إلى لون أزرق في الأوساط الأساسية. وتحضر الأسس بشكل عام بعدة طرائق نذكر منها تفاعل المعادن الشديدة الكهرجائية مع الماء وكمثال على ذلك تفاعل معدن الصوديوم مع الماء لتشكيل هيدروكسيد الصوديوم وانطلاق غاز الهيدروجين ، وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية:



ويمكن تحضير الأسس من تفاعل الأكاسيد القلوية مع الماء، أو من تفاعل ملح مع أساس آخر. وتصنف الأسس حسب قوة تشردتها إلى:

1- أسس قوية تتشرد بشكل كامل في المحلول، مثل هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم.



ويمكن حساب قيمة pH لمحاليل الأسس القوية من العلاقة التالية:

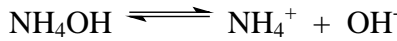
$$pOH = -\log[OH]$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH = 14 - pOH$$

$$pH = 14 + \log[OH]$$

2- أسس ضعيفة التشرد مثل هيدروكسيد الأمونيوم.



ويمكن حساب قيمة pH لمحاليل الأسس الضعيفة من العلاقة التالية:

$$pH = 14 - \left[\frac{pk_b - \log C_b}{2} \right]$$

k_b : ثابت تشرد الأساس الضعيف

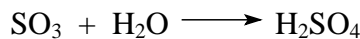
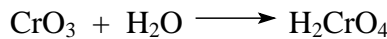
C_b : تركيز الأساس الضعيف مقدراً مول/ل

3-1-3-3-الأكاسيد

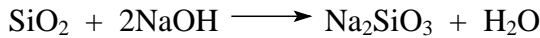
تتكون الأكاسيد بشكل عام نتيجة اتحاد أي عنصر من عناصر الجدول الدوري بشكل مباشر أو غير مباشر مع الأكسجين. يمكن تمييز نوعين من الأكاسيد (أكاسيد معدنية وأكاسيد لامعدنية). مثل Cr_2O_3, SO_3, NO, Na_2O . تختلف الأكاسيد الناتجة عن بعضها البعض بطبيعة الرابطة الكيميائية المتشكلة بين المعدن والأكسجين، فأكاسيد المعادن هي عبارة عن أكاسيد المعادن القلوية والقلوية الترابية والتي تتمتع غالباً بروابط كيميائية ذات طبيعة شاردية، أما في أكاسيد المعادن الانتقالية حيث يلاحظ ازدياد مساهمة الصفات المشتركة في طبيعة الرابطة الكيميائية بين المعدن الانتقالي والأكسجين، وخاصة عند ازدياد رقم أكسدة المعدن الانتقالي الذي يرافقه تناقص في الخواص القلوية وزيادة في الصفات الحامضية، وهكذا نجد بأن أكاسيد المعادن الانتقالية في أرقام أكسدتها العالية تنتمي إلى الأكاسيد الحامضية. بينما تتصف أكاسيد اللامعادن عامة بصفات حامضية كون طبيعة الرابطة في هذه الأكاسيد غالباً تكون مشتركة وذلك نتيجة تقارب قيم كهربية العناصر اللامعدنية مع الأكسجين. وبالاعتماد على طبيعة الرابطة الكيميائية المكونة للأكاسيد تقسم إلى أكاسيد حمضية وأساسية ومذبذبة وحيادية ومركبة.

3-1-3-1-3 الأكاسيد الحمضية

تضم أكاسيد العناصر المعدنية ذات درجات أكسدة عليا للمعدن الانتقالي وأكاسيد العناصر اللامعدنية، فهي تنحل في الماء وتعطي محاليل حمضية ولذا تدعى بلا ماء الحموض، فمثلاً يذوب أكسيد الكروم في الماء ليعطي حمض الكروم، وكذلك ينحل ثلاثي أكسيد الكبريت في الماء ليعطي حمض الكبريت، وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:

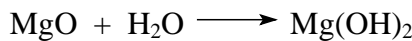


أما الأكاسيد الغير منحلة في الماء فإنها تنحل في الأسس المنحلة في الماء أو في الأسس المصهورة لتشكل الأملاح الموافقة، فمثلاً ينحل أكسيد السيليسيوم في محلول ماءات الصوديوم ليعطي الملح الموافق .



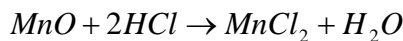
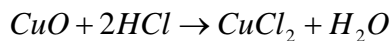
3-3-1-3-2-الأكاسيد الأساسية (القلوية)

وهي عبارة عن أكاسيد المعادن القلوية والقلوية الترابية بالإضافة إلى أكاسيد المعادن الانتقالية عند حالات أرقام أكسدها المنخفضة. وتتصف هذه الأكاسيد والتي تغلب عليها صفة الرابطة الشاردية بخواص أساسية. فمثلاً يتفاعل أكسيد الكالسيوم مع الماء لإعطاء ماءات الكالسيوم ، وكذلك يتفاعل أكسيد المغنيزيوم مع الماء لإعطاء ماءات المغنيزيوم ، وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:



وبعضها لا ينحل في الماء لكنه ينحل في الحموض مثل أكسيد النحاس وأكسيد

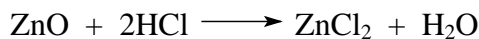
المغنيز، وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:

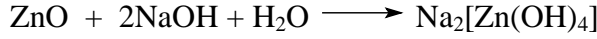


3-3-1-3-3-الأكاسيد المذبذبة

تلعب هذه الأكاسيد دور الأكاسيد الحامضية والأكاسيد الأساسية في تفاعلاتها

مع كل من الحموض والأسس لتكوين الأملاح الموافقة لها، نذكر من هذه الأكاسيد أكسيد التوتياء (الزنك) وأكسيد الألمنيوم ، فمثلاً يتفاعل أكسيد التوتياء (الزنك) مع حمض كلور الماء ليعطي ملح كلوريد التوتياء (الزنك) وكذلك يتفاعل مع هيدروكسيد الصوديوم ليعطي ملح زنكات الصوديوم، وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:





3-1-3-4-الأكاسيد الحيادية

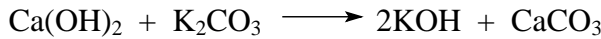
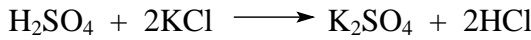
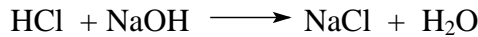
وهي أكاسيد غير قابلة للانحلال في الماء ولا تتفاعل مع الحموض والأسس نذكر منها أول أكسيد الآزوت NO وأول أكسيد الكربون CO.

3-1-3-5-الأكاسيد المشتركة

وهي عبارة عن الأكاسيد المكونة من عنصر واحد ولكن برقمي أكسدة مختلفة ، نذكر منها على سبيل المثال أكسيد الحديد المغناطيسي Fe_3O_4 والمكون من أكسيد الحديد Fe_2O_3 وأكسيد الحديدي FeO ، وهناك أيضاً بعض الأكاسيد المختلطة لعنصرين مختلفين مثل أكسيد الألمنيوم والسيليسيوم $\text{SiO}_2:\text{Al}_2\text{O}_3$.

3-1-4-الأملاح

تعرف الأملاح بشكل عام بأنها عبارة عن مركبات كهليلتية تعطي عند تشردها في المحلول المائي شوارد معدنية موجبة وشوارد سالبة عبارة عن شرسبات حامضية. وتُحضر بشكل عام بعدة طرائق مختلفة نذكر منها. تفاعل حمض مع أساس أو تفاعل بعض المعادن مع الحموض أو الأسس أو من تفاعل الأكاسيد مع الحموض أو الأسس أو من تفاعل حمض مع ملح أو تفاعل أساس مع ملح أو تفاعل ملح مع الملح واليك بعض الأمثلة على ذلك :



تختلف درجة حموضة الأملاح تبعاً لطريقة الشوارد التي يتكون منها الملح ، وتبعاً لنوع الحمضية التي يعاني منها لدى انحلاله في الماء. وسوف نتعرض إلى دراسة الأملاح وحلمتها لاحقاً بشكل مفصل.

3-2-القسم العملي

هدف التجربة

دراسة ألوان بعض المشعرات وتغيراتها في الأوساط القلوية (الأساسية) والأوساط الحامضية والتعرف على طرائق تحضير بعض الحموض والأسس مخبرياً. ويوضح الجدول (1-3) أهم المشعرات وتغيراتها ألوانها في الأوساط الحامضية والقلوية.

الجدول (1-3) أهم المشعرات وتغيراتها ألوانها في الأوساط الحامضية والقلوية.

لون المشعر في وسط حامضي	لون المشعر في وسط قلوي	مجال المشعر (pH) ₁ -(pH) ₂	المشعر
وردي	أصفر	3.1 – 4.4	الميتيل البرتقالي
أحمر	أزرق	5.0 – 8.0	عباد الشمس
عدم اللون	وردي	8.0 – 10.0	فينول فتالين
أحمر	أصفر	1.2 – 2.8	التيمول الأزرق
أحمر	أصفر	4.2 – 6.2	الميتيل الأحمر
أصفر	أزرق	6.0 – 7.6	أزرق البروموتيمول
أصفر	أزرق	8.0 – 9.6	أزرق التيمول
أخضر	بنفسجي	10.1 – 12	البيزارين الأصفر

الأدوات اللازمة

أنابيب اختبار عدد (5)، بيشر، مصباح بنزن، حامل أنابيب اختبار.

المواد اللازمة

حمض الخل الممدد 0.1M، محلول حمض كلور الماء 0.1M، مشعر الميتيل أورانج، محلول ماءات الأمونيوم 0.1M، مشعر الفينول فتالين، محلول كربونات الصوديوم 0.1M، محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1M، أكسيد الكروم، أكسيد المغنيزيوم، أكسيد التوتياء (الزنك)، محلول هيدروكسيد الكالسيوم، ورق عباد الشمس الأزرق، ورق عباد الشمس الأحمر،

محلول كبريتات الأمونيوم ، محلول كلوريد الباريوم ، حمض الكبريت الممدد ، محلول كلوريد الرصاص، محلول كرومات البوتاسيوم.

الحموض والأسس

يعد حمض كلور الماء وحمض الآزوت وحمض الكبريت من الحموض اللاعضوية، أما حمض الخل وحمض النمل وحمض الحماض فتعد من الحموض العضوية. وكلا النوعين من الحموض يعطي لدى تشردهما في الماء شوارد الـ $H^+_{(aq)}$ الحامضية أو شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ .

كذلك يعتبر هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم وهيدروكسيد الأمونيوم من المركبات الكيميائية ذات الصفة القلوية وتعطي لدى تشردها في الماء شوارد الهيدروكسيل الـ OH^- .

التجربة الأولى

خذ أربعة أنابيب اختبار وضع في الأنبوب الأول حوالي 1ml من حمض كلور الماء الممدد . وفي الثاني حوالي 1ml من حمض الخل والثالث حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم وفي الرابع حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الأمونيوم ، أضف إلى كل أنبوب قطرتين من محلول فينول فتالين . ماذا تلاحظ ؟ سجل الألوان الناتجة .

التجربة الثانية

خذ أربعة أنابيب اختبار وضع في الأنبوب الأول حوالي 1ml من حمض كلور الماء الممدد . وفي الثاني حوالي 1ml من حمض الخل والثالث حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم وفي الرابع حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الأمونيوم، أضف إلى كل أنبوب قطرتين من مشعر الميثيل أورانج . (الهليانتين)

ماذا تلاحظ ؟ سجل الألوان الناتجة .

التجربة الثالثة

خذ أربعة أنابيب اختبار وضع في الأنبوب الأول حوالي 1ml من حمض كلور الماء الممدد . وفي الثاني حوالي 1ml من حمض الخل والثالث حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم وفي الرابع حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الأمونيوم، افحص الأنبوب الأول والثاني بواسطة ورق عباد الشمس الأزرق، ثم افحص الأنبوب الثالث والرابع بواسطة ورق عباد الشمس الأحمر .

ماذا تلاحظ ؟ سجل الألوان الناتجة . ماذا تستنتج من التجارب الثلاث السابقة .

التجربة الرابعة

ضع في أنبوب اختبار كمية قليلة جداً حوالي 0.1 g من أكسيد الكروم CrO_3 (أكسيد حمضي)، ثم أضف إليه قليلاً من الماء. خض الأنبوب بشكل جيد وبجذر شديد (دون أن يلامس يدك). اختبر طبيعة الوسط باستخدام ورق عباد الشمس الأزرق. ماذا تلاحظ ؟ اكتب معادلة التفاعل الحاصل.

التجربة الخامسة

ضع في أنبوب اختبار حوالي 0.1 g من مركب أكسيد المغنيزيوم MgO (أكسيد قلوي) ، أضف إليه كمية قليلة من الماء. خض الأنبوب بشكل جيد واختبر طبيعة الوسط باستخدام ورق عباد الشمس الأحمر. ماذا تلاحظ ؟ ما هو المركب المتشكل ؟ اكتب معادلة التفاعل الحاصل.

التجربة السادسة

ضع في أنبوب اختبار حوالي نصف غرام من مركب أكسيد التوتياء (الزنك) ZnO (أكسيد مذذب). أضف إليه حوالي 2ml من محلول حمض كلور الماء الممدد. ما هو التفاعل الحاصل. سم المركب الناتج و اكتب معادلة التفاعل.

التجربة السابعة

ضع في أنبوب اختبار حوالي نصف غرام من مركب أكسيد التوتياء (الزنك) ZnO (أكسيد مذذب). أضف إليه حوالي 2ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم الممددة. ما هو التفاعل الحاصل. سم المركب الناتج واكتب معادلة التفاعل.

التجربة الثامنة

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الكالسيوم (رائق الكلس)، ثم أضف إلى الأنبوب كمية قليلة من محلول كربونات الصوديوم. لاحظ ظهور عكر في المحلول وتشكل راسب أبيض من مركب كربونات الكالسيوم (CaCO₃). اكتب معادلة التفاعل الحاصل.

التجربة التاسعة

ضع في أنبوب اختبار حوالي نصف غرام من ملح كبريتات الأمونيوم، ثم أضف إليها حوالي 2ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم. سخن الأنبوب الحاوي على مزيج التفاعل بلطف ولاحظ انطلاق غاز النشادر. اكشف عن طبيعة الغاز بواسطة ورقة عباد الشمس الحمراء المبللة بالماء. اكتب معادلة التفاعل.

التجربة العاشرة

ضع في أنبوب اختبار نظيف حوالي 1ml من محلول كلوريد الباريوم، ثم أضف إليه بعد ذلك حوالي 1ml من محلول حمض الكبريت الممدد. لاحظ تشكل راسب أبيض من كبريتات الباريوم. اكتب معادلة التفاعل.

التجربة الحادية عشر

خذ أنبوبي اختبار وضع في الأنبوب الأول حوالي 1ml من محلول كلوريد الباريوم وضع في الأنبوب الثاني حوالي 1ml من محلول كلوريد الرصاص، ثم أضف إلى كل منهما حوالي 1ml من محلول كرومات البوتاسيوم. ما هي المركبات الناتجة. اكتب معادلتى التفاعلين الحاصلين مع تسمية المركبات الناتجة.

الفصل الرابع

التوازنات الشاردية في المحاليل المتجانسة وغير المتجانسة

1-4-مقدمة

يعرف المركب الكهربي بأنه أي مركب كيميائي يشكل محلولاً ناقلاً للتيار الكهربي عند إذابته في مذيب غير ناقل للتيار الكهربي كالماء النقي ، وذلك نظراً

لتفككه إلى شوارد موجبة وأخرى سالبة تسبب نقل التيار الكهربائي في المحلول من خلال حركتها. ويعرف المركب اللاكهرلتي بأنه المركب التي تكون محاليله غير ناقله للتيار الكهربائي ، وذلك نظراً لعدم تفكك جزئياته إلى شوارد مختلفة الشحنة عند وجودها في المحلول .

تتشرد المركبات الكهرلتيية القوية بشكل كامل في المحاليل ، وتكون محاليلها جيدة النقل للتيار الكهربائي ، نذكر منها الحموض المعدنية القوية مثل حمض كلور الماء وحمض الآزوت وحمض الكبريت ، والأسس القوية نذكر منها هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم والأملاح القابلة للإتحلال بشكل جيد في المذيبات المختلفة .

أما الكهرلتيات الضعيفة فإن تشردها يكون جزئياً في المذيبات المختلفة وبالتالي تكون ناقلتيها الكهرلتيية ضعيفة . نذكر منها الحموض والأسس ضعيفة التشرد مثل حمض الخل وهيدروكسيد الأمونيوم إضافة إلى بعض الأملاح ضعيفة الإتحلال مثل كبريتات الباريوم. يمكن التعبير عن درجة تفكك كهرلتي ما بأنها حاصل قسمة عدد الجزئيات الكهرلتيية إلى شوارد X على عدد الجزئيات الكلي للكهرلتي قبل التفكك X_0 في نفس الحجم من المحلول ويرمز لها بالرمز α .

$$\alpha = \frac{X}{X_0}$$

فإذا كان حجم المحلول المدروس يعادل ليترًا واحداً يكون عدد الجزئيات الكلي

للكهرلتي قبل التفكك X_0 مساوياً للتركيز C أي :

$$\alpha = \frac{X}{C}$$

تقدر كل من X و C بالمول / ليتر mol/l .

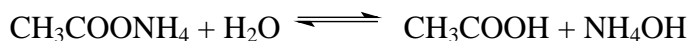
نلاحظ من العلاقة السابقة بأن درجة تفكك أي محلول كهرلتي α تتناسب

عكساً مع تركيزه ، أي تزداد في المحاليل الممددة وتكون قيمتها صغيرة في المحاليل المركزة ،

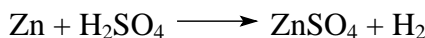
وتتراوح قيمتها ما بين الصفر والواحد. ففي محلول الكهرلتيات القوية والممددة تكون

قيمتها تساوي الواحد ، وفي المحاليل اللاكهرلتيية تكون قيمتها تساوي الصفر.

نقول عن تفاعل بأنه تفاعل عكوس (متوازن) ، عندما تتفاعل المواد الناتجة عن التفاعل مع بعضها البعض ، ومثال على ذلك تفاعل خلات الأمونيوم مع الماء :



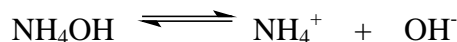
ويكون التفاعل لاعكوساً ، عندما تكون المواد الناتجة عن التفاعل خاملة فيما بينها ، أي لا تتفاعل مع بعضها البعض ، وبشكل عام، يكون التفاعل لاعكوساً ، عندما يكون أحد النواتج غازاً طياراً أو راسباً أو معقداً ثابتاً أو كهربيكاً ضعيف التشارد غير قابل للتفاعل مع نواتج التفاعل الأخرى . ومثال على ذلك تفاعل حمض الكبريت مع معدن التوتياء (الزنك):



تصنف المحاليل بشكل عام إلى ثلاثة أنواع: محاليل مشبعة ، محاليل غير مشبعة ، ومحاليل فوق المشبعة. يكون المحلول متجانس عندما تكون هذه المحاليل في طور واحد، أي عندما لا نستطيع أن نميز بين المادة المذابة والمذيب . أما عندما يحتوي المحلول على راسب فإننا نقول عنه ، بأنه محلول غير متجانس. سوف نقوم بدراسة التوازنات الشاردية في الجمل المتجانسة والجمل الغير متجانسة.

4-2- التوازنات الشاردية في الجمل المتجانسة

تحدث مثل هذه التوازنات عادة في محاليل الكهليليات الضعيفة التشارد أي عندما يصبح عدد جزيئات الكهليليت الضعيف المتحولة إلى شوارد مساوياً لعدد الشوارد المتحولة إلى جزيئات ، ونأخذ مثلاً على ذلك محلول هيدروكسيد الأمونيوم ، حيث تتفكك في المحلول وفق المعادلة التالية :



يعبر ثابت التوازن عن درجة انزياح التوازن ، فكلما كانت قيمته كبيرة ، فإن التفاعل ينزاح نحو تشكيل نواتج التفاعل والعكس صحيح . وهكذا نجد مثلاً أن ثابت التوازن المعبر عن تشارد هيدروكسيد الأمونيوم يعطى بالعلاقة التالية :

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]} = 1.8 \times 10^{-5}$$

نلاحظ بأن قيمة ثابت التوازن لمحلول هيدروكسيد الأمونيوم صغيرة ، إذاً يمكن القول بأن محلول هيدروكسيد الأمونيوم عبارة عن كهوليت ضعيف التشرّد ، هذا يعني بأن تركيز الشوارد الناتجة عن تفكك هيدروكسيد الأمونيوم أقل بكثير من تركيز جزيئات هيدروكسيد الأمونيوم غير المتفككة .

يتعلق ثابت التوازن بدرجة الحرارة، حيث يزداد بازديادها. يمكن إزاحة التفاعل المتوازن السابق عند درجة حرارة ثابتة بتأثير عامل خارجي (فعل الشاردة المشتركة). فمثلاً لدى إضافة بلورات من ملح كلوريد الأمونيوم إلى محلول هيدروكسيد الأمونيوم، فإنه يتشرد إلى شوارد الأمونيوم الموجبة NH_4^+ وإلى شوارد الكلوريد السالبة Cl^- ، وبالتالي سوف يزداد تركيز شاردة الأمونيوم الموجبة في المحلول ، حيث تتفاعل شوارد الأمونيوم الموجبة مع شوارد الهيدروكسيل السالبة لتشكيل هيدروكسيد الأمونيوم، مما يؤدي إلى انزياح التفاعل السابق إلى جهة اليسار، أي إلى جهة تكوين محلول هيدروكسيد الأمونيوم، وبالتالي سوف يتناقص تركيز شوارد الهيدروكسيل السالبة في المحلول، والذي يؤدي بدوره إلى انخفاض في قلوية المحلول (فعل الشاردة المشتركة) .

ويمكن ملاحظة تأثير فعل الشاردة المشتركة على محلول حمض الخل، حيث يتشرد

وفق المعادلة التالية :



ويعطى ثابت التوازن بالعلاقة التالية :

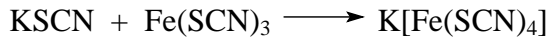
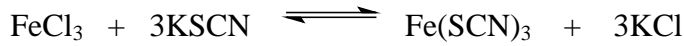
$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = 1.75 \times 10^{-5}$$

عند إضافة بلورات من خلات الصوديوم إلى محلول حمض الخل السابق ، سوف

تتشرد إلى شاردة الخلات السالبة CH_3COO^- (شاردة مشتركة) وشاردة الصوديوم الموجبة Na^+ . تتفاعل شوارد الخلات السالبة مع شوارد الهيدروجين الموجبة ، وبالتالي

سوف ينزاح التفاعل نحو اليسار لتكوين حمض الخل الضعيف التشرّد، مما يؤدي إلى انخفاض في تركيز شوارد الهيدروجين الموجبة في المحلول، أي يسبب انخفاض في حموضة المحلول .

يتأثر التفاعل العكوس (المتوازن) أيضاً بالعوامل الخارجية (مبدأ لوشاتولي هـ)، فمثلاً لدى تفاعل كلوريد الحديد مع مركب ثيوسيانات البوتاسيوم يتشكل لدينا ملح ثيوسيانات الحديد ذو اللون الأحمر الدموي وفق المعادلة التالية :



فعند إضافة ملح ثيوسيانات البوتاسيوم إلى المحلول السابق سيزداد تركيز شوارد الثيوسيانات في المحلول، وبالتالي سينزاح التفاعل السابق باتجاه تشكيل مركب معقد من بوتاسيوم رباعي ثيوسيانات الحديد $\text{K}[\text{Fe}(\text{SCN})_4]$ ، الذي يزيد من شدة اللون الأحمر، أما عند إضافة كمية من ملح كلوريد البوتاسيوم KCl إلى المحلول السابق فإنها ستؤدي إلى انزراح التوازن باتجاه تشكيل ملح كلوريد الحديد وبالتالي سوف يؤدي ذلك إلى انخفاض في شدة اللون الأحمر .

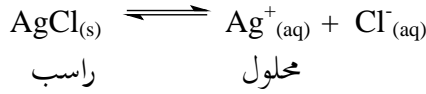
4-3-التوازنات الشاردية في الجمل غير المتجانسة

4-3-1-ثابت جداء الانحلالية

تمكن دراسة حالة التوازن في المحاليل المشبعة للكهرليات القوية كالأملح مثلاً من معرفة الشروط التي تؤدي إلى تشكل الرواسب والخلالها في هذه المحاليل. فعندما تنحل بلورات الكهرليات ذات الشبكة البلورية الشاردية فإن ما ينتقل إلى المحلول هو الشوارد وليست الجزيئات. كما أن المواد غير المنحلة بصورة مطلقة لا وجود لها.

تحدث التوازنات الشاردية في الجمل غير المتجانسة عندما يكون في الجملة أكثر من طور، فالمواد المتفاعلة والمواد الناتجة عن التفاعل تكون في حالة فيزيائية مختلفة، وكمثال على ذلك الأملاح الضعيفة الانحلال في الماء فعند حلها في الماء سوف ينحل جزء بسيط

منها أما باقي الملح فإنه يترسب بشكله الصلب، وبالتالي يحدث توازن بين الجسم الصلب وشوارد الملح المنحل في الماء، فيما إذا كانت كمية الملح المنحلة أكبر من الكمية التي يمكن أن تنحل في هذه الكمية من الماء. فمثلاً عند إذابة كمية من ملح كلوريد الفضة، الذي ينحل في الماء بشكل ضعيف جداً، سوف نجد بأن جزءاً صغيراً جداً من هذا الملح يتفكك إلى شوارد، ويظل ما تبقى منه على شكل جزيئات صلبة. ويحدث توازن بين الملح غير المنحل مع شوارد كل من الفضة والكلوريد المنحلة في الماء وفق المعادلة التالية :



أ ويرجع تفسير ذلك لكون قيمة جداء الانحلالية لملاح كلوريد الفضة صغير جداً، ويحدث التوازن في المحلول عند قيم منخفضة لتراكيز الشوارد الناتجة عن تفكك ملح كلوريد الفضة، وعطى قيمة ثابت التوازن لهذا التفاعل بالعلاقة التالية :

$$K = \frac{[\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}]}{[\text{AgCl}_{(s)}]}$$

وبما أن الكمية التي انحلت من ملح كلوريد الفضة في الماء قليلة جداً بالنسبة لتراكيز كلوريد الفضة الصلب لذلك يمكن أن نعتبر بأن تركيز كلوريد الفضة ثابت ومنه نجد :

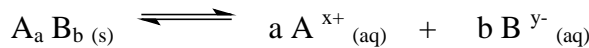
$$K [\text{AgCl}_{(s)}] = [\text{Ag}^{+}] [\text{Cl}^{-}]$$

إن الطرف الأيسر من المعادلة السابقة ذو قيمة ثابتة ندعوه بجداء الانحلالية ونرمز له بـ K_{sp} ويدعى الطرف الأيمن منها بالجداء الشاردي ، حيث يمكن التعبير عنها كما يلي :

$$K_{sp} = [\text{Ag}^{+}] [\text{Cl}^{-}] = 1.6 \times 10^{-10}$$

هذا من أجل ملح كلوريد الفضة أما من أجل الكهليليات الضعيفة بشكل عام

في الجمل غير المتجانسة فإن محاليل هذه الكهليليات تخضع للتوازن التالي :



ويمكن كتابة جداء انحلالية الكهليليات الضعيفة بشكل عام كما يلي :

$$K_{sp} = [\text{A}^{x+}]^a [\text{B}^{y-}]^b$$

هناك حالة خاصة ، عندما تكون صيغة الكهرليت من الشكل $A B$ أي عندما تكون a و b تساوي الواحد ، كما هو الحال في كلوريد الفضة ، فإن صيغة جداء الانحلالية لهذا الكهرليت والكهرليات المشابهة له في الصيغة تكتب بشكل خاص كما يلي :

$$K_{sp} = [A^+][B^-]$$

وفي حالة كون جداء تراكيز الشوارد أصغر من قيمة جداء الانحلالية أي أن :

$$K_{sp} > [A^+][B^-]$$

يكون المحلول غير مشبع ويمكن حل كمية إضافية من الكهرليت الضعيف

ليتفكك إلى شوارد.

أما في حالة كون جداء تراكيز الشوارد أكبر من قيمة جداء الانحلالية أي أن :

$$K_{sp} < [A^+][B^-]$$

فعندئذ يكون المحلول فوق مشبع، وهناك راسب في المحلول وهو عبارة عن

الكهرليت الضعيف غير المنحل، ولدى إضافة كمية فائضة من الكهرليت الضعيف فإنه سيترسب ولن يتفكك إلى شوارد.

أما في الحالة الخاصة عندما يتساوى جداء التراكيز الشارديّة مع جداء الانحلالية

أي عندما تكون صيغة جداء الانحلالية من الشكل :

$$K_{sp} = [A^+][B^-]$$

فيكون المحلول مشبع وهو في حالة توازن مستقر ، وأي تغير في المحلول سيؤدي

إلى خلل في حالة التوازن.

تمكننا معرفة الجداء الشاردي وجداء الانحلالية من التنبؤ عن احتمال تشكل

راسب أم لا، وعن امكانية حل كهرليت ضعيف في الماء، وعن كميته. إن قيم جداء

الانحلالية للألاح تبقى ثابتة عند درجة حرارة ثابتة وتتغير بتغيرها، وتتأثر درجة انحلالية

الكهرليات الضعيفة بشكل كبير ببعض العوامل الخارجية.

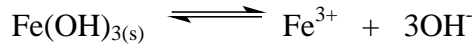
4-3-2- العوامل المؤثرة في انحلالية الكهرليات الضعيفة الانحلال.

4-3-2-1- تأثير درجة الحرارة

تعتبر درجة الحرارة من أهم العوامل التي تؤثر على انحلالية الكهليليات الضعيفة الانحلال، فزيادة درجة الحرارة تؤدي إلى زيادة في انحلالية الكهليليات بشكل عام، وبالتالي فإن زيادة درجة الحرارة تؤدي إلى إضعاف ترسيب الأملاح الضعيفة الانحلال في الماء.

4-3-2-2- تأثير الشاردة المشتركة

يؤثر وجود الشاردة المشتركة على التوازنات في الجمل غير المتجانسة، حيث يمكن إزاحة التفاعل إلى الجهة اليمنى أو إلى الجهة اليسرى . فمثلاً إذا كان لدينا محلول يحتوي على راسب هيدروكسيد الحديد ، والذي يمكن كتابته معادلة تفككه كما يلي :



$$K_{sp} = \frac{[\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^{-}]^3}{[\text{Fe(OH)}_3]} = 3.8 \times 10^{-33}$$

$$K_{sp} [\text{Fe(OH)}_3] = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^{-}]^3 = 3.8 \times 10^{-33}$$

فعند إضافة مركب يحتوي على شاردة مشتركة مثل شاردة الهيدروكسيل إلى المحلول السابق ، فسوف يؤدي ذلك إلى انزياح التوازن السابق إلى الجهة اليسرى ، أي إلى جهة تشكيل الراسب (هيدروكسيد الحديد)، وذلك من أجل المحافظة على قيمة ثابت جداء الانحلالية، مما يؤدي إلى نقصان في تركيز شاردة الحديد في المحلول. أما في حالة إضافة كمية صغيرة من محلول حمضي يحتوي على شوارد الهيدروجين الحامضية إلى المحلول السابق، فإنها تتفاعل مع شوارد الهيدروكسيل الناتجة عن تفكك الملح لتشكيل الماء الضعيف التشارد، ولتعويض النقص في شوارد الهيدروكسيل سوف يتفكك قسم آخر من الراسب، وذلك من أجل المحافظة على قيمة جداء الانحلالية، أي أن التفاعل السابق سوف يتجه من اليسار إلى اليمين .

لقد وجدنا بأن الجداء الشاردي يؤثر بشكل أساسي على انحلالية وترسيب الكهليليات الضعيفة كالأملح ، وأن وجود شاردة مشتركة مع الجداء الشاردي في المحلول سوف يؤدي إلى زيادة الجداء الشاردي ، وتناقص في انحلالية الكهليلت الضعيف ، وزيادة

في ترسب الكهرليت. فمثلاً عند إضافة حمض كلور الماء إلى محلول مشبع من كلوريد الفضة ، سوف يلاحظ تشكل راسب من كلوريد الفضة مباشرة ، وذلك بفعل وجود شاردة الكلوريد المشتركة بين الحمض والملح ، مما يؤدي إلى ازدياد الجداء الشاردي عن قيمة جداء الانحلالية وتشكل الراسب .

عندما يوجد فائض من شاردة مشتركة مع الكهرليت الضعيف في المحلول سوف يؤدي إلى تشكل معقد ذواب في المحلول وبالتالي ستتغير انحلالية هذا الكهرليت، فمثلاً عند إضافة شاردة اليود إلى ملح يوديد الزئبق سيؤدي ذلك إلى انحلال الراسب وتشكل المعقد $^{-2}[\text{HgI}_4]$ الذواب في المحلول، وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية:



4-3-2-3- تأثير طبيعة الوسط

كذلك تتأثر الكهرليات الضعيفة الانحلال في نوعية الوسط ال ذي ستحل فيه. لذلك وجد بأن الكهرليات الضعيفة الانحلال والتي لها صفات حامضية تنحل بشكل أفضل في الأوساط القلوية، والعكس صحيح . فعندما يتمتع الكهرليت بصفة قلوية فإن انحلاليته تكون أفضل في الأوساط الحامضية.

4-4- ترسيب وانحلال كبريتيدات المعادن

سنقوم الآن بجواسة عمليتي ترسيب وانحلال كبريتيدات المعادن من وجهة نظر قاعدة جداء الانحلالية. يتفكك كبريتيد المعدن بشكل عام حسب المعادلة التالية :



ويمكن كتابة جداء الانحلالية للمعادلة السابقة كما يلي :

$$K_{sp} [\text{MeS}] = [\text{Me}^{2+}][\text{S}^{2-}]$$

وإن شرط تشكل الراسب هو تحقق المتراجحة التالية:

$$[\text{Me}^{2+}][\text{S}^{2-}] > K_{sp} [\text{MeS}]$$

يتعلق ترسب شوارد المعادن بواسطة كبريتيد الهيدروجين بالعوامل التالية :

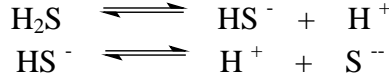
1-تركيز شوارد الهيدروجين H^+ .

2- قيم K_{sp} للكبريتيدات .

3- تركيز الشاردة المترسبة .

لندرس تأثير شاردة الهيدروجين $[H^+]$ على تفاعل تفكك حمض كبريتيد

الهيدروجين ، والذي يتفكك على مرحلتين وفق المعادلات التالية:



إذا طبقنا قانون فعل الكتلة على تفاعل التفكك المرحلي لحمض كبريتيد

الهيدروجين فإننا نحصل على ثابت التفكك لكل مرحلة في الدرجة $25^\circ C$:

$$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]} = 5.7 \times 10^{-8}$$

$$K_2 = \frac{[H^+][S^{--}]}{[HS^-]} = 1.2 \times 10^{-15}$$

إن $K_1 > K_2$ دائماً والتفكك وفق المرحلة الأولى أكبر منه وفق المرحلة الثانية ،

وتكون الشوارد التي تتشكل وفق مرحلة التفكك الأولى هي الشوارد الغالبة. وبضرب

العلاقتين السابقتين في بعضهما نحصل على قيمة ثابت التفكك الكلي للتفاعل السابق :

$$K = \frac{[H^+][S^{--}]}{[H_2S]} = 5.7 \cdot 10^{-8} \times 1.2 \cdot 10^{-15} = 6.8 \times 10^{-23}$$

إذا كان تركيز المحلول المائي المشبع من H_2S يساوي إلى $0.1 M$ فيكون :

$$[H^+]^2 [S^{--}] = 6.8 \times 10^{-24}$$

أي أن تركيز شاردة الكبريتيد يتناسب عكساً مع مربع تركيز شوارد الهيدروجين .

إن جداء الانحلالية لكبريتيد الحديد، الزنك، المنغنيز أكبر منه لكبريتيد النحاس ،

الرصاص، الزئبق، لذلك فمن أجل ترسيب الشوارد الثلاث الأولى يجب تأمين تركيز أكبر

من تركيز شاردة الكبريتيد $[S^{--}]$. حيث يمكن بلوغ ذلك باستخدام مركب كبريتيد الأمونيوم

$(NH_4)_2S$ بدلاً من H_2S ، وواضح أنه كلما كان تركيز شوارد المعدن $[Me^{++}]$ كبيراً كلما

كان الوصول أسهل لشروط تشكل الرواسب.

يمكن تفسير انحلال الكبريتيدات في الحموض بسهولة وذلك باستخدام قاعدة جداء الانحلالية . ولندرس مثال على ذلك الانحلالية لمركب كبريتيد الحديدي FeS في محلول ممدد من حمض كلور الماء . ففي محلول مائي مشبع لهذا الملح يتوطد التوازن التالي بوجود الراسب FeS :



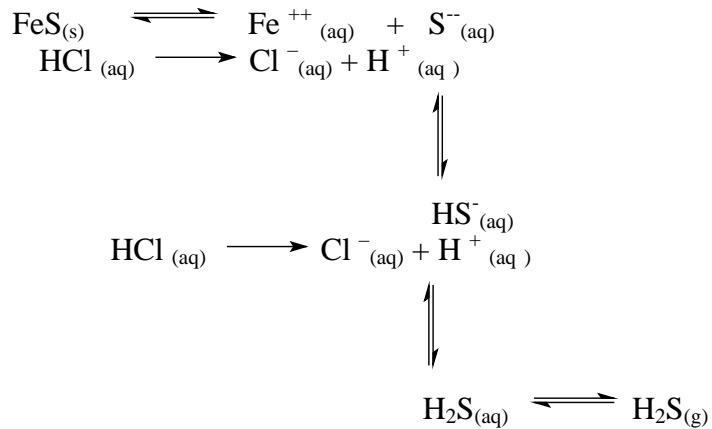
ويعطى ثابت جداء الانحلالية في الدرجة 25°C للتفاعل السابق بالعلاقة :

$$K_{sp}(\text{FeS}) = [\text{Fe}^{++}] [\text{S}^{--}] = 3.7 \times 10^{-19}$$

ويكتب شرط الانحلال بالعلاقة:

$$[\text{Fe}^{++}] [\text{S}^{--}] < K_{sp}(\text{FeS})$$

أي أنه من أجل انحلال الملح من الضروري أن يكون جداء تراكيز الشاردين Fe^{++} و S^{--} أقل من جداء الانحلالية لمركب كبريتيد الحديدي $K_{sp}(\text{FeS})$ ، ويمكن تحقيق ذلك بإضافة حمض كلور الماء، ففي هذه الحالة ترتبط شوارد الهيدروجين مع شوارد الكبريتيد لتشكيل الشاردة HS^{-} الضعيفة التفكك، ومن ثم تتشكل الجزئيات H_2S الضعيفة التفكك أيضاً والتي تنطلق من المحلول على شكل غاز. نستنتج من ذلك بأن جداء تراكيز شوارد Fe^{++} و S^{--} يصبح أقل من جداء ثابت الانحلالية $K_{sp}(\text{FeS})$ ، مما يؤدي إلى تخريب التوازن بين الراسب FeS وشوارده في المحلول، أي أن التوازن ينزاح نحو اليمين. وعند وجود فائض من الحمض فإن التفاعل يجري باستمرار حتى الانحلال التام للراسب FeS. يمكن تمثيل الشرح السابق حسب المخطط التالي :



إن جداء الانحلالية لمركب كبريتيد الحديد $K_{sp} = 3.7 \cdot 10^{-19}$ كبير نسبياً بالمقارنة مع جداء الانحلالية لمركب كبريتيد النحاس $K_{sp} = 8.5 \cdot 10^{-45}$ في حمض كلور الماء الممدد، حيث يلاحظ بالتجربة بأن الراسب الأول ينحل بشكل جيد عند إضافة الحمض ، أما الراسب الثاني فتكون انحلاليته في الحمض ضعيفة ، وذلك بسبب انخفاض جداء انحلاليته.

- وبشكل عام يحدث انحلال الراسب القليل الانحلال في تلك الحالات ، وذلك عندما يتم ربط احدى الشوارد التي يجرها الراسب في المحلول ويتحقق ذلك عند تشكل :
- 1-مركب ضعيف التفكك .
 - 2- شاردة معقدة .
 - 3- مركب ذو انحلالية أقل .
 - 4- أو بتغير شحنة الشاردة في تفاعل الأكسدة والارجاع .

ويبين الجدول (1-4) ثابت جداء الانحلالية والانحلالية لبعض المركبات

الكهرلينية الضعيفة الانحلال عند درجة الحرارة 25°C

الجدول (1-4) ثابت جداء الانحلالية والانحلالية لبعض المركبات الكهرلينية الضعيفة الانحلال عند درجة الحرارة 25°C

Name	K_{sp}	(S)	Name	K_{sp}	(S)
Flourides			Ag_2CO_3	8.1×10^{-12}	1.26×10^{-4}
BaF_2	2.4×10^{-5}	1.8×10^{-2}	CdCO_3	5.2×10^{-12}	2.28×10^{-6}
MgF_2	6.4×10^{-9}	1.17×10^{-3}	PbCO_3	1.5×10^{-15}	3.87×10^{-8}
PbF_2	4.0×10^{-8}	2.15×10^{-3}	MgCO_3	1.0×10^{-15}	3.16×10^{-8}
SrF_2	7.9×10^{-10}	5.8×10^{-4}	Hg_2CO_3	9.0×10^{-15}	9.48×10^{-8}
CaF_2	4.0×10^{-11}	2.15×10^{-4}	Hydroxides		
Chlorides			$\text{Ba}(\text{OH})_2$	5.0×10^{-3}	1.07×10^{-4}
PbCl_2	1.6×10^{-5}	1.58×10^{-2}	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	3.2×10^{-4}	6.80×10^{-2}
AgCl	1.6×10^{-10}	1.26×10^{-5}	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	1.3×10^{-6}	1.14×10^{-2}
Hg_2Cl_2	1.1×10^{-18}	6.5×10^{-7}	AgOH	2.0×10^{-8}	1.41×10^{-4}
Bromides			$\text{Mg}(\text{OH})_2$	8.9×10^{-12}	1.3×10^{-4}
PbBr_2	4.6×10^{-6}	1.04×10^{-2}	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	2.0×10^{-13}	3.68×10^{-5}
AgBr	5.0×10^{-13}	7.07×10^{-7}	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	5.9×10^{-15}	1.13×10^{-5}
Hg_2Br_2	1.3×10^{-22}	3.19×10^{-8}	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	1.2×10^{-12}	6.69×10^{-6}
Iodides			$\text{Fe}(\text{OH})_2$	1.8×10^{-15}	7.66×10^{-6}
PbI_2	1.4×10^{-8}	1.51×10^{-3}	$\text{Co}(\text{OH})_2$	2.5×10^{-16}	3.96×10^{-6}
AgI	1.5×10^{-16}	1.22×10^{-8}	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	1.6×10^{-16}	3.42×10^{-6}

Hg ₂ I ₂	4.5x10 ⁻²⁹	2.24x10 ⁻¹⁰	Zn(OH) ₂	4.5x10 ⁻¹⁷	2.24x10 ⁻⁶
Sulfates			Hg(OH) ₂	3.0x10 ⁻²⁶	1.95x10 ⁻⁹
CaSO ₄	6.1x10 ⁻⁵	7.8x10 ⁻³	Sn(OH) ₂	3.0x10 ⁻²⁷	9.08x10 ⁻¹⁰
Ag ₂ SO ₄	1.2x10 ⁻⁵	1.44x10 ⁻²	Cr(OH) ₃	6.7x10 ⁻³¹	1.65x10 ⁻⁸
SrSO ₄	3.2x10 ⁻⁷	5.65x10 ⁻⁴	Al(OH) ₃	2.0x10 ⁻³²	6.86x10 ⁻⁹
PbSO ₄	1.3x10 ⁻⁸	1.14x10 ⁻⁴	Fe(OH) ₃	4.0x10 ⁻³⁸	2.58x10 ⁻¹⁰
BaSO ₄	1.5x10 ⁻⁹	3.87x10 ⁻⁵	Co(OH) ₃	2.5x10 ⁻⁴³	1.29x10 ⁻¹¹
Chromates			Sulfides		
SrCrO ₄	3.6x10 ⁻⁵	6.0x10 ⁻³	MnS	2.3x10 ⁻¹³	4.79x10 ⁻⁷
Hg ₂ CrO ₄	2.0x10 ⁻⁹	2.0x10 ⁻⁹	FeS	3.7x10 ⁻¹⁹	6.08x10 ⁻¹⁰
BaCrO ₄	8.5x10 ⁻¹¹	8.5x10 ⁻¹¹	NiS	3.0x10 ⁻²¹	5.47x10 ⁻¹¹
Ag ₂ CrO ₄	9.0x10 ⁻¹²	9.0x10 ⁻¹²	CoS	5.0x10 ⁻²²	2.23x10 ⁻¹¹
PbCrO ₄	2.0x10 ⁻¹⁶	2.0x10 ⁻¹⁶	ZnS	2.5x10 ⁻²²	1.58x10 ⁻¹¹
Carbonates			CdS	1.0x10 ⁻²⁸	1.00x10 ⁻¹⁴
NiCO ₃	1.4x10 ⁻⁷	3.74x10 ⁻⁴	PbS	7.0x10 ⁻²⁹	8.36x10 ⁻¹⁵
CaCO ₃	8.7x10 ⁻⁹	9.30x10 ⁻⁵	Ag ₂ S	1.6x10 ⁻⁵⁴	7.36x10 ⁻¹⁷
BaCO ₃	2.15x10 ⁻³	4.00x10 ⁻⁵	Phosphates		
SrCO ₃	7x10 ⁻¹⁰	2.64x10 ⁻⁵	Ag ₃ PO ₄	1.8x10 ⁻¹⁸	2.11x10 ⁻⁵
CuCO ₃	2.5x10 ⁻¹⁰	1.58x10 ⁻⁵	Sr ₃ (PO ₄) ₂	1.0x10 ⁻³¹	3.08x10 ⁻⁷
ZnCO ₃	2x10 ⁻¹⁰	1.41x10 ⁻⁵	Ca ₃ (PO ₄) ₂	1.3x10 ⁻³²	2.04x10 ⁻⁷
MnCO ₃	8.8x10 ⁻¹¹	9.38x10 ⁻⁶	Ba ₃ (PO ₄) ₂	6.0x10 ⁻³⁹	1.11x10 ⁻⁸
FeCO ₃	2.1x10 ⁻¹¹	4.58x10 ⁻⁶	Pb ₃ (PO ₄) ₂	1.0x10 ⁻⁵⁴	7.74x10 ⁻¹²

4-5- القسم العملي

هدف التجربة

التعرف على الكهليليتات القوية والضعيفة، ثم التعرف على الأملاح الضعيفة الانحلال في الماء وعلى قيم جداء الانحلال لها، وامكانية تشكل راسب أو عدم تشكله ، وعلى تأثير وجود شاردة مشتركة على تشكل الراسب، وعلى المحاليل المشبعة والمحاليل الغير مشبعة، وأخيراً التعرف على شروط تشكل أو انحلال راسب ملتح ضعيف الانحلال. الأدوات اللازمة

أنابيب اختبار عدد (5)، بيشر، ارلنماير، حامل أنابيب اختبار.

المواد اللازمة

معدن التوتياء (الزنك) ، حمض الخل الممدد 0.1M ، محلول حمض كلور الماء 0.1M، مشعر الميثيل أورانج،خلات الصوديوم الصلبة، محلول كربونات الصوديوم، محلول

هيدروكسيد الأمونيوم 0.1M، كلوريد الأمونيوم الصلب، مشعر الفينول فتالين ، محلول كلوريد الحديد، محلول ثيوسيانات البوتاسيوم، مركب ثيوسيانات البوتاسيوم الصلب، مركب كلوريد البوتاسيوم الصلب، محلول كبريتات الصوديوم 0.5M، محلول كربونات الصوديوم 0.5M، محلول كرومات البوتاسيوم 0.5M، محلول كلوريد الباريوم، محلول مشبع من كلورات البوتاسيوم، محلول كلوريد البوتاسيوم 0.5M، محلول كلورات الصوديوم 0.5M، محلول كلوريد الصوديوم، محلول نترات الرصاص 0.5M، محلول يوديد البوتاسيوم 0.5M، محلول كبريتات الكادميوم، محلول مخفف من كبريتيد الهيدروجين، محلول كبريتيد الصوديوم، محلول كبريتيد الأمونيوم 0.5M، محلول كبريتات المنغنيز 0.5M، محلول كبريتات التوتياء (الزنك) 0.5M، محلول كبريتات الحديدي 0.5M، محلول كبريتات النحاس 0.5M، محلول نترات الزئبق 0.5M.

التجربة الأولى

خذ أنبوبي اختبار وضع في كل منهما قطعة من معدن التوتياء (الزنك)، واسكب في الأنبوب الأول حوالي 1ml من حمض كلور الماء الممدد 0.1M، واسكب في الأنبوب الثاني حوالي 1ml من حمض الخل الممدد 0.1M. لاحظ شدة انطلاق غاز الهيدروجين في كلا الأنبوبين، علل ذلك بالاعتماد على درجة تفكك الكهرليات. اكتب معادلات التفاعلات الحاصلة.

التجربة الثانية

ضع في أنبوبي اختبار حوالي 1ml من حمض الخل الممدد 0.1M، ثم أضف اليهما حوالي ثلاث قطرات من مشعر المتيل أورانج. أضف إلى احد الأنبوبين عدة بلورات من مركب خلات الصوديوم الصلبة، خض المزيج بشكل جيد، وقارن محتوى هذا الأنبوب مع الأنبوب الآخر من ناحية شدة اللون، فسر ماذا تلاحظ ؟ اكتب معادلة تفكك كل من حمض الخل وخرلات الصوديوم. حدد الشاردة المشتركة وبين كيف ينزاح التوازن.

التجربة الثالثة

ضع في أنبوبي اختبار حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الأمونيوم الممددة 0.1M، ثم أضف اليهما حوالي ثلاث قطرات من مشعر الفينول فتالئين. أضف إلى أحد الأنبوبين عدة بلورات من مركب كلوريد الأمونيوم الصلب، خض المزيج بشكل جيد ، وقارن محتوى هذا الأنبوب مع الأنبوب الآخر من ناحية شدة اللون، فسر ماذا تلاحظ ؟ اكتب معادلة تفكك كل من هيدروكسيد الأمونيوم وكلوريد الأمونيوم. حدد الشاردة المشتركة وبين كيف تؤثر على انزياح التوازن.

التجربة الرابعة

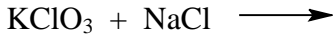
ضع في ثلاثة أنابيب اختبار حوالي 1ml من محلول كلوريد الحديد، ثم أضف إلى كل منهما حوالي خمس قطرات بشكل متساوٍ من محلول ثيوسيانات البوتاسيوم، خض الأنابيب الثلاثة بشكل جيد وبهدوء، ما لون المحلول الناتج ؟ أضف إلى الأنبوب الأول بضع بللورات من ثيوسيانات البوتاسيوم الصلب وإلى الأنبوب الثاني كمية متساوية من مركب كلوريد البوتاسيوم الصلب واحتفظ بالأنبوب الثالث للمقارنة. لاحظ تغير الألوان في الأنبوبين الأول والثاني ؟ فسر ذلك بالاعتماد على تغيير تركيز المواد المشاركة في التفاعل مبيناً كيف ينزاح التوازن في كل حالة.

التجربة الخامسة

آ - ضع في ثلاثة أنابيب اختبار على الترتيب مقدار 1ml من كل من محاليل المركبات التالية: كبريتات الصوديوم، كربونات الصوديوم، كرومات البوتاسيوم ثم أضف إلى كل أنبوب حوالي 1ml من محلول كلوريد الباريوم. فسر ما يحدث في كل أنبوب؟ أكمل المعادلات التالية بالشكلين الجزيئي والشاردي، ثم حدد الراسب المتشكل في كل أنبوب مبيناً شرط تشكل الرواسب.



ب - ضع في ثلاثة أنابيب اختبار حوالي 1ml من محلول مشبع لمركب كلورات البوتاسيوم، ثم أضف إلى الأنبوب الأول حوالي 1ml من محلول مشبع لمركب كلوريد البوتاسيوم، وإلى الأنبوب الثاني محلول مشبع لمركب كلورات الصوديوم، وإلى الأنبوب الثالث محلول مشبع لمركب كلوريد الصوديوم. خض محتوى الأنابيب الثلاثة بشكل جيد. ماذا تلاحظ؟ أين تشكل الراسب؟ اشرح سبب تشكله بالاعتماد على معادلة توازنه مع شوارده، وعلى ثابت جداء انحلاليته. بين في أي أنبوب لم يتشكل راسب؟ ولماذا؟ ثم أكمل المعادلات التالية:

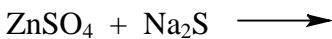


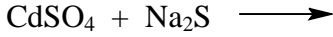
التجربة السادسة

ضع في أنبوبي اختبار مقدار 2ml من محلول نترات الرصاص، ثم أضف إلى الأنبوب الأول مقدار 2ml من محلول كلوريد البوتاسيوم، وأضف إلى الأنبوب الثاني حوالي 2ml من محلول يوديد البوتاسيوم. ماذا تلاحظ؟ اكتب معادلات التفاعلات الحاصلة ومعادلات توازن كل راسب مع شوارده. علل سبب التفاوت في كمية الراسب المتشكل وسرعة تشكله بالاستناد إلى مفهوم جداء الانحلالية.

التجربة السابعة

ضع في أنبوبي اختبار مخروطي حوالي 3ml من محلول كبريتات التوتياء (الزنك) وحوالي 3ml من محلول كبريتات الكاديوم. ثم أضف عدة قطرات من محلول مخفف لمركب كبريتيد الهيدروجين يستعاض عنه بمحلول كبريتيد الصوديوم. ما هو الراسب المتشكل؟ وما لونه؟ افصل الراسب بالإبانة واحتفظ بالرشاحة. ماذا تحتوي الرشاحة؟ أضف إليها بضع قطرات من مركب كبريتيد الأمونيوم. ماذا تلاحظ؟ وما هو الراسب المتشكل؟ أكمل المعادلات التالية:

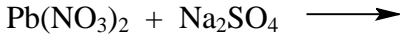




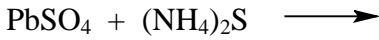
اكتب معادلات توازن الرواسب مع شواردها.

التجربة الثامنة

ضع في أنبوب اختبار مخروطي حوالي 3ml من محلول نترات الرصاص مع 4ml من محلول كبريتات الصوديوم. ما هو الراسب المتشكل؟ وما لونه؟ أكمل معادلة التفاعل الحاصل؟ اكتب معادلة توازن الراسب مع شوارده.



افصل الراسب بالإبانة واغسله بالماء المقطر، ثم أضف إليه خمسة نقاط من محلول كبريتيد الأمونيوم. حرك المزيج جيداً. ما هو الراسب الجديد المتشكل وما لونه؟ أكمل معادلة التفاعل الحاصل :



اشرح بالاستناد إلى قاعدة جداء الانحلالية تحول أحد الرواسب إلى راسب آخر.

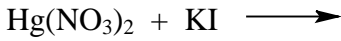
التجربة التاسعة

ضع في سق أنابيب اختبار مخروطية على الترتيب حوالي 2ml من كل من المحاليل التالية: كبريتات المنغنيز، كبريتات التوتياء (الزنك)، كبريتات الحديد، كبريتات الكاديوم، كبريتات النحاس، ونترات الرصاص، ثم أضف بعد ذلك إلى كل منها قطرتين من محلول كبريتيد الهيدروجين المخفف. ماذا تلاحظ؟ هل يتشكل راسب في جميع الأنابيب؟ ما هي المركبات التي لم يتشكل فيها راسب؟

كرر التجربة السابقة مستخدماً مركب كبريتيد الأمونيوم بدلاً من مركب كبريتيد الهيدروجين ماذا تلاحظ؟ هل يتشكل راسب في جميع الأنابيب؟ وضع إجابتك بالاستناد إلى قيم جداء انحلالية الرواسب المتشكلة مع كتابة معادلات التفاعلات بشكليها الجزئي والشاردي وتحديد ألوان الرواسب.

التجربة العاشرة

ضع في أنبوب اختبار حوالي 2ml من محلول نترات الزئبق، ثم أضف إليه قطرة فقطرة من محلول يوديد البوتاسيوم. ماذا تلاحظ؟ أضف بعد ذلك كمية زائدة من يوديد البوتاسيوم ماذا يحدث؟ أكمل كتابة المعادلتين التاليتين :



ما هو سبب انحلال الراسب .

التجربة الحادية عشر

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول نترات الرصاص، ثم أضف إليه حوالي 1ml من حمض كلور الماء الممدد. ماذا تلاحظ؟ هل يتشكل راسب وما هو؟ اكتب معادلة التفاعل الحاصل. سخن مزيج التفاعل السابق. ماذا تلاحظ فسر ذلك وبين تأثير درجة الحرارة على انحلالية الأملاح ضعيفة الانحلال.

التجربة الثانية عشر

خذ انبوب اختبار وضع فيه بضع بلورات من ملح كربونات الصوديوم، أضف حوالي 3ml من الماء، خض الأنبوب حتى تمام الذوبان، أضف بلورة من كربونات الصوديوم ومن ثم خض الأنبوب ثانية. ماذا حدث؟ هل حدث ذوبان. ماذا يسمى هذا المحلول .

التجربة الثالثة عشر

خذ انبوب اختبار وضع فيه ما يقارب غرام من ملح كربونات الصوديوم، أضف حوالي 2ml من الماء، خض الأنبوب بشكل جيد ماذا يحدث ؟ هل تشكل محلول مشبع، أم محلول غير مشبع.

الفصل الخامس

pH المحاليل والمحاليل الواقية وحلمهة الأملاح

1-5-1 تشرّد الماء

يعتبر الماء كهربية أضعفياً، حيث يتشرّد جزئياً بشكل عكوس إلى شوارد الهيدروجين H^+ (aq) وشوارد الهيدروكسيل OH^- (aq) وذلك وفق تفاعل التفكك التالي :



ويعطى ثابت توازن تفكك الماء بالعلاقة التالية:

$$K = \frac{[H^+_{(aq)}][OH^-_{(aq)}]}{[H_2O]}$$

$$K [H_2O] = [H^+_{(aq)}] [OH^-_{(aq)}]$$

يعتبر تركيز الماء $[H_2O]$ ثابتاً لأن تشرده ضئيل جداً، لذلك فإن الجداء $K[H_2O]$

يعتبر أيضاً ثابتاً ويرمز له بـ K_w وتبلغ قيمته (10^{-14}) في الدرجة $22^\circ C$ أي أن:

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

تطبق هذه العلاقة على جميع المحاليل المائية. وفي الماء المقطر يكون:

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

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ ion g / l}$$

تعتبر قيمة K_w ثابتة في درجة ثابتة من الحرارة وتتغير بتغيرها، وذلك كما هو

موضح في الجدول (1-5).

الجدول (1-5) تغير ثابت الجداء الشاردي للماء K_w بتغير درجة الحرارة

درجة الحرارة (°C)	10	22	30	50	100	200
K_w	0.36×10^{-14}	1.0×10^{-14}	1.89×10^{-14}	5.6×10^{-14}	74×10^{-14}	400×10^{-14}

2-5- مفهوم ال pH

لإختصار القيم الصغيرة لكل من $[H^+]$ و $[OH^-]$ و K_w يستعاض عنها بالرموز

التالية: pH و pOH و pK_w حيث:

$$pH = -\log[H^+] = -\log(10^{-7}) = 7$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log(10^{-7}) = 7$$

$$p^{K_w} = -\log K_w = -\log(10^{-14}) = 14$$

ومنه نجد:

$$pK_w = pH + pOH = 14$$

ففي المحلول المعتدل يكون

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

أي

$$pH = pOH = 7$$

أما في الوسط الحمضي فيكون

$$[OH^-] < 10^{-7} \text{ و } [H^+] > 10^{-7}$$

بحيث يبقى الجداء الشاردي للماء ثابتاً. وبالتالي يكون:

$$pOH > 7 \text{ و } pH < 7$$

وفي الوسط القلوي يكون:

$$[OH^-] > 10^{-7} \text{ و } [H^+] < 10^{-7}$$

بحيث يبقى الجداء الشاردي للماء ثابتاً. وبالتالي يكون:

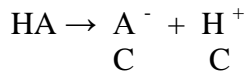
$$pOH < 7 \text{ و } pH > 7$$

3-5- pH الحموض والأسس

3-5-1- pH لمحلول حمض قوي أحادي الوظيفة

تتفكك الحموض القوية أحادية الوظيفة بشكل كامل في محاليلها الممددة. فمثلاً

يتفكك الحمض القوي HA تركيزه (C mol/l) وفق المعادلة التالية:



$$C \quad C$$

$$[H^+] = C$$

$$pH = -\log C$$

ويوضح الجدول (2-5) قيم pH و pOH للمحاليل المختلفة تبعاً لتركيز شوارد

الهيدروجين الموجبة وشوارد الهيدروكسيل السالبة

الجدول (2-5) قيم pH و pOH للمحاليل المختلفة تبعاً لتركيز H^+ (aq) و OH^- (aq)

طبيعة الوسط	pH	$[H^+]mol/l$	$[OH^-]mol/l$	pOH
↑ محلل حمضي	0	1	10^{-14}	14
	1	10^{-1}	10^{-13}	13
	2	10^{-2}	10^{-12}	12
	3	10^{-3}	10^{-11}	11
	4	10^{-4}	10^{-10}	10
	5	10^{-5}	10^{-9}	9
محلل معتدل	6	10^{-6}	10^{-8}	8
↓ محلل قلوي	7	10^{-7}	10^{-7}	7
	8	10^{-8}	10^{-6}	6
	9	10^{-9}	10^{-5}	5
	10	10^{-10}	10^{-4}	4
	11	10^{-11}	10^{-3}	3
	12	10^{-12}	10^{-2}	2
	13	10^{-13}	10^{-1}	1
	14	10^{-14}	1	0

مثال:

ما قيمة الـ pH لمحلل حمض الآزوت تركيزه $(3 \times 10^{-2} mol/l)$ ؟

$$pH = -\log C = -\log 3 \times 10^{-2}$$

$$pH = 1.52$$

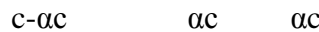
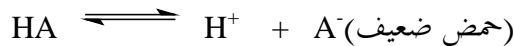
pH-2-3-5 لمحلل حمض ضعيف أحادي الوظيفة

يتفكك الحمض الضعيف أحادي الوظيفة الحامضية HA في محاليله المائية بشكل

جزئي ، وذلك تبعاً لدرجة تفككه α . فبفرض أن تركيز الحمض الضعيف HA هو

C(mol/l) فإنه يتفكك لإعطاء αC شاردة غرامية في اللتر لكل من A^- و H^+ وفق

المعادلة التالية:



وهو تفاعل متوازن يخضع لقانون فعل الكتلة ويمكن كتابته ثابت تفككه كما يلي:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

وبما أن

$$[H^+] = [A^-]$$

لذلك يكون:

$$K_a = \frac{[H^+]^2}{c(1-\alpha)}$$

ويإهمال α أمام الواحد لصغرهما يصبح لدينا:

$$[H^+]^2 = K_a \times C$$

وبأخذ لوغاريتم الطرفين نجد:

$$2\log[H^+] = \log K_a + \log C$$

$$\log[H^+] = \frac{1}{2} (\log K_a + \log C)$$

نضرب طرفي المعادلة بإشارة سالب:

$$-\log[H^+] = -\frac{1}{2} (\log K_a + \log C)$$

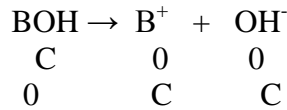
بالتعويض والاختصار نجد العلاقة:

$$\text{pH} = 1/2 (\text{p}K_a - \log C)$$

3-3-5 pH لمحلول أساس قوي أحادي الوظيفة

تتشرد الأسس القوية والممددة تشرداً كاملاً في محاليلها المائية. فمثلاً ليكن لدينا

الأساس القوي BOH تركيزه (C mol/l) فإنه يتفكك كما يلي:



ولكن

$$[\text{OH}^-] = C$$

أي

$$\text{pOH} = -\log C$$

وبما أنه في المحاليل المائية يكون:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

لذلك فإن

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

مثال:

ما هي قيمة pH لمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه $(3 \times 10^{-2} \text{ mol/l})$ ؟

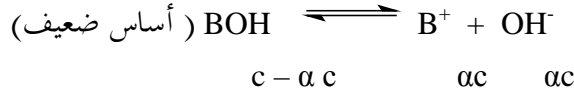
$$\text{pOH} = -\log C = -\log 3 \times 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = 1.52$$

$$\text{pH} = 14 - 1.52 = 12.48$$

4-3-5 pH لمحلول أساس ضعيف أحادي الوظيفة

يتشرد الأساس الضعيف BOH في المحاليل المائية بشكل جزئي، وذلك تبعاً لدرجة تفككه α . فبفرض أن تركيز الأساس هو C (mol/l) فإنه يتفكك لإعطاء αC شاردة غرامية في اللتر لكل من B^+ و OH^- ، وذلك كما هو موضح في معادلة التفكك التالية:



وهو تشرد متوازن يخضع لقانون فعل الكتلة ويمكن كتابته ثابت تفككه كما يلي:

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

وبما أن

$$[B^+] = [OH^-]$$

لذلك فإن:

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{c(1-\alpha)}$$

ويأهمل α أمام الواحد لصغرهما يصبح لدينا:

$$[OH^-]^2 = K_b \times C$$

وبأخذ لوغاريتم الطرفين نجد:

$$2\log[OH^-] = \log K_b + \log C$$

$$\log[\text{OH}^-] = \frac{1}{2} (\log K_b + \log C)$$

نضرب طرفي المعادلة بإشارة سالبة:

$$-\log[\text{OH}^-] = -\frac{1}{2} (\log K_a + \log C)$$

بالتعويض والاختصار نجد العلاقة:

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_b - \log C)$$

لكن:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

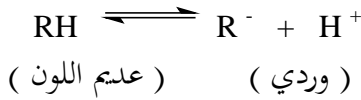
بالتعويض نجد:

$$\text{pH} = 14 + \frac{1}{2} (\text{pK}_b - \log C)$$

4-5-المشعرات واستخدامها في تحديد الـ pH

تستخدم المشعرات العادية مثل (عباد الشمس ، الفينول فتالين ، الميتيل أورنج) لتحديد طبيعة الوسط (حمضي ، متعادل أو قلوي).

وتعرف المشعرات بأنها مركبات كيميائية على شكل حموض أو أسس ضعيفة ، يرمز لها بـ RH أو ROH ، حيث تتمتع الجزيئات غير المتفككة منها بألوان مغايرة لألوان شواردها. فمثلاً الفينول فتالين يخضع في محلوله المائي إلى التفكك المتوازن التالي:



ففي الوسط الحمضي يكون تركيز شوارد الهيدروجين مرتفعاً ، إذ ينزاح تفاعل تفكك المشعر نحو اليسار وفقاً لمبدأ لوشاتوليه ويكون المحلول عديم اللون، وفي الوسط القلوي تستهلك شوارد الهيدروجين فينزاح التوازن نحو اليمين أي نحو تشكيل الشاردة الملونة R^- فيطغي اللون الوردي على المحلول. يتم تغير لون المشعر بصورة تدريجية ضمن مجال من قيم الـ pH في المحلول يطلق عليه اسم مجال المشعر. ولكل مشعر مجال خاص به فعلى سبيل المثال نذكر مشعر عباد الشمس الذي يملك عند $\text{pH} = 5$ لوناً أحمرًا ويصبح

لونه أزرقاً عند $pH = 8$ ، وفي مجال قيم الـ pH من (5-8) يحدث تغير اللون من الأحمر إلى الأزرق.

فالفينول فتالئين يغير لونه في مجال قيم الـ pH من (8.2-10)، والميثيل أورانج يغير قيم الـ pH من مجال (3.1-4.4) ويتضح من هذه المعطيات بأن الفينول الفتالئين يغير لونه في الوسط القلوي وأن الميثيل أورانج يغير لونه في الوسط الحمضي ، أي أن هذين المشعريين لا يمكنهما إظهار الوسط المتعادل. بينما نجد أن مشعر عباد الشمس يغير لونه في الوسط الحمضي الضعيف والوسط القلوي الضعيف ، لذلك فهو يستخدم من أجل التحديد التقريبي لتفاعل الوسط. فإذا أصبح لون المحلول باستخدام مشعر عباد الشمس أزرقاً فإن قيمة الـ $pH \geq 8$ ، أما إذا أصبح لون المحلول أحمر فهذا يعني بأن قيمة الـ $pH \leq 5$ ، أما إذا لم يتغير لون المحلول فإن قيمة الـ pH تساوي تقريباً 7.

لا يمكن تحديد قيم الـ pH لمحلول بشكل عام باستخدام مشعر وحيد ، هناك مشعرات جامعة تنتج عن مزيج معين من المشعرات وغالباً ما تستخدم على شكل أوراق مشعرة جامعة تعطي لكل قيم الـ pH لوناً مختلفاً يحدد بالمقارنة مع لوحة ألوان مرفقة معها. كما يمكن أن يتم القياس الدقيق لقيم الـ pH للمحاليل باستخدام أجهزة الـ pH المختلفة والمجهزة بمسرى (الكترود) يغمس في المحلول ، فيعطي الجهاز قيمة الـ pH المحلول بدقة وعلى شاشة رقمية. ويوضح الجدول (3-5) أهم المشعرات وتغير ألوانها في الأوساط الحامضية والقلوية.

الجدول (3-5) أهم المشعرات وتغير ألوانها في الأوساط الحامضية والقلوية.

المشعر	مجال المشعر (pH) ₁ -(pH) ₂	لون المشعر في وسط قلوي	لون المشعر في وسط حامضي
الميثيل البرتقالي	3.1 – 4.4	أصفر	وردي
عباد الشمس	5.0 – 8.0	أزرق	أحمر
فينول فتالئين	8.0 – 10.0	وردي	عديم اللون

أحمر	أصفر	1.2 – 2.8	التيمول الأزرق
أحمر	أصفر	4.2 – 6.2	الميتيل الأحمر
أصفر	أزرق	6.0 – 7.6	أزرق البروموتيمول
أصفر	أزرق	8.0 – 9.6	أزرق التيمول
أخضر	بنفسجي	10.1 – 12	البيزارين الأصفر

5-5- المحاليل الواقية

نلاحظ أن كثيراً من التفاعلات الكيميائية والبيولوجية التي تتطلب العمل عند قيمة pH ثابتة ومحددة لا تتغير نتيجة التمديد أو عند إضافة كمية محددة من حمض أو أساس. ولتحقيق ذلك تستخدم المحاليل الواقية التي تعمل على تثبيت قيمة pH المحلول عند قيمة معينة تتعلق بتركيب المحلول الواقي. وتعرف المحاليل الواقية بأنها المحاليل التي تقاوم تغيرات الـ pH عند إضافة الحموض أو الأسس إليها بكميات محددة أو عند تمديدها. تتشكل المحاليل الواقية نتيجة لمزج حمض ضعيف مع أحد أملاحه مثل حمض الخل مع ملح خلات الصوديوم ($\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$) أو نتيجة لمزج أساس ضعيف مع أحد أملاحه مثل هيدروكسيد الأمونيوم مع ملح كلوريد الأمونيوم ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$).

5-5-1- pH المحلول الواقي الناتج عن حمض ضعيف مع أحد أملاحه وآلية تأثيره

تتلخص آلية عمل المحلول الواقي بقدرته على استهلاك شوارد الهيدروجين الموجبة أو شوارد الهيدروكسيل السالبة المضافة وتثبيتها في مركب ضعيف التفكك. ولندرس مثال على ذلك المحلول الواقي الناتج عن حمض الخل مع ملح خلات الصوديوم ، حيث يتشرد حمض الخل الضعيف تشرداً جزئياً في المحلول وفق المعادلة التالية:



بينما يتشرد ملح خلات الصوديوم بشكل كامل في المحلول وفق المعادلة التالية:



ويمكن استنتاج قيمة pH لمحلول الوافي الحمضي، وذلك بتطبيق قانون فعل الكتلة على تفاعل التوازن السابق :

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

ويكون تركيز شوارد الهيدروجين:

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

بما أن حمض الخل هو حمض ضعيف التشرذ أي درجة تفككه منخفضة ، لذا يمكن اعتبار تركيز الحمض الموجود في المحلول مساوياً لتركيزه الكلي أي :

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] \approx C_a$$

وبما أن ملح خلات الصوديوم يتشرذ بشكل كامل في المحلول ، لذلك نستطيع اهمال عدد شوارد الخلات الناتجة من تفكك الحمض أمام عدد شوارد الخلات الناتجة من تفكك الملح ، أي يمكن اعتبار تركيز شوارد الخلات الكلي يساوي إلى تركيز الملح.

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] \approx C_s$$

وبالتعويض في العلاقة السابقة نجد:

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

وبأخذ لوغاريتم الطرفين نجد:

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

ومنه :

$$pH = p^{Ka} - \log \frac{C_a}{C_s}$$

أو :

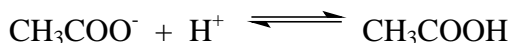
$$pH = p^{Ka} + \log \frac{C_s}{C_a}$$

ويمثل K_a ثابت تشرّد الحمض الضعيف، C_s تركيز الملح، C_a تركيز الحمض الضعيف.

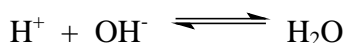
توضح هذه العلاقة ازدياد قيمة pH المحلول الواقي الحمضي بازدياد قيمة pKa (أي بتناقص قوة الحمض) وبازدياد تركيز الملح بالنسبة لتركيز الحمض. كما تبين العلاقة السابقة بأن تمديد المحلول الواقي بالماء المقطر لا يغير من قيمة pH الوسط وذلك لأن النسبة C_s/C_a تبقى ثابتة.

أما آلية عمل المحلول الواقي الخلي لتثبيت قيمة pH الوسط لدى إضافة كمية محددة من حمض أو أساس تتلخص بقدرته على استهلاك شوارد الهيدروجين الموجبة H^+ أو استهلاك شوارد الهيدروكسيل السالبة OH^- المضافة وتثبيتها في مركب ضعيف التفكك .

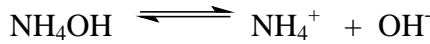
فمثلاً إذا أضفنا كمية قليلة من حمض كلور الماء فإن شوارد الهيدروجين الموجبة H^+ سوف تتحد مباشرة مع شوارد الخلات CH_3COO^- الناتجة بشكل أساسي عن تفكك خلات الصوديوم لتشكيل معها حمض الخل الضعيف التفكك ، مما يضعف من فعل الحمض المضاف إلى حد كبير ، أي تتم المحافظة على قيمة pH المحلول .



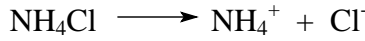
أما عند إضافة كمية قليلة من هيدروكسيد الصوديوم إلى المحلول السابق فإن شوارد الهيدروكسيل السالبة OH^- تتحد مع شوارد الهيدروجين الموجبة H^+ الناتجة عن تفكك حمض الخل لتشكيل الماء الضعيف التفكك ، مما يؤدي إلى إضعاف من فعل الأساس المضاف إلى حد كبير ، وبالتالي المحافظة على قيمة pH المحلول



5-5-2- pH - المحلول الواقي الناتج عن أساس ضعيف مع أحد أملاحه وآلية تأثيره
يشمل هذا النوع من المحاليل المحلول الواقي المؤلف من هيدروكسيد الأمونيوم وملح كلوريد الأمونيوم، حيث يتشرّد هيدروكسيد الأمونيوم جزئياً في المحلول وفق المعادلة التالية:



بينما يتشرد ملح كلوريد الأمونيوم بشكل كامل في المحلول وفق المعادلة التالية:



ويمكن استنتاج قيمة pH المحلول الواقي القلوي، وذلك بتطبيق قانون فعل الكتلة

على تفاعل التوازن السابق :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

ويمكن حساب تركيز شوارد الهيدروكسيل كما يلي :

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+]}$$

وبما أن

$$[\text{NH}_4^+] \approx C_s, \quad [\text{NH}_4\text{OH}] \approx C_b$$

وبالتعويض في العلاقة السابقة نجد:

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{C_b}{C_s}$$

وبأخذ لوغاريتم الطرفين والتعويض نجد قيمة pH :

$$\text{pH} = 14 - (p^{K_b} - \log \frac{C_s}{C_b})$$

حيث يمثل K_b ثابت تشرد الأساس الضعيف ، و C_s تركيز الملح ، C_b تركيز

الأساس الضعيف.

توضح العلاقة السابقة ازدياد قيمة pH المحلول بتناقص قيمة pK_b (أي بازدياد

قوة الأساس) وبتناقص تركيز الملح بالنسبة لتركيز الأساس. كما تبين بأن تمديد المحلول

الواقي لا يغير من قيمة pH الوسط وذلك لأن النسبة C_s/C_b تبقى ثابتة.

إن آلية عمل المحلول الواقي النشادري للمحافظة على قيمة pH ثابتة تتلخص

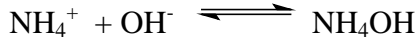
أيضاً بتثبيت شوارد الهيدروجين الموجبة H^+ أو شوارد الهيدروكسيل السالبة OH^- المضافة

إلى المحلول على شكل مركب ضعيف التفكك.

فمثلاً لدى إضافة كمية قليلة من حمض كلور الماء إلى المحلول الواقي النشادري فإن شوارد الهيدروجين الموجبة H^+ تتحد مع شوارد الهيدروكسيل السالبة OH^- الناتجة عن تفكك هيدروكسيد الأمونيوم لتشكيل الماء الضعيف التفكك، مما يؤدي إلى الإضعاف من تأثير الحمض المضاف إلى حد كبير. وهذا يعني بأنه تم المحافظة على قيمة pH المحلول.



وعند إضافة كمية قليلة من هيدروكسيد الصوديوم إلى المحلول الواقي النشادري، سوف يتم تفاعل شوارد الهيدروكسيل السالبة OH^- الناتجة عن تفكك ماءات الصوديوم مع شوارد الأمونيوم الموجبة NH_4^+ الناتجة عن تفكك ملح كلوريد الأمونيوم لتشكيل ماءات الأمونيوم الضعيفة التفكك مما يضعف من تأثير الأساس المضاف إلى حد كبير والمحافظة على قيمة pH المحلول.



5-6- حلمهة الأملاح

تعتمد قيمة الـ pH لكثير من محاليل الأملاح على حلمهتها بالماء. وتعرف الحلمهة بأنها التفاعلات الحاصلة بين شوارد الملح المذاب مع شوارد الهدروجين الموجبة $[H^+]$ وشوارد الهيدروكسيل السالبة $[OH^-]$ الناتجة من تشرذ الماء. تتشكل الأملاح نتيجة تفاعل حموض ضعيفة أو حموض قوية مع أسس ضعيفة أو أسس قوية، لذلك سوف نهتم بدراسة أربعة أنواع مختلفة من هذه الأملاح.

5-6-1- حلمهة الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي مع أساس قوي

لا تخضع مثل هذه الأملاح لعملية حلمهة باعتبار أنها مؤلفة من شوارد سالبة لحموض قوية (شارسبات) وشوارد موجبة لأسس قوية (ش رجات)، وبالتالي لا يغير انحلالها في الماء من قيمة pH الوسط، أي لا يطرأ أي تغير على تركيز شوارد الـ $[H^+]$ أو

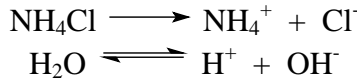
تركيز شوارد الـ $[OH^-]$ في المحلول المائي ، حيث يبقى المحلول المائي لهذه الأملاح معتدلاً (pH=7) أي يتساوى تركيز شوارد الهيدروجين الموجبة مع شوارد الهيدروكسيل السالبة في المحلول:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

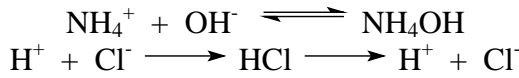
نذكر بعض الأمثلة على هذه الأملاح كلوريد الصوديوم، كلوريد البوتاسيوم، نترات الصوديوم، نترات البوتاسيوم.

5-6-2- حلمهة الأملاح الناتجة من تفاعل حمض قوي مع أساس ضعيف

تتحلمه هذه الأملاح في الماء لتعطي شوارد الهيدروجين الناتجة عن الحمض القوي بتركيز عالي وشوارد الهيدروكسيل الناتجة عن الأساس الضعيف بتركيز منخفض في المحلول. ولنأخذ مثال على ذلك حلمهة ملح كلوريد الأمونيوم الناتج من تفاعل حمض كلور الماء القوي مع هيدروكسيد الأمونيوم الضعيف ، فلدى إذابته في الماء تحدث التفاعلات التالية:



تتفاعل شوارد الأمونيوم الموجبة مع شوارد الهيدروكسيل السالبة لتشكيل أساس ضعيف التشرذ (هيدروكسيد الأمونيوم)، وتتفاعل شوارد الكلوريد السالبة مع شوارد الهيدروجين الموجبة لتشكيل حمض كلور الماء (حمض قوي) وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:



ويمكن كتابة معادلة الحلمهة الكلية لهذا الملح كما يلي:



نلاحظ من المعادلة السابقة بأن محلول هذا الملح في الماء يكتسب صفة حامضية ، وذلك بسبب وجود شوارد الهيدروجين بتركيز عالي في المحلول، حيث يمكن حساب قيمة pH المحلول من العلاقة التالية:

$$pH = 7 - \frac{pk_b + \log C_s}{2}$$

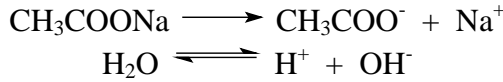
C_s تركيز الملح مقدراً بالمول/ل

k_b ثابت تفكك الأساس الضعيف

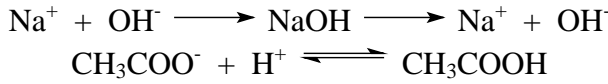
نلاحظ من العلاقة السابقة بأن قيم pH المحلول أقل من 7، وأن المحلول الناتج من حلمهة ملح لحمض قوي وأساس ضعيف يتمتع بصفة حامضية.

5-6-3- حلمهة الأملاح الناتجة من أساس قوي مع حمض ضعيف

تتحلله هذه الأملاح في الماء لتعطي شوارد الهيدروكسيل الناتجة عن الأساس القوي بتركيز عالٍ، وشوارد الهيدروجين الناتجة عن الحمض الضعيف بتركيز منخفض في المحلول. ولتأخذ مثال على ذلك حلمهة ملح خلات الصوديوم الناتج من تفاعل حمض الخل الضعيف مع هيدروكسيد الصوديوم القوي، فلدى إذابته في الماء تحدث التفاعلات التالية:



تتفاعل شوارد الصوديوم الموجبة مع شوارد الهيدروكسيل السالبة لتشكيل ملح قوي (هيدروكسيد الصوديوم)، وتتفاعل شوارد الخلات السالبة مع شوارد الهيدروجين الموجبة لتشكيل حمض الخل الضعيف التشرذ وذلك وفق المعادلات التالية:



ويمكن كتابة معادلة الحلمهة الكلية لهذا الملح كما يلي:



نلاحظ من المعادلة السابقة بأن محلول هذا الملح في الماء يكتسب صفة قلوية، وذلك بسبب وجود فائض من شوارد الهيدروكسيل OH^- ، حيث يمكن حساب قيمة pH المحلول من العلاقة التالية:

$$pH = 7 + \frac{pk_a + \log C_s}{2}$$

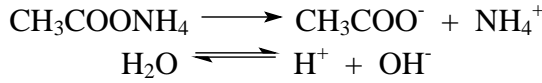
C_s تركيز الملح مقدراً بالمول/ل

k_a ثابت تفكك الحمض الضعيف

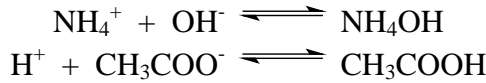
نلاحظ من العلاقة السابقة بأن قيمة pH المحلول أكبر من 7 وأن المحلول الناتج من حلمهة ملح مكون من أساس قوي مع حمض ضعيف يتمتع بصفة قلووية.

5-6-4- حلمهة الأملاح الناتجة من حمض ضعيف وأساس ضعيف

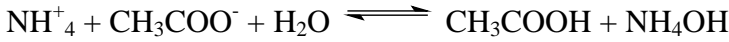
تتحلمه هذه الأملاح في الماء لتعطي شوارد الهيدروجين الناتجة عن حمض ضعيف التشرّد وشوارد الهيدروكسيل الناتجة عن أساس ضعيف التشرّد. ولنأخذ مثال على ذلك حلمهة ملح خلات الأمونيوم، الناتج من تفاعل حمض الخل الضعيف وخلات الأمونيوم الضعيفة التشرّد، فلدى إذابته في الماء تحدث التفاعلات التالية:



تتفاعل شوارد الأمونيوم الموجبة مع شوارد الهيدروكسيل السالبة لتشكيل أساس هيدروكسيد الأمونيوم الضعيف التشرّد، وتتفاعل شوارد الخلات السالبة مع شوارد الهيدروجين الموجبة لتشكيل حمض ضعيف التشرّد، وذلك وفق المعادلات التالية:



ويمكن كتابة معادلة الحلمهة الكلية لهذا الملح كما يلي:



لا يمكن من معادلة حلمهة هذا الملح أن نتعرف على طبيعة وسط الحلمهة ،

ويمكن حساب قيمة pH لهذا المحلول من العلاقة:

$$\text{pH} = 7 + \frac{\text{pk}_a - \text{pk}_b}{2}$$

k_a ثابت تشرّد الحمض الضعيف.

k_b ثابت تشرّد الأساس الضعيف. p^{k_b}

ولمعرفة طبيعة وسط حلمهة مثل هذه الأملاح نميز عدة حالات:

- في حال كون قيمة p^{k_a} تساوي قيمة p^{k_b} يكون المحلول معتدلاً
- إذا كان $\text{p}^{k_a} < \text{p}^{k_b}$ يكون محلول الملح ذا طبيعة حامضية.
- إذا كان $\text{p}^{k_a} > \text{p}^{k_b}$ يكون محلول الملح ذا طبيعة قلووية.

7-5-القسم العملي

ستتعرف في هذه التجارب على بعض المشعرات وتغير ألوانها تبعاً لتغير قيم الـ pH، وتحديد مجال هذه المشعرات، ومجال تغير لون كل مشعر. وسنبين كيفية تحديد ثابت تفكك حمض ضعيف وأساس ضعيف. وستتعرف على مقاومة المحاليل الواقية لتغيرات الـ pH. وسوف نتعرف على حلمة بعض الأملاح في الماء.

المواد الأولية

محاليل ذات قيم pH مختلفة (2,4,5,7,9,11)، مشعر ميثيل البرتقالي، مشعر بنفسجي الميثيل، بارا نترو فينول، فينول فتالين، الاليزارين الأصفر، انديكو كارمن، حمض البور، محلول هيدروكسيد الأمونيوم 0.1M، حمض الخل 0.1M، محلول خلات الصوديوم 0.1M، حمض كلور الماء 0.1M، محلول كلوريد الأمونيوم 0.1M، محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1M، محلول كلوريد الصوديوم، محلول خلات الصوديوم، محلول كربونات الصوديوم .

الأدوات المستخدمة

أنابيب اختبار عدد (6)، بيشر عدد (1)، ورق الـ pH، ورق عباد الشمس الأزرق، ورق عباد الشمس الأحمر.

التجربة الأولى

خذ مقدار 5ml من محاليل ذات قيم pH التالية: (2,4,5,7,9,11) $pH =$ وضعها على الترتيب في أنابيب اختبار نظيفة ، أضيف إلى كل منها قطرتين من محلول مشعر الميثيل البرتقالي. لاحظ الألوان الظاهرة في المحاليل المختلفة ثم حدد مجال تغير لون المشعر. أعد التجربة مستخدماً في كل مرة مشعر مختلف ثم سجل ألوان كل مشعر في المحاليل المختلفة وحدد مجال تغير لونه استناداً إلى الجدول (3-5):

الجدول (3-5) مجال تغير ألوان المشعرات

اسم المشعر	pH	اللون وفقاً لقيم الـ pH
بنفسجي الميثيل	0.5 , 1 , 2 , 3	أصفر - أخضر - سماوي - بنفسجي

وردي - برتقالي - أصفر	3 , 4 , 5	ميثيل أورانج
عدم اللون - أصفر فاتح - أصفر غامق	5 , 6 , 7	بارا نترو فينول
عدم اللون - وردي خفيف - وردي غامق	8 , 9 , 10	فينول فتالين
أصفر - أصفر غامق - برتقالي	10 , 11 , 12	الأليزارين الأصفر
سماوي - أخضر - أصفر	12 , 13 , 14	انديكو كارمن

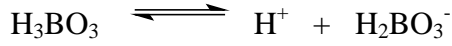
اسم المشعر	pH	اللون وفقاً لقيم الـ pH
بنفسجي الميثيل	0.5 , 1 , 2 , 3	
ميثيل أورانج	3 , 4 , 5	
بارا نترو فينول	5 , 6 , 7	
فينول فتالين	8 , 9 , 10	
الأليزارين الأصفر	10 , 11 , 12	
انديكو كارمن	12 , 13 , 14	

التجربة الثانية

سوف نحدد في هذه التجربة ثابت تشارد الوظيفة الحامضية الأولى K_a لحمض البور الضعيف التفكك، وثابت تفكك هيدروكسيد الأمونيوم K_b ، وذلك بعد تحديد قيم pH لمحاليل معلومة التركيز لكل من حمض البور وهيدروكسيد الأمونيوم ومقارنة ألوان المشعرات في هذه المحاليل مع الجدول السابق.

خذ أربعة أنابيب اختبار نظيفة ، ضع في كل منها مقدار 5ml من محلول حمض البور H_3BO_3 تركيزه (10^{-2} mol/l) ، أضف بعد ذلك إليها وعلى الترتيب قطرتين من المشعرات التالية: بنفسجي الميثيل ، الميثيل أورانج ، بارا نترو فينول، الفينول فتالين. لاحظ الألوان في الأنابيب المختلفة. واستنتج قيمة الـ pH لمحلول حمض البور بالمقارنة مع الجدول السابق.

تنتج شوارد الهيدروجين الموجبة $[H^+]$ في محلول حمض البور بشكل أساسي عن تشارد الوظيفة الأولى لحمض البور نظراً لكون الوظيفتين الثانية والثالثة ضعيفتين جداً. ويمكن تمثيل تشارد الوظيفة الأولى لهذا الحمض كما يلي:



ويمكن حساب ثابت تشرّد الوظيفة الحامضية الأولى K_a من العلاقة:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{BO}_3^-]}{[\text{H}_3\text{BO}_3]}$$

مع العلم بأن

$$[\text{H}_2\text{BO}_3^-] = [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

وبما أن حمض البور ضعيف التفكك حتى في وظيفته الأولى ، لذلك يكون تركيزه

عند التوازن مساوياً تقريباً إلى تركيزه البدائي أي :

$$[\text{H}_3\text{BO}_3] = 10^{-2} \text{ mol/l}$$

سجل الألوان في الأنايب الأربعة المختلفة واستنتج قيمة pH لمحلول حمض البور

المستخدم ، سجل النتائج في جدول على النحو التالي:

المشعر المستخدم	$\text{H}_3\text{BO}_3 (10^{-2}) \text{ mol/l}$
ميثيل أورنج	
بنفسجي الميثيل	
بارا نترو فينول	
الفينول فتالئين	

وبشكل مماثل يمكن أن نحدد قيمة pH لمحلول هيدروكسيد الأمونيوم.

خذ أربعة أناييب اختبار نظيفة، ضع في كل منها مقدار 5ml من محلول

هيدروكسيد الأمونيوم ذي التركيز 5×10^{-2} . أضف بعد ذلك إلى كل منها قطرتين من

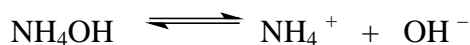
المشعرات السابقة ولاحظ تغير الألوان في الأنايب المختلفة. قارن النتائج مع جدول قيم

ال pH للمشعرات السابق، ثم استنتج قيمة pH لمحلول هيدروكسيد الأمونيوم المستخدم.

سجل النتائج التي توصلت إليها في جدول على النحو التالي:

المشعر المستخدم	$\text{NH}_4\text{OH} (5 \times 10^{-2}) \text{ mol/l}$
ميتيل أورانج	
بنفسجي الميتيل	
بارا نيترو فينول	
الفينول فتالين	

يمكن تمثيل تفكك هيدروكسيد الأمونيوم وفق تفاعل التوازن التالي:



ونستطيع حساب ثابت تفكك الأساس K_b من العلاقة:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

وباعتبار أن المحلول قلوي يمكن حساب pOH من العلاقة:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

وبما أن

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

إن تركيز محلول هيدروكسيد الأمونيوم عند التوازن يساوي إلى تركيزه البدائي ،

نظراً لكون تفككه ضعيفاً أي أن :

$$[\text{NH}_4\text{OH}] = 5 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$$

ملاحظة : يتم تحديد قيم pH المحلول باستخدام المشعرات بشكل تقريبي، أما إذا أردنا تحديدها بشكل أدق فيمكن أن نستخدم عدة مشعرات مع بعضها البعض وذات مجالات متداخلة فيما بينها، هناك أوراق مشعرة (أوراق جامعة) تدعى بأوراق الـ pH تعطي ألواناً مختلفة حسب pH المحلول ويرفق مع كل علبة جدول يبين اللون الموافق لكل قيمة لـ pH المحلول.

كما يمكن أن يتم القياس الدقيق لقيم ال pH للمحاليل باستخدام أجهزة ال pH المختلفة والمجهزة بمسرى (الكترود) يغمس في المحلول ، فيعطي الجهاز قيمة ال pH المحلول بدقة وعلى شاشة رقمية.

سندرس في هاتين التجربتين تغير قيمة pH الوسط لدى إضافة حمض قوي أو أساس قوي إلى كل من الماء والمحلول الوافي.

التجربة الثالثة

خذ انبوبي اختبار وضع في الأنبوب الأول 3ml من محلول حمض الخل 0.1 M و 3ml من محلول خلات الصوديوم 0.1 M مشكلاً بذلك محلول وافي خلبي، وضع في الأنبوب الثاني حوالي 6ml من الماء المقطر. حدد ال pH الوسط في كلا الأنبوبين باستخدام ورق ال pH.

أضف إلى كلا الأنبوبين حوالي 1ml من حمض كلور الماء 0.1 M. حدد قيمة ال pH الوسط من جديد في كلا الأنبوبين ماذا تستنتج ؟ اشرح آلية عمل المحلول الوافي الخلبي. اكتب معادلات التفاعل الحاصلة.

كرر التجربة السابقة وذلك بإضافة 1ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم 0.1 M بدلاً من حمض كلور الماء 0.1 M .

التجربة الرابعة

خذ انبوبي اختبار وضع في الأنبوب الأول 3ml من محلول هيدروكسيد الأمونيوم 0.1 M و 3ml من محلول كلوريد الأمونيوم 0.1 M مشكلاً بذلك محلول وافي نشادري، وضع في الأنبوب الثاني حوالي 6ml من الماء المقطر. حدد ال pH الوسط في كلا الأنبوبين باستخدام ورق ال pH.

أضف إلى كلا الأنبوبين حوالي 1ml من حمض كلور الماء 0.1 M. حدد قيمة ال pH الوسط من جديد في كلا الأنبوبين ماذا تستنتج ؟ اشرح آلية عمل المحلول الوافي النشادري. اكتب معادلات التفاعلات الحاصلة .

0. كرر التجربة السابقة وذلك بإضافة 1ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم .
1M بدلاً من حمض كلور الماء 0.1M .

التجربة الخامسة

خذ ثلاثة أنابيب اختبار وضع في كل منها حوالي 1ml من محلول كلوريد
الصوديوم. أضف إلى الأنبوب الأول قطرتين من مشعر الفينول فتالئين وإلى الأنبوب الثاني
قطرتين من مشعر الميتيل أورانج وافحص الأنبوب الثالث بواسطة أوراق الـ pH.فسر ما
يحدث. ما طبيعة الوسط؟هل حصلت حلمة ولماذا؟سجل ملاحظاتك.

التجربة السادسة

خذ ثلاثة أنابيب اختبار وضع في كل منها حوالي 1ml من محلول خلات
الصوديوم. أضف إلى الأنبوب الأول قطرتين من مشعر الفينول فتالئين وإلى الأنبوب الثاني
قطرتين من مشعر الميتيل أورانج وافحص الأنبوب الثالث بواسطة ورقة عباد الشمس
الحمراء.ماذا تلاحظ؟ما طبيعة الوسط ولماذا؟هل حدثت حلمة؟ اكتب معادلات
تفاعلات الحلمة الحاصلة .

التجربة السابعة

خذ ثلاثة أنابيب اختبار وضع في كل منها حوالي 1ml من محلول كلوريد
الأمونيوم. أضف إلى الأنبوب الأول قطرتين من مشعر الفينول فتالئين وإلى الأنبوب الثاني
قطرتين من مشعر الميتيل أورانج وافحص الأنبوب الثالث بواسطة ورقة عباد الشمس
الزرقاء.ما طبيعة الوسط؟هل حدثت حلمة؟اكتب معادلات تفاعلات الحلمة
الحاصلة.

التجربة الثامنة

خذ ثلاثة أنابيب اختبار وضع في كل منها حوالي 1ml من محلول كربونات
الصوديوم أضف إلى الأنبوب الأول قطرتين من مشعر الفينول فتالئين وإلى الأنبوب الثاني
قطرتين من مشعر الميتيل أورانج وافحص الأنبوب الثالث بواسطة ورقة عباد الشمس

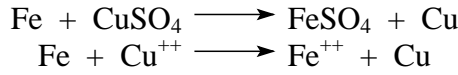
الزرقاء و الحمراء. ماذا تلاحظ؟ ما طبيعة الوسط؟ هل حدث حلمة؟ أكتب معادلات تفاعلات الحلمة الحاصلة. بماذا تتعلق طبيعة الوسط؟

الفصل السادس

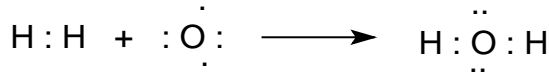
تفاعلات الأكسدة والإرجاع

1-6- مقدمة

تعرف التفاعلات التي يرافقها انتقال في الإلكترونات من ذرة إلى ذرة جزئياً أو كلياً بتفاعلات الأكسدة والإرجاع ، وكمثال على تفاعلات يرافقها انتقال كلي للإلكترونات نذكر تحرر النحاس من محاليل أحد أملاحه ، كما هو موضح في المعادلة التالية:



أما معادلة تفاعل تشكل الماء من الهيدروجين والأكسجين ، فيلاحظ انتقال جزئي للإلكترونات، يتمثل بانزياح الزوج الإلكتروني الرابط نحو ذرة الأوكسجين الأكثر كهرسلبية ، وذلك كما يلي:



يؤدي الانتقال الكامل أو الجزئي للإلكترونات بين الذرات إلى تولد شحنة كهربائية ظاهرية موجبة أو سالبة تحدد قيمتها برقم الأكسدة.

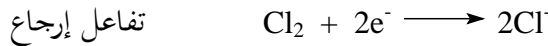
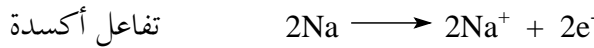
2-6- تفاعلات الأكسدة والإرجاع وعلاقتها برقم الأكسدة.

تشير عملية الأكسدة إلى التغير الكيميائي الذي يرافقه خسارة في الإلكترونات ، أي زيادة في رقم الأكسدة. أما عملية الإرجاع فتشير إلى التغير الكيميائي الذي يرافقه عملية ربح في الإلكترونات ، أي تناقص في رقم الأكسدة.

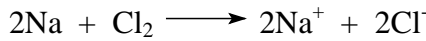
وتجدر الإشارة هنا إلى أنه في أثناء التفاعل الكيميائي لا يمكن أن يحدث تفاعل أكسدة دون أن يرافقه حدوث تفاعل إرجاع ، كما لا يمكن أن يحدث العكس.

فمثلاً عندما يتفاعل الصوديوم مع غاز الكلور لتشكيل ملح الطعام ، حيث يفقد الصوديوم إلكترونه ويتحول إلى شاردة موجبة ويزداد رقم أكسدته من الصفر إلى (+1)، ويقال عن الصوديوم بأنه قد تأكسد. أما غاز الكلور فتكتسب كل ذرة فيه

إلكترونًا ، مما يؤدي إلى انخفاض رقم أكسدتها من الصفر إلى (-1)، ويقال بأن ذرات الكلور قد أرجعتا، ويمكن توضيح ذلك وفق المعادلات التالية:



وبجمع المعادلتين والاختصار نجد:



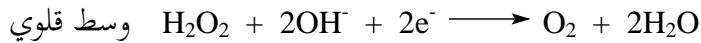
3-6- الأجسام المؤكسدة والأجسام المرجعة

الجسم المؤكسد هو الجسم الذي يقوم بفعل الأكسدة، أي هو الجسم الذي يكتسب إلكترونات فيتناقص رقم أكسدته، أي أنه يرجع. أما الجسم المرجع فهو الجسم الذي يقوم بفعل الإرجاع، أي هو الجسم الذي يفقد إلكتروناته فيزداد رقم أكسدته، أي أنه يتأكسد.

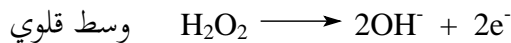
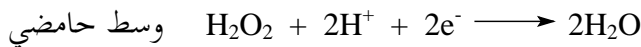
تلعب بعض المركبات الكيميائية دور الجسم المؤكسد فقط خلال تفاعلات الأكسدة والإرجاع ، مثل برمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ ، وثنائي كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ ، وحمض الآزوت HNO_3 وذلك لكون شوارد هذه الذرات (N , Cr , Mn) تقع في أعلى درجة أكسدة لها وهي على الترتيب (+7 , +6 , +5) ، وبالتالي لا يمكن أكسدة هذه المركبات .

كما أن هناك بعض المواد تلعب دور الجسم المرجع فقط خلال تفاعلات الأكسدة والإرجاع ، مثل كبريتيد الصوديوم Na_2S ، ويوريد البوتاسيوم KI ، وكلوريد الصوديوم $NaCl$ ، وذلك لكون شوارد هذه الذرات تقع في أخفض درجة أكسدة وهي على الترتيب (-2 , -1 , -1) ، وبالتالي لا يمكن إرجاع هذه المركبات .

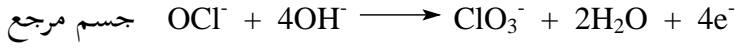
بينما يوجد بعض المركبات التي يمكن أن تقوم بلعب دور الجسم المؤكسد أو بدور الجسم المرجع وذلك تبعاً لشروط التفاعل وطبيعة المواد المتفاعلة وطبيعة المركب المشارك في تفاعل الأكسدة والإرجاع ، ومن هذه المركبات نذكر الماء الأوكسجيني H_2O_2 ، كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3 ، نترت الصوديوم $NaNO_2$ ، وهيبوكلوريت الصوديوم $NaOCl$. وهي أجسام تتميز برقم أكسدة وسطي لذلك فهي تقوم بدور المادة المؤكسدة لدى تفاعلها مع مادة مرجعة قوية ، وتقوم بدور المادة المرجعة لدى تفاعلها مع مادة مؤكسدة قوية. فمثلاً يلعب الماء الأوكسجيني دور الجسم المرجع فيتأكسد إلى الأوكسجين في كلا الوسطين الحامضي والقلوي . وذلك كما هو موضح في المعادلتين التاليتين :



ويلعب دور الجسم المؤكسد فيرجع إلى الماء في كلا الوسطين الحامضي والقلوي ، وذلك كما هو موضح في المعادلتين التاليتين :



كما أن شوارد الهيبوكلوريت يمكن أن تتأكسد إلى شوارد الكلورات في وسط قلوي ، حيث تلعب هنا دور جسم مرجع أو ترجع إلى شوارد الكلوريد في وسط حامضي وتلعب دور جسم مؤكسد، وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:



4-6- موازنة تفاعلات الأكسدة والإرجاع

يقصد بموازنة تفاعل الكيميائي وفق تفاعل الأكسدة والإرجاع تطبيق قانوني انحفاظ المادة والشحنة على طرفي المعادلة، وحتى تتم الموازنة يجب معرفة المواد الداخلة في التفاعل والمواد الناتجة عن التفاعل وكتابة معادلة التفاعل بشكل صحيح ومن ثم تحقيق الموازنة كما يلي:

- 1- معرفة المادة المؤكسدة والمادة المرجعة في التفاعل الحاصل وحساب تغير رقم أكسدة العنصر الذي تأكسد ورقم أكسدة العنصر الذي أرجع.
- 2- كتابة المعادلات النصفية لكل من تفاعل الأكسدة وتفاعل الإرجاع على حدة.
- 3- نوازن كل تفاعل نصفي على حدة، وذلك بموازنة ذرات العناصر في طرفي التفاعل عدا ذرات الأكسجين والهيدروجين.
- 4- نوازن ذرات الأكسجين وذلك بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي يفتقر إليه، مساوياً إلى عدد ذرات الأكسجين التي تنقصه.
- 5- نوازن عدد ذرات الهيدروجين وذلك بعد معرفة وسط التفاعل الحاصل وهنا نميز حالتين:

- وسط حمضي: نضيف إلى الطرف الذي ينقصه هيدروجين العدد نفسه من البروتونات H^+ .

- وسط قلوي: نضيف إلى الطرف الذي يفتقر للهيدروجين عدد من جزيئات الماء يساوي إلى عدد ذرات الهيدروجين الناقصة، ومن ثم نضيف إلى الطرف الآخر نفس العدد من شوارد الهيدروكسيل OH^- .

6- نطبق قانون انحفاظ الشحنة وذلك بإضافة عدد من الإلكترونات بحيث تصبح الشحنة متماثلة في طرفي التفاعل.

7- نساوي عدد الإلكترونات في معادلتَي التفاعلات النصفية وذلك بضربها بالأعداد المناسبة لها.

8- نجمع معادلتَي التفاعلين النصفيين ونحذف أي ازدواج في طرفي المعادلة للحصول على معادلة تفاعل الأكسدة والإرجاع بشكلها الشاردي.

9- نكتب معادلة التفاعل النهائي بشكلها الجزيئي وذلك اعتماداً على المواد الداخلة والناجحة عن التفاعل.

ملاحظة: توازن تفاعلات الأكسدة والإرجاع التي تتم في أوساط معتدلة كما تتم عملية موازنتها في الأوساط الحامضية أو الأوساط القلوية.

مما تقدم يمكن أن نستعرض بعض الأمثلة العملية على هذه التفاعلات:

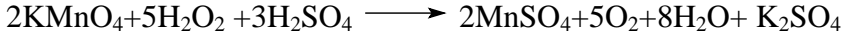
6-5- التجارب العملية

الأدوات المستخدمة: أنابيب اختبار عدد (4).

المواد الأولية: محلول برمنغنات البوتاسيوم، الماء الأكسجيني، حمض كبريت مركز ، محلول كبريتات الحديدي، محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم، محلول حمض الحماض، محلول يوديد البوتاسيوم، حمض كبريت ممدد، محلول نترات الكروم، محلول هيدروكسيد الصوديوم الممدد، محلول كبريتيت الصوديوم، محلول هيدروكسيد الصوديوم المركز، معدن الألمنيوم، محلول نترات الصوديوم، محلول كلوريد الحديد، ورق عباد الشمس الأحمر.

6-5-1- تفاعل برمنغنات البوتاسيوم مع الماء الأكسجيني في وسط حمضي

يتفاعل مركب برمنغنات البوتاسيوم مع الماء الأوكسجيني بوجود حمض الكبريت المركز فيتشكل لدينا مركب كبريتات المنغيز وينطلق غاز الأوكسجين، وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية :

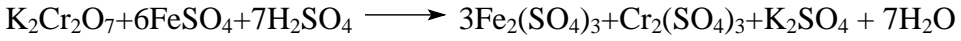


التجربة الأولى

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول برمنغنات البوتاسيوم وأضف إليها حوالي 1ml من حمض الكبريت المركز لتأمين الوسط الحمضي، أضف بعد ذلك حوالي 2ml من الماء الأوكسجيني. ماذا تلاحظ ؟ ما هو الغاز المنطلق ؟ اكتب التفاعلات النصفية الحاصلة، ثم وزنها حسب الأوكسدة والإرجاع، واكتب المعادلات الشاردية والجزئية لهذا التفاعل. أي من المركبات السابقة قام بدور الجسم المؤكسد وأي منهما قام بدور الجسم المرجع. وما هو المركب الناتج وما لونه ؟

6-5-2- تفاعل كبريتات الحديدي مع مركب ثنائي كرومات البوتاسيوم في وسط حامضي

تتفاعل كبريتات الحديدي مع مركب ثنائي كرومات البوتاسيوم بوجود وسط من حمض الكبريت المركز لإعطاء مركب كبريتات الكروم ذي اللون الأخضر وكبريتات الحديد ، وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية:

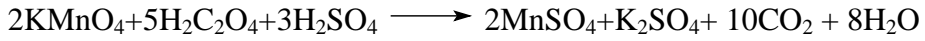


التجربة الثانية

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول مركب ثنائي كرومات البوتاسيوم وأضف إليه حوالي 1ml من حمض الكبريت المركز كوسط، أضف بعد ذلك حوالي 1ml من محلول كبريتات الحديدي. ماذا تلاحظ ؟ سجل تغيرات الألوان الحاصلة قبل وبعد التفاعل. اكتب التفاعلات النصفية الحاصلة ، ثم وزنها حسب تفاعلات الأوكسدة والإرجاع، واكتب المعادلات الشاردية والجزئية لهذا التفاعل. أي من المركبات السابقة قام بدور الجسم المؤكسد وأي منهما قام بدور الجسم المرجع.

6-5-3- تفاعل برمنغنات البوتاسيوم مع حمض الحماض في وسط حامضي

تتفاعل برمغنات البوتاسيوم مع حمض الحماض بوجود حمض الكبريت، وذلك لتأمين الوسط الحمضي لإعطاء كبريتات المنغنيز وغاز ثنائي اوكسيد الكربون. نلاحظ هنا تفاعل إرجاع لشاردة البرمغنات ذات اللون الوردي إلى شاردة المنغنيز الموجبة العديمة اللون، وبالمقابل نلاحظ تفاعل أكسدة لشاردة الحماضات إلى غاز ثنائي أوكسيد الكربون، حيث يمكن كتابة المعادلة الجزيئية كما يلي :



التجربة الثالثة

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول برمغنات البوتاسيوم ثم أضف إليه حوالي 1ml من حمض الكبريت المركز لتأمين الوسط الحمضي، أضف بعد ذلك حوالي 1ml من محلول حمض الحماض (يمكن استخدام حماضات الصوديوم أو البوتاسيوم لاحتوائهما على شاردة الحماضات). ماذا تلاحظ ؟ سجل تغيرات الألوان الحاصلة قبل وبعد التفاعل. اكتب التفاعلات النصفية الحاصلة، ثم وازنها حسب تفاعلات الأكسدة والإرجاع، واكتب المعادلات الشاردية والجزيئية لهذا التفاعل. أي من المركبات السابقة قام بدور الجسم المؤكسد وأي منهما قام بدور الجسم المرجع.

4-5-6-تفاعل محلول يوديد البوتاسيوم مع الماء الأوكسجيني في وسط حامضي

يتفاعل محلول يوديد البوتاسيوم مع الماء الأوكسجيني بوجود حمض الكبريت الممدد ، وذلك لتأمين الوسط الحمضي لإعطاء اليود الجزيئي وتشكيل الماء. نلاحظ هنا حدوث تفاعل أكسدة لشاردة اليوديد السالبة العديمة اللون إلى اليود الجزيئي ذي اللون البني، وبالمقابل حدوث تفاعل إرجاع الماء الأوكسجيني إلى الماء، وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية :



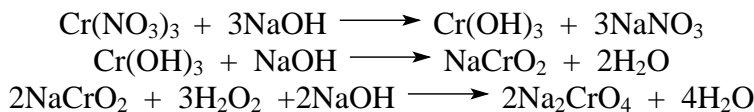
التجربة الرابعة

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول يوديد البوتاسيوم وأضف إليه حوالي 1ml من حمض الكبريت الممدد (وسط حامضي) ثم أضف حوالي 2ml من الماء

الأكسجيني. لاحظ تشكل اليود الجزئي. ما هو الدور الذي يلعبه الماء الأكسجيني في هذا التفاعل. اكتب التفاعلات النصفية الحاصلة، ثم وازنها حسب تفاعلات الأكسدة والإرجاع، واكتب المعادلات الشاردية والجزئية لهذا التفاعل. أي من المركبات السابقة قام بدور الجسم المؤكسد وأي منهما قام بدور الجسم المرجع؟

6-5-5-5-5-6 تفاعل كروميت الصوديوم مع الماء الأكسجيني في وسط قلوي

لدى تفاعل محلول نترات الكروم مع محلول هيدروكسيد الصوديوم الممددة يتشكل في البداية راسب من هيدروكسيد الكروم، وعند إضافة كمية فائضة من محلول هيدروكسيد الصوديوم يتشكل لدينا مركب كروميت الصوديوم. يتفاعل مركب كروميت الصوديوم مع الماء الأكسجيني ليعطي مركب كرومات الصوديوم، وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية :



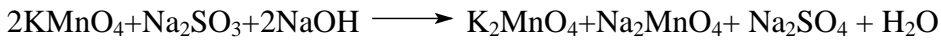
التجربة الخامسة

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول نترات الكروم وأضف إليها كمية قليلة من محلول هيدروكسيد الصوديوم الممدد. ماذا تلاحظ؟ ما هو المركب المتشكل وما لونه؟ أضف بعد ذلك كمية فائضة من محلول هيدروكسيد الصوديوم. ماذا تلاحظ؟ اكتب معادلة التفاعل الحاصلة وما هو لون المحلول الجديد المتشكل؟ أضف إلى المحلول السابق عدة قطرات من الماء الأكسجيني حتى يتم تغير لون المحلول. ما هو المركب المتشكل؟ ما هو دور الماء الأكسجيني في هذا التفاعل؟ اكتب التفاعلات النصفية الحاصلة، ثم وازنها حسب الأكسدة والإرجاع، واكتب المعادلات الشاردية والجزئية لهذا التفاعل.

6-5-5-6-6 تفاعل برمنغنات البوتاسيوم مع كبريتيت الصوديوم في وسط قلوي

تتفاعل برمنغنات البوتاسيوم مع كبريتيت الصوديوم بوجود هيدروكسيد الصوديوم المركزة لتشكيل مركب منغنات البوتاسيوم K_2MnO_4 ذي اللون الأخضر. ومن الملاحظ

بأن رقم أكسدة المنغنيز في مركب منغنات البوتاسيوم هو (+6)، وتكتب المعادلة بشكلها النهائي كما يلي:

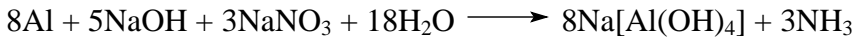


التجربة السادسة

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول برمنغنات البوتاسيوم وأضف إليها حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم المركز، أضف بعد ذلك حوالي 1ml من محلول كبريتيت الصوديوم. ماذا تلاحظ؟ ما هو المركب المتشكل وما هو لونه؟ اكتب التفاعلات النصفية الحاصلة، ثم وزنها حسب الأكسدة والإرجاع، واكتب المعادلات الشاردية والجزئية لهذا التفاعل. أي من المركبات السابقة قام بدور الجسم المؤكسد وأي منهما قام بدور الجسم المرجع؟

6-5-7- تفاعل معدن الألمنيوم مع نترات الصوديوم في وسط قلوي

يتفاعل معدن الألمنيوم مع مركب نترات الصوديوم بوجود محلول هيدروكسيد الصوديوم، وذلك لتأمين الوسط القلوي. يلاحظ في أثناء التفاعل انطلاق غاز النشادر ، أي حدوث تفاعل إرجاع ل ذرة الآزوت في مركب نترات الصوديوم، وبالمقابل حدوث تفاعل أكسدة لمعدن الألمنيوم، كما هو موضح في المعادلة التالية :



التجربة السابعة

ضع في أنبوب اختبار قطعاً صغيرة من معدن الألمنيوم، وأضف إليها حوالي 1ml من محلول نترات الصوديوم، وأضف بعد ذلك حوالي 1ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم وذلك لتأمين الوسط القلوي. ضع ورقة عباد الشمس الحمراء المبللة بالماء أمام فوهة الأنبوب. سخن أنبوب الاختبار بلطف. ماذا تلاحظ؟ ما هو المركب المتشكل؟ هل حدث تفاعل أكسدة وإرجاع؟ اكتب التفاعلات النصفية الحاصلة، ثم وزنها حسب الأكسدة والإرجاع، واكتب المعادلات الشاردية والجزئية لهذا التفاعل. أي من المركبات السابقة قام بدور الجسم المؤكسد وأي منهما قام بدور الجسم المرجع؟

6-5-8-تفاعل كلوريد الحديد مع يوديد البوتاسيوم في وسط معتدل

يتفاعل محلول كلوريد الحديد مع محلول يوديد البوتاسيوم في وسط معتدل.

يلاحظ في هذا التفاعل حدوث تفاعل أكسدة لشاردة اليوديد السالبة العديمة اللون إلى اليود الجزيئي ذي اللون البني ، وبالمقابل حدوث تفاعل إرجاع لشاردة الحديد الثلاثي إلى شاردة الحديد الثنائي . وذلك وفق المعادلة التالية:

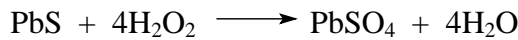


التجربة الثامنة

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول كلوريد الحديد، ثم أضف إليه كمية فائضة من محلول يوديد البوتاسيوم. ماذا تلاحظ؟ ما هو التفاعل الحاصل؟ هل حدث تفاعل أكسدة وإرجاع؟ اكتب التفاعلات النصفية الحاصلة، ثم وزنها حسب الأكسدة والإرجاع، واكتب المعادلات الشاردية والجزيئية لهذا التفاعل. أي من المركبات السابقة قام بدور الجسم المؤكسد وأي منهما قام بدور الجسم المرجع؟ تأكد من عدم وجود آثار لشوارد الحديد الثلاثي، وذلك بإضافة بضع قطرات من محلول ثيوسيانات الأمونيوم.

6-5-9- تفاعل كبريتيد الرصاص مع الماء الأكسجيني في وسط معتدل

يتشكل كبريتيد الرصاص (راسب أسود) من تفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع محلول نترات الرصاص. يتفاعل كبريتيد الرصاص مع الماء الأكسجيني في وسط معتدل ليعطي كبريتات الرصاص (راسب أبيض) والماء. وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية:



التجربة التاسعة

ضع في أنبوب اختبار حوالي 1ml من محلول نترات الرصاص، ثم أضف إليه بضع قطرات من محلول كبريتيد الصوديوم. ماذا تلاحظ؟ أضف إلى المركب الناتج حوالي 1ml من الماء الأكسجيني. ما هو المركب الجديد المتشكل؟ وما هو الدور الذي يلعبه الماء الأكسجيني في هذا التفاعل. اكتب التفاعلات النصفية الحاصلة، ثم وزنها حسب

الأكسدة والإرجاع، واكتب المعادلات الشاردية والجزئية لهذا التفاعل. أي من المركبات السابقة قام بدور الجسم المؤكسد وأي منهما قام بدور الجسم المرجع؟

القسم الثاني التحليل الكمي الحجمي

الفصل السابع

مفاهيم أساسية في التحليل الكمي الحجمي والمعايرة الحجمية

1-7-1 مقدمة

تتألف الكيمياء التحليلية من قسمين مهمين هما التحليل الكيفي والتحليل الكمي. فالتحليل الكيفي يحدد العناصر أو الشوارد الداخلة في تركيب المادة المدروسة، أما التحليل الكمي فيحدد كمية العناصر أو الشوارد الداخلة في تركيب المادة المدروسة. يقسم التحليل الكمي بدوره إلى قسمين رئيسيين هما التحليل الوزني والتحليل الحجمي. التحليل الوزني هو عبارة عن قياس كتلة المركب المحدد أو كتلة أجزائه المنفصلة في حالة نقية أو بشكل مركبات موافقة. أما التحليل الحجمي فيعتمد على قياس حجم المحلول الكاشف المعروف تركيزه، الذي يصرف للتفاعل مع كمية محددة من المادة المدروسة. وسوف نهتم بهذا الفصل بدراسة طرائق التحليل الكمي الحجمي.

2-7-2 مفهوم التحليل الكمي

يقصد بالتحليل الكمي تحديد كمية العناصر المختلفة أو الشوارد الداخلة في تركيب المادة المدروسة. ويعبر عادة عن نتائج التحليل بالنسبة المئوية، فمثلاً عند تحليل مركب كربونات الكالسيوم $CaCO_3$ ، تحسب النسبة المئوية لكل من الكالسيوم والكربون والأوكسجين. وبما أن مركب كربونات الكالسيوم ناتج عن اتحاد كل من أكسيد الكالسيوم CaO مع ثنائي أكسيد الكربون CO_2 ، إذاً يمكن التعبير عن تركيب هذا الملح بالنسبة المئوية للأكاسيد المكونة له CaO و CO_2 .

يفيد التحليل الكمي في معرفة كمية العناصر الداخلة في تركيب المادة، وفي تعيين صيغتها الكيميائية، وذلك بعد تحديد النسب المئوية للعناصر الداخلة في تركيبها. بصورة عامة وقبل البدء بالتحليل الكمي ، يجب معرفة التركيب الكيفي للمادة المدروسة، وذلك عن طريق دراستها باستخدام التحليل الكيفي حتى في حالة معرفة وجود عنصر مسبقاً في المادة المدروسة. وهكذا بعد معرفة التركيب الكيفي للمادة المدروسة يمكن اختيار الطريقة المناسبة لتعيين كمية العنصر الذي يهمنا.

3-7- طرائق التحليل الكمي

تقسم طرائق التحليل الكمي إلى قسمين أساسيين هما الطرائق الكيميائية الكلاسيكية والطرائق الكيميائية الفيزيائية.

3-7-1- طرائق التحليل الكيميائية الكلاسيكية

يمكن أن نميز نوعين من طرائق التحليل الكيميائية الكلاسيكية أو التقليدية:

- طرائق التحليل الكمي الحجمي وتشمل المعايرة بالتعديل والمعايرة بالأكسدة والإرجاع والمعايرة بالترسيب والمعايرة عن طريق تشكيل المعقدات.
- طرائق التحليل الوزني وتتضمن التحليل بالترسيب أو بالتطير أو بالتصعيد.

3-7-2- الطرائق الكيميائية الفيزيائية

غالباً ما تسمى هذه الطرائق بالطرائق الآلية في التحليل الكيميائي، وكما هو واضح من تسميتها فإنها تتطلب استخدام أجهزة خاصة تعتمد على قياس إحدى الخصائص الفيزيائية للمركب المدروس. تمتاز هذه الطرائق بشكل عام بالحساسية العالية والدقة الكبيرة بالمقارنة مع طرائق التحليل التقليدية.

من بين طرائق التحليل الكيميائي الآلي الأكثر انتشاراً في مخابر التحليل الكيميائي والتي ساهمت بشكل فعال في تطوير مسيرة البحث العلمي في مختلف المجالات الصناعية والطبية والصيدلانية نذكر منها مايلي :

- طرائق التحليل الطيفي اللوني (التحليل الفوتومتري).

- طرائق التحليل الكهربائي الكيميائي.

- طرائق التحليل الكروماتوغرافي.

- طرائق التحليل الاشعاعي النووي.

4-7-4- تصنيف طرائق التحليل الكمي الحجمي

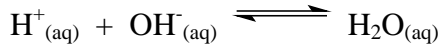
تصنف طرائق التحليل الكمي الحجمي وفق التفاعلات الكيميائية الحاصلة في

أثناء إجراء المعايرة إلى ما يلي :

7-4-1- المعايرة بالتعديل

تعتمد هذه الطريقة على تفاعلات الحموض مع الأسس. أي أن التفاعل

الحاصل في أثناء المعايرة هو تفاعل بين شوارد الهيدروجين الحمضية (H^+) مع شوارد الهيدروكسيل القلوية (OH^-) لتشكيل جزيعة الماء.



ففي هذه الحالة تعابير الأسس بمحاليل حموض عيارية وتعابير الحموض بمحاليل

أسس عيارية. تتحدد نقطة التكافؤ بواسطة كواشف معينة ، فمثلاً تحدد كمية هيدروكسيد الصوديوم بمعايرتها بمحلول عياري من حمض كلور الماء بوجود مشعر الفينول فتاليئين.

7-4-2- المعايرة بالأكسدة والإرجاع

تستعمل تفاعلات الأكسدة والإرجاع عند معايرة أجسام مرجعة، وكذلك عند

تفاعل مؤكسدات لاعضوية ومركبات عضوية غير مشبعة وفي هذا النوع من التفاعلات

تكون المحاليل النظامية إما محاليل مؤكسدة أو محاليل مرجعة نذكر من المحاليل المؤكسدة برمغنات البوتاسيوم وثنائي كرومات البوتاسيوم ،اليود، ومن المحاليل المرجعة ملح مور، ثيوكبريتات الصوديوم، يوديد البوتاسيوم.

يلاحظ في أثناء تفاعلات الأكسدة والإرجاع حدوث عملية انتقال للإلكترونات، أي يحدث تغير في رقم أكسدة بعض العناصر المشاركة في التفاعل.

7-4-3-المعايرة بالترسيب

تعتمد المعايرة بالترسيب على تحديد حجم المحلول العياري اللازم لترسيب شوارد المركب المدروس من محلوله بشكل كامل.

7-4-4-المعايرة بتشكيل المعقدات

تشمل المعايرات التي تستخدم محاليل عيارية تدعى بالكومبلكسونات ، حيث يتم تشكل مركبات معقدة أثناء التفاعل مع بعض الشوارد المعدنية ، كما في حالة معايرة القساوة الكلية للماء ، حيث تعابير شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم بواسطة الكومبلكسون (الإثيلين ثنائي أمين رباعي حمض الخل) EDTA بشكل ملح ثنائي.

7-5-الشروط الأساسية في التحليل الكمي الحجمي

من أجل إجراء التحليل الحجمي الكمي يجب توفر العديد من الشروط الأساسية والتي تختلف باختلاف التفاعل الحاصل أثناء المعايرة ومن أهم هذه الشروط نذكر ما يلي :

- استعمال أدوات نظيفة تماماً
- اختيار الشروط الملائمة للتفاعل (حموضة الوسط، درجة الحرارة، التركيز، استخدام وسيط) بحيث يكون التفاعل سريعاً.
- توفر محلول عياري مناسب، تركيزه محدد بدقة ولا يؤدي إلى تفاعلات ثانوية.

- تحديد نقطة نهاية المعايرة بدقة ويتم ذلك باستخدام المشعر المناسب بحيث تكون نقطة المعايرة أقرب ما يمكن إلى نقطة التكافؤ.
- التوقف عن إضافة المحلول العياري فور الوصول إلى التغير المطلوب في وعاء التحليل، مثل تشكل لون أو اختفاؤه أو تغير في اللون، على أن يكون هذا التغير ثابتاً لمدة لا تقل عن دقيقتين.
- توحي الدقة في العمل وفي قياس الحجم المستخدمة وفي حساب نتائج التحليل وتكرار عملية المعايرة لعدة مرات، ومن ثم حساب النتيجة المتوسطة بعد إهمال النتيجة الشاذة.

6-7-طرائق التعبير عن تركيز المحلول

المحلول هو مزيج متجانس يتألف من مادتين أو أكثر بنسب محددة تختلف من محلول لآخر. تدعى المادة التي نسبتها أكبر في المحلول بالجسم المحل أو المذيب، أما المادة التي تكون نسبتها في تركيب المحلول أقل تدعى بالماد المنحلة أو المذابة.

6-7-1-تركيز المحلول:

هو قيمة تدل على كمية العناصر أو المركبات الموجودة في حجم أو وزن محدد من العينة المطلوب تحديد تراكيز مكوناتها.

تقسم وحدات التركيز إلى قسمين رئيسيين :

- وزنية / حجمية

- وزنية / وزنية

6-7-1-1-وحدات التركيز وزنية / حجمية

■ التركيز الجزيئي الحجمي (المولارية) Molarity : تمثل عدد الجزيئات الغرامية (المولات) من المادة المنحلة في لتر واحد من المحلول. ويرمز لها بالرمز M وتقاس بوحدة مول / ل (mol/l) أو بوحدة الملي مول / ل (mmol/l) والذي يساوي 10^{-3} mol/l .

$$M(\text{mol/l}) = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{l})}$$

n : عدد المولات

V : حجم المحلول مقدراً باللتر.

ويحدد عدد المولات بالعلاقة التالية:

$$n(\text{mol}) = \frac{W(\text{g})}{M_w(\text{g/mol})}$$

W : وزن المادة المنحلة في لتر.

M_w : الوزن الجزيئي للمادة المذابة.

مثال :

لدينا 200 ml من محلول يحتوي على 10g من هيدروكسيد الصوديوم NaOH والمطلوب تحديد التركيز الجزيئي الحجمي (المولارية) لهيدروكسيد الصوديوم في المحلول علماً بأن M_w لهيدروكسيد الصوديوم تساوي 40g.

الحل : نطبق القانون التالي:

$$M(\text{mol/l}) = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{l})}$$

نحسب عدد المولات المتواجدة في 10g مادة

$$n(\text{mol}) = \frac{W(\text{g})}{M_w(\text{g/mol})} = \frac{10}{40} = 0.25 \text{ mol}$$

نعوض بالعلاقة السابقة وذلك بعد أن يتم تحويل الحجم السابق إلى لتر

$$M (\text{mol/l}) = \frac{n(\text{mol})}{V(\text{l})} = \frac{0.25(\text{mol})}{0.20(\text{l})} = 1.25 \text{mol/l}$$

■ النظامية (العيارية) Normality: وهي عبارة عن عدد المكافئات الغرامية من المادة المنحلة في ليتر من المحلول. ويرمز لها بالرمز N وتقدر بوحدة المكافئ الغرامي في الليتر N(eq/l)

$$N(\text{eq/l}) = \frac{n_{eq}}{V(\text{l})}$$

n_{eq} : عدد المكافئات الغرامية للمادة المدروسة

V: حجم المحلول مقدراً بالليتر.

وبشكل عام يحدد عدد المكافئات الغرامية n_{eq} على النحو التالي:

$$n_{eq} = \frac{w(\text{g})}{E(\text{g/eq})}$$

n_{eq} : عدد المكافئات الغرامية للمادة المدروسة.

w: وزن المادة المنحلة.

E: المكافئ الغرامي

ويعرف المكافئ الغرامي (E) لمادة ما بأنه العدد، مقدراً بالغرام، الناتج عن

حاصل قسمة الوزن الجزيئي (M_w) للمادة على عدد المتبادلات (n):

$$E = \frac{M_w}{n}$$

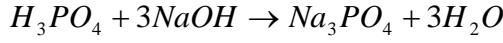
حيث أن المكافئ الغرامي Equivalent mass E(g/eq) يتعلق بطبيعة التفاعل الحاصل ويحسب عددياً بقسمة الوزن الجزيئي على عدد المتبادلات والتي تختلف من تفاعل إلى تفاعل آخر. ففي تفاعلات التعديل يعرف المكافئ الغرامي بأنه يمثل كتلة الحمض أو الأساس الذي يمنح أو يستقبل بروتون واحد. ويحسب بتقسيم الوزن الجزيئي للحمض أو الأساس على عدد شوارد الهيدروجين H^+ أو شوارد الهيدروكسي OH^- المتبادلة بالنسبة لجزيء واحد أي أن:

$$E(g/eq) = \frac{M_w}{\text{number } H^+ \text{ or } OH^-}$$

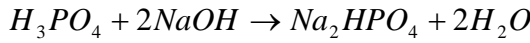
M_w : الوزن الجزيئي.

فمثلاً يختلف المكافئ الغرامي لحمض الفوسفور باختلاف التفاعل الحاصل وذلك

كما هو موضح في المعادلتين التاليتين :



$$E_{H_3PO_4} = \frac{98}{3} = 32.6g$$



$$E_{H_3PO_4} = \frac{98}{2} = 49g$$

أما بالنسبة للأملاح فيكون عدد المتبادلات (n) مساوياً إلى عدد الشوارد المعدنية

المتفاعلة بالنسبة لجزيء واحد من المركب مضروباً بتكافؤها ، أي يمكن حساب المكافئ

الغرامي للأملاح من العلاقة التالية :

$$E(g/eq) = \frac{M_w}{(n)}$$

M_w : الوزن الجزيئي للملح.

(n) : عدد الشوارد المعدنية المتبادلة في الجزيء X تكافؤها.

ففي المركبات التالية: $Fe_2(SO_4)_3, AlCl_3, Na_2CO_3, FeSO_4, KCl$ يكون المكافئ

الغرامي لكل منها مساوياً إلى الوزن الجزيئي للمركب المدروس مقسوماً بالترتيب على

6,3,2,2,1.

أما في تفاعلات الأكسدة والإرجاع فيكون عدد المتبادلات (n) مساوياً إلى عدد

الإلكترونات المتبادلة في التفاعلات النصفية نسبة إلى جزيء واحد أو إلى شاردة واحدة

من المادة المؤكسدة أو المادة المرجعة وعليه يحسب المكافئ الغرامي لمادة مؤكسدة أو مادة

مرجعة من العلاقة التالية:

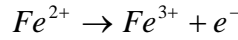
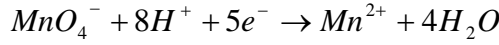
$$E(g/eq) = \frac{M_w}{(n)}$$

M_w : الوزن الجزيئي للمادة المؤكسدة أو المادة المرجعة.

(n) : عدد المتبادلات أي عدد الإلكترونات المتبادلة في التفاعلات النصفية.

فمثلاً عند تفاعل برمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ مع كبريتات الحديدي $FeSO_4$

في وسط حمضي تحصل التفاعلات النصفية التالية:



إذاً يمكن حساب المكافئ الغرامي لبرمنغنات البوتاسيوم (الجسم المؤكسد)

بتطبيق العلاقة السابقة ، أي يساوي الوزن الجزيئي لبرمنغنات البوتاسيوم مقسوماً على

عدد الإلكترونات المتبادلة (5)

$$E(g/eq) = \frac{M_w}{(n)} = \frac{158}{5} = 31.6$$

وكذلك يمكن حساب المكافئ الغرامي لمركب كبريتات الحديدي (الجسم المرجع

) ، من نفس العلاقة السابقة ، ويساوي إلى الوزن الجزيئي لكبريتات الحديدي مقسوماً

على عدد الإلكترونات المتبادلة (1)

$$E(g/eq) = \frac{M_w}{(n)} = \frac{152}{1} = 152$$

7-6-1-2-واحدات التركيز الوزنية / وزنية

■ النسبة المئوية الوزنية Mass percent: وهي تمثل وزن المادة مقدراً بالграм والمنحلة

في 100g محلول، وتعطى بالعلاقة التالية:

$$\% = \frac{W1}{W2 + W1} \times 100$$

W1 : وزن المادة المنحلة.

W2 : وزن المحل.

مثال:

لدينا محلول يحتوي على 15g من مركب كلوريد الصوديوم NaCl في 100g ماء،
ما هي النسبة المئوية الوزنية لكلوريد الصوديوم في هذا المحلول ؟
الحل :

$$\% = \frac{W1}{W2 + W1} \times 100 = \frac{15}{100 + 15} \times 100 = 13\%$$

■ التركيز الجزيئي الوزني (المولالية) Molality، وهي تمثل عدد الجزيئات الغرامية من
المادة المنحلة في 1kg من المحل، ويرمز لها بالرمز L وتقاس بوحدة mol/kg
وتعطى بالعلاقة التالية:

$$L(\text{mol} / \text{kg}) = \frac{n(\text{mol})}{w(\text{kg})}$$

n : عدد مولات المادة المنحلة.

W : وزن المحل مقدراً بالكيلوغرام.

مثال:

تم تحضير محلول مائي لمركب كربونات الصوديوم Na_2CO_3 بتركيز 30%
والمطلوب حساب التركيز الجزيئي الوزني (المولالية) لهذا المحلول علماً بأن الوزن الجزيئي
لمركب كربونات الصوديوم Na_2CO_3 هو 106 g/mol.
الحل :

يدل التركيز 30% وزناً على أن كل 100g محلول تحتوي على 30g مادة منحلة و
70g من الماء.

نحسب أولاً عدد المولات الموجودة في 30g مادة

$$n(\text{mol}) = \frac{w(\text{g})}{M(\text{g} / \text{mol})} = \frac{30}{106} = 0.283 \text{mol}_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$$

$$L(\text{mol} / \text{kg}) = \frac{n(\text{mol})}{w(\text{kg})} = \frac{0.283}{0.07 \text{kg}} = 4.043 \text{mol} / \text{kg}$$

7-7- قانون مور في المعايرة الحجمية

تتفاعل المواد مع بعضها البعض بأعداد متساوية من المكافئات الغرامية. ففي تفاعلات التعديل نجد مثلاً أن مكافئ غرامي من الحمض A يتفاعل مع مكافئ غرامي من الأساس B. وعند نقطة تكافؤ المعايرة يكون عدد المكافئات الغرامية من الحمض مساوياً لعدد المكافئات الغرامية من الأساس أي :

عدد المكافئات الغرامية من الأساس B = عدد المكافئات الغرامية من الحمض A

$$N(eq/l) \times \frac{V(ml)}{1000} = N'(eq/l) \times \frac{V'(ml)}{1000}$$

ومنه قانون مور

$$N.V = N'V'$$

مثال:

لدى معايرة 10ml من محلول حمض كلور الماء HCl مجهول العيارية تم استهلاك 6.3ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH عياريته معلومة وتبلغ 0.5 eq/l. والمطلوب حساب نظامية محلول حمض كلور الماء.

الحل :

نطبق القانون السابق

$$N.V(HCl) = N'V'(NaOH)$$

$$N \times 10 = 0.5 \times 6.3$$

$$N = \frac{0.5 \times 6.3}{10} = 0.315 eq/l$$

7-8-المشعر

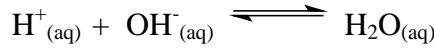
هو مادة خارجية تضاف إلى وسط التفاعل ليدلنا على نقطة نهاية المعايرة ويتم ذلك بحصول تغيير في لون المشعر وينبغي أن يكون هذا التغيير حاداً ومرئياً لئلا يحلينا على نقطة نهاية المعايرة بدقة. ويضاف إلى المحلول الموجود في الأرنماير.

الفصل الثامن

المعايرة بالتعديل

1-8-1 مقدمة

تعتمد هذه الطريقة على تفاعلات الحموض مع الأسس. أي أن التفاعل الحاصل في أثناء المعايرة هو تفاعل بين شوارد الهيدروجين الحمضية (H^+) مع شوارد الهيدروكسيل القلوية (OH^-) لتشكيل جزيعة الماء.



ففي هذه الحالة تعابير الأسس بمحاليل حموض عيارية وتعابير الحموض بمحاليل أسس عيارية. تتحدد نقطة التكافؤ بواسطة كواشف معينة ، فمثلاً تحدد كمية هيدروكسيد الصوديوم بمعايرتها بمحلول عياري من حمض كلور الماء بوجود مشعر الفينول فتاليئين.

2-8-2 تفاعلات التعادل

1-2-8-1 التجربة الأولى

معايرة محلول هيدروكسيد الصوديوم بواسطة محلول عشر نظامي من حمض كلور الماء.

1-1-2-8-1 الغاية من التجربة

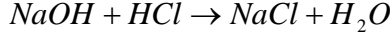
حساب عيارية وتركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم.

2-1-2-8-2 الأدوات والمواد اللازمة

سحاحة وماصة وبيشر وارنماير ومحلول ماءات الصوديوم NaOH مجهول التركيز وحمض كلور الماء HCl عشر النظامي ومشعر الفينول فتاليئين.

8-2-1-3--مبدأ المعايرة

تتم معايرة هيدروكسيد الصوديوم بمحلول عياري من حمض كلور الماء عشر نظامي 0.1N. ويحصل خلال المعايرة التفاعل التالي:



يتشكل نتيجة المعايرة ملح كلوريد الصوديوم غير القابل للحلمهة لأنه ناتج عن حمض قوي وأساس قوي، وبالتالي عند نقطة التكافؤ تكون pH=7 . يستخدم مشعر الفينول فتاليين لتحديد نهاية المعايرة لأن مجال تغيير لونه قريب إلى نقطة التكافؤ.

8-2-1-4-طريقة العمل

(١) أماً السحاحة بمحلول حمض كلور الماء عشر النظامي ، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 10ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم مجهولة التركيز بوساطة الماصة وضعها في أرلنماير نظيف وأضف إليها عدة قطرات من مشعر الفينول فتاليين ، فيصبح عندئذٍ لون المحلول زهري.

(٣) ابدأ بالمعايرة وذلك بسكب محلول حمض كلور الماء العشر نظامي ببطء من السحاحة مع التحريك المستمر للارلنماير وذلك حتى لحظة اختفاء اللون الزهري ، مما يشير إلى نهاية المعايرة.

(٤) كرر المعايرة ثلاث مرات واحسب متوسط حجم حمض كلور الماء المستهلك خلال المعايرة.

8-2-1-5- حساب عيارية هيدروكسيد الصوديوم

بفرض أن متوسط حجم محلول حمض كلور الماء المستهلك هو 9.5 ml. وبتطبيق قانون مور نجد :

$$(أساس) N_1V_1 = N_2V_2 \text{ (حمض)}$$

$$0.1 \times 9.5 = N_2 \times 10$$

$$N_2 = \frac{0.1 \times 9.5}{10} = 0.095 \text{ (eq/l)}$$

8-2-1-6- حساب تركيز هيدروكسيد الصوديوم بوحدة (g/l)

لحساب تركيز هيدروكسيد الصوديوم نطبق العلاقة التالية:

$$C = EN$$

C : تشير إلى تركيز هيدروكسيد الصوديوم (g/l).

E : تدل على الوزن المكافئ لهيدروكسيد الصوديوم.

N : نظامية هيدروكسيد الصوديوم.

$$C = ExN = \frac{m}{n} \times N = \frac{40}{1} \times 0.095 = 3.8 \text{ g/l}$$

8-2-2- التجربة الثانية

معايرة محلول كربونات الصوديوم المجهولة التركيز بواسطة محلول عشر نظامي من حمض كلور الماء.

8-2-2-1- الغاية من التجربة

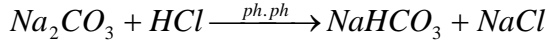
حساب عيارية وتركيز كربونات الصوديوم.

8-2-2-2- الأدوات والمواد اللازمة

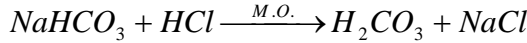
سحاحة وماصة وبيشر وارلنماير ومحلول كربونات الصوديوم Na_2CO_3 مجهول التركيز وحمض كلور الماء HCl عشر النظامي ومشعر الفينول فتاليين ومشعر الميتيل أورانج.

3-2-2-8-مبدأ المعايرة

يتم تفاعل التعادل بين الكربونات والحمض على مرحلتين. ففي المرحلة الأولى يتم التفاعل بين الحمض والوظيفة الأولى للكربونات بوجود مشعر الفينول فتاليين، ويدل زوال اللون الوردي على انتهاء تفاعل المرحلة الأولى أي نكون قد عايرنا الوظيفة الأولى للكربونات وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية:



نعاير في المرحلة الثانية الوظيفة الثانية من الكربونات ولكن بتغيير المشعر، حيث نستخدم مشعر الميتيل أورانج بدلاً من مشعر الفينول فتاليين، والذي يلون المحلول بلون أصفر وعند انقلاب اللون الأصفر إلى لون زهري نكون قد وصلنا إلى نهاية التفاعل والمعادلة التالية توضح تفاعل المرحلة الثانية من هذه المعايرة.



4-2-2-8-طريقة العمل

(1) أملاً السحاحة بمحلول حمض كلور الماء عشر النظامي، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي ومن ثم بالماء المقطر.

(2) خذ 10ml من محلول كربونات الصوديوم المجهول التركيز بوساطة الماصة، وضعها في أرلنماير نظيف وأضف إليها عدة قطرات من مشعر الفينول فتاليين، فيصبح عندئذٍ لون المحلول زهرياً

(3) ابدأ بالمعايرة وذلك بسكب محلول حمض كلور الماء العشر نظامي ببطء من السحاحة مع التحريك المستمر للأرلنماير وذلك حتى لحظة اختفاء اللون الزهري، مما يشير إلى نهاية معايرة الوظيفة الأولى للكربونات (المرحلة الأولى).

٤) أضف إلى المحلول السابق عدة قطرات من مشعر الميثيل أورانج فيصبح لون المحلول أصفراً. استمر بسكب محلول حمض كلور الماء العشر نظامي ببطء من السحاحة مع التحريك المستمر حتى لحظة انقلاب لون المحلول الأصفر إلى اللون الزهري فنكون بذلك قد عايرنا الوظيفة الثانية من الكربونات (المرحلة الثانية).

٥) كرر المعايرة ثلاث مرات واحسب متوسط حجم حمض كلور الماء المستهلك خلال المعايرة.

8-2-2-5- حساب عيارية كربونات الصوديوم

بفرض أن متوسط حجم حمض كلور الماء المستهلك للمرحلتين هو 9.6 ml .
وبتطبيق قانون مور نجد :

$$(أساس) N_1 V_1 = N_2 V_2 (\text{حمض})$$

$$0.1 \times 9.6 = N_2 \times 10$$

$$N_2 = \frac{0.1 \times 9.6}{10} = 0.096 (eq/l)$$

8-2-2-6- حساب تركيز كربونات الصوديوم بوحدة (g/l)

لحساب تركيز كربونات الصوديوم نطبق العلاقة التالية:

$$C = EN$$

C : تشير إلى تركيز كربونات الصوديوم (g/l).

E : تدل على الوزن المكافئ لكربونات الصوديوم.

N : نظامية كربونات الصوديوم.

$$C = E \times N = \frac{m}{n} \times N = \frac{106}{2} \times 0.096 = 5.088 \text{ gr/l}$$

8-2-3- التجربة الثالثة

معايرة مزيج من محلول هيدروكسيد الصوديوم وكربونات الصوديوم المجهولي التركيز بواسطة محلول عشر نظامي من حمض كلور الماء.

8-2-3-1-الغاية من التجربة

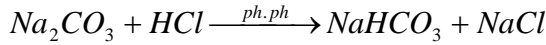
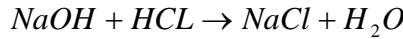
حساب عيارية وتركيز كل من هيدروكسيد الصوديوم وكربونات الصوديوم.

8-2-3-2-الأدوات والمواد اللازمة

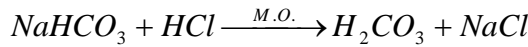
سحاحة وماصة وبيشر وأرلنماير ومزيج من محلول هيدروكسيد الصوديوم ومحلول كربونات الصوديوم $NaOH + Na_2CO_3$ مجهولي التركيز وحمض كلور الماء HCl عشر النظامي ومشعر الفينول فتاليين ومشعر الميثيل أورانج.

8-2-3-3-مبدأ المعايرة

يتم تفاعل التعادل بين المزيج (هيدروكسيد الصوديوم + كربونات الصوديوم) والحمض على مرحلتين. ففي المرحلة الأولى يتم التفاعل بين الحمض و هيدروكسيد الصوديوم وبين الحمض والوظيفة الأولى لكربونات الصوديوم بوجود مشعر الفينول فتاليين، ويدل زوال اللون الوردي على انتهاء تفاعل المرحلة الأولى أي نكون قد عايرنا هيدروكسيد الصوديوم والوظيفة الأولى لكربونات الصوديوم وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:



نعاير في المرحلة الثانية الوظيفة لكربونات الصوديوم ولكن بتغيير المشعر، حيث نستخدم مشعر الميثيل أورانج بدلاً من مشعر الفينول فتاليين، والذي يلون المحلول بلون أصفر وعند انقلاب اللون الأصفر إلى لون زهري نكون قد وصلنا إلى نهاية التفاعل والمعادلة التالية توضح تفاعل المرحلة الثانية من هذه المعايرة.



8-2-3-4-طريقة العمل

(١) أملاً السحاحة بمحلول حمض كلور الماء عشر النظامي، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 10ml لمزيج من محلول هيدروكسيد الصوديوم وكربونات الصوديوم المجهول التركيز بوساطة الماصة، وضعها في أرلنماير نظيف وأضف إليها عدة قطرات من مشعر الفينول فتاليئين، فيصبح عندئذٍ لون المحلول زهرئياً

(٣) ابدأ المعايرة وذلك بسكب محلول حمض كلور الماء العشر نظامي ببطء من السحاحة مع التحريك المستمر للأرلنماير وذلك حتى لحظة اختفاء اللون الزهري، سجل حجم حمض كلور الماء المستهلك لهذه المرحلة وليكن (X)، نكون بذلك قد عايرنا هيدروكسيد الصوديوم والوظيفة الأولى من محلول كربونات الصوديوم. أضف إلى المحلول السابق الموجود في الأرلنماير عدة قطرات من مشعر الميثيل أورانج فيصبح لون المحلول أصفراً. تابع المعايرة بوساطة حمض كلور الماء عشر النظامي ببطء مع التحريك المستمر حتى لحظة انقلاب اللون من الأصفر إلى اللون الوردي. سجل حجم حمض كلور الماء المستهلك في هذه المرحلة وليكن (Y)، وهذه الكمية من الحمض هي الكمية اللازمة لمعايرة الوظيفة الثانية من الكربونات.

(٤) كرر المعايرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم حمض كلور الماء المستهلك لكل مرحلة على حدة.

8-2-3-5- حساب عيارية وتركيز كل من هيدروكسيد الصوديوم وكربونات الصوديوم.

لحساب عيارية وتركيز كل من هيدروكسيد الصوديوم وكربونات الصوديوم نتبع الخطوات التالية:

X - حجم حمض كلور الماء المستهلك لمعايرة هيدروكسيد الصوديوم والوظيفة الأولى من الكربونات.

Y - حجم حمض كلور الماء المستهلك لمعايرة الوظيفة الثانية من الكربونات.

Z - حجم حمض كلور الماء المستهلك لمعايرة هيدروكسيد الصوديوم فقط

ويحسب كما يلي:

$$Z = X - Y$$

ويحسب حجم كلور الماء المستهلك لمعايرة كربونات الصوديوم بمضاعفة حجم حمض كلور الماء المستهلك لمعايرة الوظيفة الثانية من الكربونات ويساوي (2Y).

نطبق الآن قانون مور لحساب عيارية وتركيز هيدروكسيد الصوديوم بفرض ما

يلي:

$$X = 10 \text{ ml}$$

$$Y = 3 \text{ ml}$$

$$Z = X - Y = 10 - 3 = 7 \text{ ml}$$

$$(أساس) N_1 V_1 = N_2 V_2 \text{ (حمض)}$$

$$0.1 \times 7 = N_2 \times 10$$

$$N_2 = \frac{0.1 \times 7}{10} = 0.07 \text{ (eq/l)}$$

ولحساب تركيز هيدروكسيد الصوديوم نطبق العلاقة التالية:

$$C = E \times N = \frac{m}{n} \times N = \frac{40}{1} \times 0.07 = 2.8 \text{ g/l}$$

ولحساب عيارية وتركيز كربونات الصوديوم نطبق قانون مور. بما أن

Y = 3 فيكون حجم حمض كلور الماء المستهلك لمعايرة الكربونات يساوي 2Y يساوي 3 × 2.

$$(أساس) N_1 V_1 = N_2 V_2 \text{ (حمض)}$$

$$0.1 \times 6 = N_2 \times 10$$

$$N_2 = \frac{0.1 \times 6}{10} = 0.06(\text{eq/l})$$

ولحساب تركيز الكربونات نطبق العلاقة التالية:

$$C = ExN = \frac{m}{n} \times N = \frac{106}{2} \times 0.06 = 3.18 \text{ g/l}$$

8-2-4-4 التجربة الرابعة

معايرة محلول حمض الحماض المجهول التركيز بوساطة محلول عشر نظامي من محلول هيدروكسيد الصوديوم.

8-2-4-1-1 الغاية من التجربة

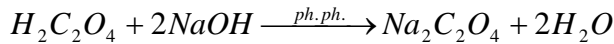
حساب عيارية وتركيز حمض الحماض.

8-2-4-2-2 الأدوات والمواد اللازمة

سحاحة وماصة وبيشر وأرنماير محلول حمض الحماض مجهول التركيز ومحلول هيدروكسيد الصوديوم عشر النظامي ومشعر الفينول فتاليين.

8-2-4-3-3 مبدأ المعايرة

تتم معايرة محلول حمض الحماض بمحلول عياري من هيدروكسيد الصوديوم عشر النظامي 0.1N. ويحصل خلال المعايرة التفاعل التالي:



يتشكل نتيجة المعايرة ملح حماضات الصوديوم، وهو ملح ناتج عن أساس قوي وحمض ضعيف وبالتالي فإن pH المحلول تكون أكبر من سبعة عند نقطة التعادل، لذلك يمكن استخدام مشعر الفينول فتاليين لتحديد نقطة نهاية المعايرة بإعتبار أنه يغير لونه في مجال pH ما بين (8-10).

8-2-4-4-4 طريقة العمل

(١) أماً السحاحة بمحلول هيدروكسيد الصوديوم عشر النظامي، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 10ml من محلول حمض الحماض المجهول التركيز بوساطة الماصة وضعها في أرلنماير نظيف، ثم أضف إليها عدة قطرات من مش-عـر الفينول فتاليين (يبقى المحلول عديم اللون).

(٣) ابدأ بالمعايرة وذلك بسكب محلول هيدروكسيد الصوديوم العشر نظامي ببطء من السحاحة مع التحريك المستمر للأرلنماير، وذلك حتى لحظة تلون المحلول باللون الوردي وثبات هذا اللون لمدة دقيقتين، مما يشير إلى نهاية المعايرة. سجل حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم المستهلك.

(٤) كرر المعايرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم المستهلك.

8-2-4-5- حساب عيارية محلول حمض الحماض

بفرض أن متوسط حجم محلول هيدروكسيد الصوديوم المستهلك هو 9.5 ml. وبتطبيق قانون مور نجد:

$$(حمض الحماض) N_1V_1 = N_2V_2 \text{ (ماءات الصوديوم)}$$

$$0.1 \times 9.5 = N_2 \times 10$$

$$N_2 = \frac{0.1 \times 9.5}{10} = 0.095 \text{ (eq/l)}$$

8-2-4-6- حساب تركيز محلول حمض الحماض بوحدة (g/l)

لحساب تركيز محلول حمض الحماض نطبق العلاقة التالية:

$$C = EN$$

C : تشير إلى تركيز حمض الحماض (g/l).

E : تدل على الوزن المكافئ لحمض الحماض.

N : نظامية محلول حمض الحماض.

$$C = ExN = \frac{m}{n} x N = \frac{126}{2} x 0.095 = 5.98 g / l$$

ملاحظة: إن جزيئة حمض الحماض متبلورة مع جزيئي ماء، لذلك يجب الانتباه أثناء

حساب الوزن الجزيئي لحمض الحماض.

الفصل التاسع

المعايرة بالأكسدة والإرجاع

9-1- مقدمة

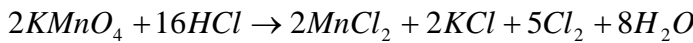
تستعمل تفاعلات الأكسدة والإرجاع عند معايرة أجسام مرجعة عضوية، وكذلك عند تفاعل مؤكسدات لاعضوية ومركبات عضوية غير مشبعة وفي هذا النوع من التفاعلات تكون المحاليل النظامية إما محاليل مؤكسدة أو محاليل مرجعة . نذكر من المحاليل المؤكسدة برمغنات البوتاسيوم وثنائي كرومات البوتاسيوم، اليود، ومن المحاليل المرجعة ملح مور، ثيوكبريتات الصوديوم، يوديد البوتاسيوم.

يلاحظ أثناء تفاعلات الأكسدة والإرجاع حدوث عملية انتقال للإلكترونات، أي يحدث تغير في رقم أكسدة بعض العناصر المشاركة في التفاعل.

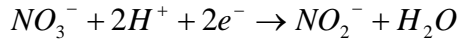
يتم الوصول إلى نقطة نهاية المعايرة عندما يتساوى عدد المكافئات الغرامية من المحلول العياري مع عدد المكافئات الغرامية للمحلول المجهول التركيز، وعندها يمكن تطبيق قانون مور في المعايرة الحجمية. ولتحديد نقطة نهاية المعايرة بدقة لا بد من اختيار المشعر المناسب الذي يغير لونه بالقرب من نقطة التكافؤ. واختيار وسط التفاعل بحيث يكون التفاعل سريعاً وتاماً ولا ينتج عنه تفاعلات ثانوية تعيق التفاعل الأساسي.

يستخدم بشكل عام في تفاعلات الأكسدة والإرجاع حمض الكبريت لتأمين الوسط الحمضي وهيدروكسيد الصوديوم لتأمين الوسط القلوي.

لا ينصح باستعمال حمض كلور الماء لتأمين الوسط الحمضي في تفاعلات الأكسدة والإرجاع وذلك لأنه يملك خواص مرجعة حيث يعطي تفاعله مع برمغنات الصوديوم غاز الكلور، كما هو موضح في المعادلة التالية:



نلاحظ من المعادلة السابقة بأن شاردة الكلوريد السالبة قد تأكسدت وتحولت إلى غاز الكلور. أي أن حمض كلور الماء قام بلعب دور المادة المرجعة. وكذلك لا ينصح باستخدام حمض الآزوت لتأمين الوسط الحمضي، وذلك لأنه يملك خواص مؤكسدة قوية، كما هو موضح في المعادلة التالية:



نلاحظ من المعادلة السابقة بأن شاردة النتريت قد أرجعت إلى شاردة النتريت، أي أن حمض الآزوت قد قام بلعب دور المادة المؤكسدة.

9-2-الأجسام المؤكسدة والأجسام المرجعة

على الطالب مراجعة الفقرة (6-3) من الفصل السادس

9-3-القسم العملي

9-3-1-التجربة الأولى

معايرة محلول برمغنات البوتاسيوم بواسطة حمض الحماض عشر النظامي.

9-3-1-1-الغاية من التجربة

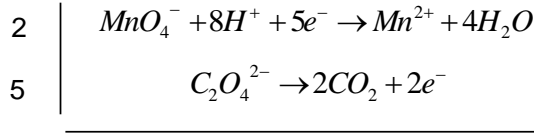
حساب عيارية وتركيز برمغنات البوتاسيوم .

9-3-1-2-الأدوات والمواد اللازمة

سحاحة وماصة وبيشر وأرلنماير ومقياس مدرج ومحلول برمغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ مجهول التركيز ومحلول حمض الحماض $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ عشر النظامي وحمض الكبريت H_2SO_4 تركيزه 5N.

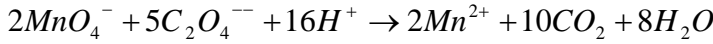
9-3-1-3-مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة

يحتبر برمغنات البوتاسيوم جسم مؤكسد قوي، يؤكسد شاردة الحماضات $C_2O_4^{--}$ إلى غاز ثنائي أكسيد الكربون CO_2 ويعتبر حمض الحماض جسم مرجع، يرجع شاردة البرمغنات MnO_4^- ذي اللون الوردي إلى شاردة المنغنيز الثنائي Mn^{2+} العديمة اللون. يتم التفاعل في وسط حمضي وفق المعادلات التالية:

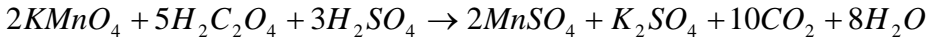


يمكن كتابة المعادلة الشاردية للتفاعل السابق بعد الاختصار والجمع وذلك كما

يلي:



وتكتب معادلة التفاعل الجزئي النهائي كما يلي:

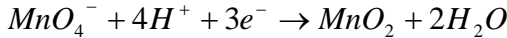


لا يستخدم مشعر في تفاعلات البرمنغنات حيث يتميز شكلها المؤكسد MnO_4^-

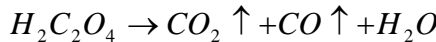
بلون وردي في المحاليل الممددة، بينما يكون شكلها المرجع Mn^{2+} عديم اللون، عند إضافة برمنغنات البوتاسيوم إلى محلول حمض الحماض فإنها تؤكسده إلى CO_2 وترجع بدورها إلى Mn^{2+} عديمة اللون.

عند إضافة قطرة من MnO_4^- إلى المحلول وتلونه باللون الوردي نكون قد وصلنا إلى نقطة نهاية المعايرة وهذا يدلنا على انتهاء شوارد $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ في المحلول مما يشير إلى الوصول لنهاية المعايرة.

يستخدم حمض الكبريت لتأمين الوسط الحمضي الضروري للتفاعل، كما يجب أن تكون كميته كافية ولا ترسب MnO_2 البني اللون في المحلول وذلك وفق المعادلة التالية:



يمكن عادة تسريع بداية التفاعل بتسخين محلول حمض الحماض إلى الدرجة 60°C تقريباً مع الانتباه إلى عدم رفع درجة الحرارة كثيراً وذلك لأن شوارد الحماضات تتفكك بالحرارة الزائدة، مما يؤدي إلى نتائج خاطئة حيث يتفكك حمض الحماض وفق المعادلة التالية:



9-3-1-4- طريقة العمل

(١) أماً السحاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم المجهول التركيز، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي عدة مرات ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 10ml من محلول حمض الحماض العشر نظامي بوساطة الماصة وضعها في أرلنماير نظيف، ثم أضف إليها ومجذر شديد بوساطة مقياس مدرج حوالي 3ml من حمض الكبريت تركيزه 5N وذلك لتأمين الوسط الحمضي اللازم. سخن المحلول حمض الحماض إلى الدرجة 60°C تقريباً.

(٣) ابدأ بالمعايرة فوراً وذلك بسكب محلول برمنغنات البوتاسيوم ببطء من السحاحة مع التحريك المستمر للأرلنماير، وذلك حتى لحظة ظهور اللون الوردي الباهت في المحلول وثباته لمدة دقيقتين، مما يشير إلى نهاية التفاعل.

(٤) كرر المعايرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم محلول برمنغنات البوتاسيوم المستهلك خلال المعايرة وليكن V.

9-3-1-5- حساب عيارية وتركيز برمنغنات البوتاسيوم بوحدة (g/l)

لنفترض أن متوسط حجم محلول برمنغنات البوتاسيوم اللازم للمعايرة هو 9.4ml. نطبق قانون مور لحساب نظامية برمنغنات البوتاسيوم.

$$(حمض الحماض) N_1V_1 = N_2V_2 \text{ (برمنغنات البوتاسيوم)}$$

$$9.4xN_1 = 0.1x10$$

$$N_1 = \frac{0.1x10}{9.4} = 0.106(eq/l)$$

لحساب تركيز محلول برمنغنات البوتاسيوم نطبق العلاقة التالية:

$$C = EN$$

C : تشير إلى تركيز برمنغنات البوتاسيوم (g/l).

E : تدل على الوزن المكافئ لبرمنغنات البوتاسيوم.

N : نظامية محلول برمنغنات البوتاسيوم.

$$C = ExN = \frac{m}{n} \times N = \frac{158}{5} \times 0.106 = 3.3 \text{ g/l}$$

9-3-2- التجربة الثانية

معايرة محلول كبريتات الحديد والأمونيوم المضاعفة (ملح مور) بواسطة محلول برمنغنات البوتاسيوم عشر النظامي.

9-3-2-1- الغاية من التجربة

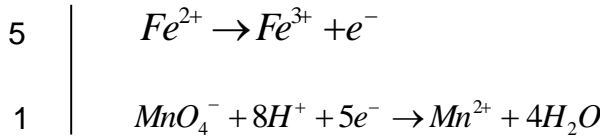
حساب عيارية وتركيز ملح مور وحساب تركيز الحديد في المحلول.

9-3-2-2- الأدوات والمواد اللازمة

سحاحة وماصة وبيشر وأرنماير ومقياس مدرج ومحلول كبريتات الحديد والأمونيوم المضاعفة (ملح مور) $\text{FeSO}_4(\text{NH}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ مجهول التركيز ومحلول برمنغنات البوتاسيوم KMnO_4 عشر النظامي وحمض الكبريت H_2SO_4 تركيزه 5N.

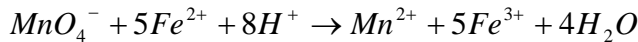
9-3-2-3- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة

تتأكسد شوارد الحديد الثنائي Fe^{2+} في ملح مور بواسطة برمنغنات البوتاسيوم عشر النظامي في وسط حمضي وفق التفاعلات التالية:

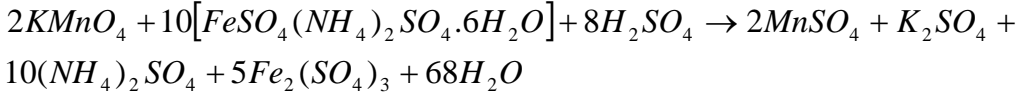


يمكن كتابة المعادلة الشاردية للتفاعل السابق بعد الاختصار والجمع وذلك كما

يلي:



وتكتب معادلة التفاعل الجزيئي النهائي كما يلي:



تتم المعايرة دون استخدام مشعر لأن برمنغنات البوتاسيوم تقوم بلعب دور المشعر ، ويمكن تحديد نقطة نهاية المعايرة عند لحظة انقلاب لون المحلول إلى اللون الوردي الباهت.

9-3-2-4- طريقة العمل

(١) أملاً السحاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم عشر النظامي، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي عدة مرات ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 10ml من محلول ملح مور المجهول التركيز بوساطة الماصة وضعها في أرلنماير نظيف ، ثم أضف إليها وبخذر شديد بوساطة مقياس مدرج حوالي 3ml من حمض الكبريت تركيزه 5N وذلك لتأمين الوسط الحمضي اللازم.

(٣) ابدأ بالمعايرة فوراً وذلك بسكب محلول برمنغنات البوتاسيوم من السحاحة قطرة فقطرة مع التحريك المستمر للأرلنماير، وذلك حتى لحظة ظهور اللون الوردي الباهت في المحلول وثباته لمدة دقيقتين، مما يشير إلى نهاية التفاعل.

(٤) كرر المعايرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم محلول برمنغنات البوتاسيوم المستهلك خلال المعايرة وليكن V.

9-3-2-5- حساب عيارية وتركيز ملح مور وحساب تركيز الحديد في المحلول بوحدة (g/l)

لنفترض أن متوسط حجم محلول برمنغنات البوتاسيوم المستهلك لمعايرة ملح مور هو 8.5ml. نطبق قانون مور لحساب نظامية ملح مور.

$$(برمنغنات البوتاسيوم) N_1V_1 = N_2V_2 \text{ (ملح مور)}$$

$$10xN_1 = 0.1x8.5$$

$$N_1 = \frac{0.1x8.5}{10} = 0.085(eq/l)$$

لحساب تركيز ملح مور نطبق العلاقة التالية:

$$C = EN$$

C : تشير إلى تركيز ملح مور (g/l).

E : تدل على الوزن المكافئ للملح مور.

N : نظامية محلول ملح مور.

$$C = ExN = \frac{m}{n} xN = \frac{392.1}{1} x0.085 = 33.33g/l$$

ويمكن حساب تركيز الحديد من العلاقة:

$$C = ExN = \frac{m}{n} xN = \frac{56.6}{1} x0.085 = 4.8g/l$$

9-3-3-3 التجربة الثالثة

معايرة الماء الأكسجيني بوساطة محلول برمنغنات البوتاسيوم تركيزه 0.05N

9-3-3-1- الغاية من التجربة

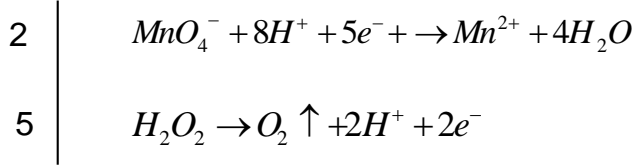
حساب عيارية وتركيز الماء الأكسجيني.

9-3-3-2- الأدوات والمواد اللازمة

سحاحة وماصة وبيشر وأرلنماير ومقياس مدرج ومحلول الماء الأكسجيني المجهول التركيز H_2O_2 ومحلول برمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ نظاميته 0.05N وحمض الكبريت H_2SO_4 نظاميته 5N.

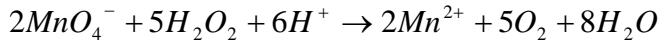
9-3-3-3- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة

يتأكسد الماء الأكسجيني في وسط حمضي بالبرمنغنات مطلقاً الأكسجين ،
وترجع شاردة البرمنغنات MnO_4^- ذي اللون الوردي إلى شاردة المنغنيز الثنائي Mn^{++}
العديمة اللون، وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:

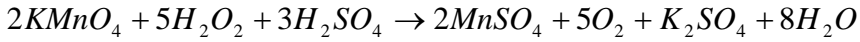


يمكن كتابة المعادلة الشاردية للتفاعل السابق بعد الاختصار والجمع وذلك كما

يلي:



وتكتب معادلة التفاعل الجزيئي النهائي كما يلي:



يتم تحديد نقطة نهاية المعايرة دون استخدام أي مشعر، حيث تنتهي المعايرة في اللحظة التي ينقلب فيها لون المحلول إلى اللون الوردي الباهت، وذلك نتيجة ظهور فائض من البرمنغنات وتأكسد كامل الماء الأكسجيني الموجود في الأرنماير.

9-3-3-4- طريقة العمل

(١) أملاً السحاحة بمحلول برمنغنات البوتاسيوم عياريته $5 \times 10^{-2}N$ ، وذلك بعد

غسلها جيداً بالماء العادي عدة مرات ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 10ml من محلول الماء الأكسجيني المجهول التركيز بواسطة الماصة وضعها في

أرنماير نظيف ، ثم أضف إليها وبخذر شديد بواسطة مقياس مدرج حوالي 5ml

من حمض الكبريت تركيزه 5N وذلك لتأمين الوسط الحمضي اللازم.

٣) ابدأ بالمعايرة وذلك بسكب محلول برمغنات البوتاسيوم من السحاحة قطرة
فقطرة مع التحريك المستمر للأرلنماير، وذلك حتى لحظة ظهور اللون الوردي
الباهت في المحلول وثباته لمدة دقيقتين، مما يشير إلى نهاية التفاعل.

٤) كرر المعايرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم محلول برمغنات البوتاسيوم
المستهلك خلال المعايرة وليكن V .

9-3-3-5- حساب عيارية وتركيز محلول الماء الأكسجيني بوحدة (g/l)

لنفترض أن متوسط حجم محلول برمغنات البوتاسيوم المستهلك لمعايرة الماء
الأكسجيني هو 9ml. نطبق قانون مور لحساب نظامية الماء الأكسجيني.
(برمغنات البوتاسيوم) $N_1V_1 = N_2V_2$ (الماء الأكسجيني)

$$10xN_1 = 0.05x9$$

$$N_1 = \frac{0.05x9}{10} = 0.045(eq/l)$$

لحساب تركيز الماء الأكسجيني نطبق العلاقة التالية:

$$C = EN$$

C : تشير إلى تركيز الماء الأكسجيني (g/l).

E : تدل على الوزن المكافئ الماء الأكسجيني.

N : نظامية محلول الماء الأكسجيني.

$$C = ExN = \frac{m}{n} x N = \frac{34}{2} x 0.045 = 0.0765 g/l$$

9-3-4- التجربة الرابعة

معايرة محلول كبريتيت الصوديوم المجهول التركيز بواسطة محلول برمغنات
البوتاسيوم تركيزه 0.05N في وسط أساسي.

9-3-4-1- الغاية من التجربة

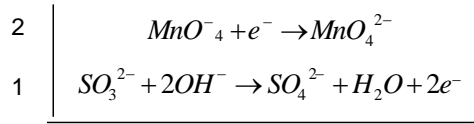
حساب عيارية وتركيز كبريتيت الصوديوم.

9-3-4-2- الأدوات والمواد اللازمة

سحاحة وماصة وبيشر وأرلنماير ومقياس مدرج ومحلول كبريتيت الصوديوم
المجهول التركيز Na_2SO_3 ومحلول برمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ نظاميته 0.05N ومحلول
هيدروكسيد الصوديوم NaOH نظاميته 1N.

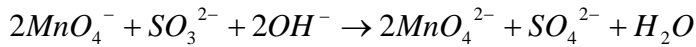
9-3-4-3- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة

تتأكسد شاردة الكبريتيت في وسط قلوي إلى شاردة الكبريتات، بينما يرجع
المنغنيز في شاردة البرمنغنات إلى شاردة المنغنات. نلاحظ في هذا التفاعل بأن برمنغنات
البوتاسيوم قد لعبت دور الجسم المؤكسد وكبريتيت الصوديوم قام بلعب دور الجسم
المرجع. وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:

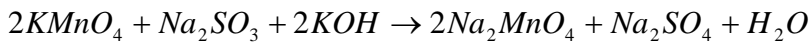


يمكن كتابة المعادلة الشاردية للتفاعل السابق بعد الاختصار والجمع وذلك كما

يلي:



وتكتب معادلة التفاعل الجزيئي النهائي كما يلي:



يتم تحديد نقطة نهاية المعايرة دون استخدام أي مشعر ، حيث تنتهي المعايرة في
اللحظة التي ينقلب فيها لون المحلول إلى اللون الأخضر ، وذلك نتيجة ظهور فائض من
البرمنغنات وتأكسد كامل لشاردة الكبريتيت الموجودة في الأرلنماير.

9-3-4-4- طريقة العمل

(١) أملاً السحاحة بمحلول برمغنات البوتاسيوم عيارته $5 \times 10^{-2} N$ ، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي عدة مرات ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 10ml من محلول كبريتيت الصوديوم المجهول التركيز بوساطة الماصة وضعها في أرلنماير نظيف ، ثم أضف إليها ومجذر شديد بوساطة مقياس مدرج حوالي 5ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 1N وذلك لتأمين الوسط القلوي اللازم للتفاعل.

(٣) ابدأ بالمعايرة وذلك بسكب محلول برمغنات البوتاسيوم من السحاحة قطرة فقطرة مع التحريك المستمر للأرلنماير، وذلك حتى لحظة ظهور اللون الأخضر في المحلول وثباته لمدة دقيقتين ، مما يشير إلى نهاية التفاعل.

(٤) كرر المعايرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم محلول برمغنات البوتاسيوم المستهلك خلال المعايرة وليكن V.

9-3-4-5- حساب عيارية وتركيز محلول كبريتيت الصوديوم بوحدة (g/l)

لنفترض أن متوسط حجم محلول برمغنات البوتاسيوم المستهلك لمعايرة محلول كبريتيت الصوديوم هو 9ml. نطبق قانون مور لحساب نظامية كبريتيت الصوديوم.

$$(برمغنات البوتاسيوم) N_1 V_1 = N_2 V_2 \text{ (كبريتيت الصوديوم)}$$

$$10 \times N_1 = 0.05 \times 9$$

$$N_1 = \frac{0.05 \times 9}{10} = 0.045 (eq/l)$$

لحساب تركيز كبريتيت الصوديوم نطبق العلاقة التالية:

$$C = EN$$

C : تشير إلى تركيز كبريتيت الصوديوم (g/l) .

E : تدل على الوزن المكافئ كبريتيت الصوديوم.

N : نظامية محلول كبريتيت الصوديوم.

$$C = ExN = \frac{m}{n} x N = \frac{126}{2} x 0.045 = 2.835 \text{ g / l}$$

الفصل العاشر

المعايرة بالترسيب

1-10-مقدمة

تعتمد هذه المعايرة على تحديد حجم الكاشف العياري اللازم لترسيب شاردة من المحلول بشكل كامل. ويتم في أثناء المعايرة بالترسيب تشكل راسب قليل الانحلال في الماء.

10-2-التجربة الأولى

معايرة محلول كلوريد الصوديوم المجهول التركيز بواسطة محلول عياري من نترات الفضة تركيزه 0.02N وبوجود مشعر من كرومات البوتاسيوم 5%. .

10-2-1-الغاية من التجربة

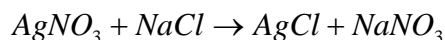
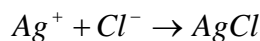
حساب عيارية وتركيز محلول كلوريد الصوديوم بوحدة (g/l).

10-2-2-الأدوات والمواد اللازمة

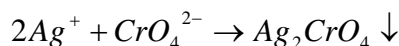
سحاحة وماصة وبيشر وأرنماير ومحلول كلوريد الصوديوم المجهول التركيز NaCl ومحلول نترات الفضة $AgNO_3$ نظاميته 0.02N ومشعر كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4

10-2-3-مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة

تتفاعل شاردة الكلوريد مع شاردة الفضة في أثناء المعايرة ليترسب ملح كلوريد الفضة ذو اللون الأبيض القليل الانحلال في الماء ، وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية.



يتم تحديد نقطة نهاية المعايرة بظهور راسب أحمر من كرومات الفضة، الذي يتشكل من تفاعل شوارد الفضة الفائضة مع شوارد الكرومات الداخلة في تركيب البنية الكيميائية لمشعر كرومات البوتاسيوم المستخدم في هذه المعايرة، وذلك بعد انتهاء معايرة كامل شوارد الكلوريد الموجودة في المحلول وفق المعادلة التالية:



يجب اجراء التفاعل في وسط معتدل أو وسط ضعيف القلوية وذلك لمنع تشكل هيدروكسيد الفضة نتيجة حلمهة شوارد الفضة في الأوساط القلوية الشديدة والتي تتحول فيما بعد إلى أكسيد الفضة.

10-2-4- طريقة العمل

(١) أملاً السحاحة بمحلول عياري لنترات الفضة تركيزه $2 \times 10^{-2} \text{N}$ ، وذلك بعد

غسلها جيداً بالماء العادي عدة مرات ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 10ml من محلول كلوريد الصوديوم المجهول التركيز بوساطة الماصة وضعها في

أرلنماير نظيف، ثم أضف إليها قطرتين من مشعر كرومات البوتاسيوم، فيتلون

المحلول بلون أصفر باهت.

(٣) ابدأ بالمعايرة وذلك بسكب محلول نترات الفضة من السحاحة قطرة فقطرة مع

التحريك المستمر للأرلنماير، يترسب خلال المعايرة راسب أبيض من كلوريد

الفضة. استمر بالمعايرة حتى لحظة انقلاب اللون من الأبيض إلى الأحمر الآجري

والذي يدل على انتهاء شوارد الكلوريد في المحلول وبداية ظهور شوارد الكرومات

والتي تتفاعل مع الفائض من شوارد الفضة لشكيل راسب أحمر آجري من

كرومات الفضة. أي يدلنا على إنهاء المعايرة.

(٤) كرر المعايرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم محلول نترات الفضة

المستهلك خلال المعايرة وليكن V.

10-2-5- حساب عيارية وتركيز محلول كلوريد الصوديوم بوحدة (g/l)

لنفترض أن متوسط حجم محلول نترات الفضة المستهلك لمعايرة كلوريد الصوديوم

هو 9ml. نطبق قانون مور لحساب نظامية محلول كلوريد الصوديوم.

(نترات الفضة) $N_1V_1 = N_2V_2$ (كلوريد الصوديوم)

$$10xN_1 = 0.02x9$$

$$N_1 = \frac{0.02x9}{10} = 0.018(eq/l)$$

ولحساب التركيز الجزئي الحجمي لكلوريد الصوديوم نطبق العلاقة التالية:

$$M = \frac{N}{n}(mol/L) = \frac{0.018}{1} = 0.018mol/L$$

N : نظامية محلول كلوريد الصوديوم.

n : عدد المتبادلات لملح كلوريد الصوديوم.

ولحساب التركيز الوزني نطبق العلاقة التالية:

$$C = M_w x M = 58.5x0.018 = 1.053(g/l)$$

M_w : الوزن الجزيئي لملح كلوريد الصوديوم.

ويحسب التركيز الشاردي للكلوريد كما يلي:

$$C = M_w x M = 35.5x0.018 = 0.639(g/l)$$

M_w : الوزن الجزيئي لشاردة الكلوريد.

10-3-التجربة الثانية

معايرة محلول نترات الفضة المجهول التركيز بوساطة محلول عياري من ثيوسيانات البوتاسيوم تركيزه 0.02N وبوجود حمض الآزوت 6N ومشعر من محلول مشبع لشب الحديد بحمض الآزوت.

10-3-1-الغاية من التجربة

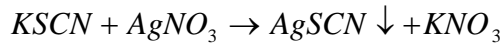
حساب عيارية وتركيز محلول نترات الفضة بوحدة (g/l).

10-3-2-الأدوات والمواد اللازمة

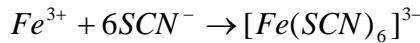
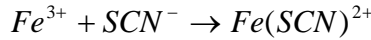
سحاحة ، ماصة، بيشر، أرلنماير، محلول نترات الفضة $AgNO_3$ المجهول التركيز، محلول عياري من ثيوسيانات البوتاسيوم تركيزه 0.02N، حمض الآزوت 6N ومحلول مشبع لشب الحديد بحمض الآزوت.

10-3-3-مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة

تتفاعل شوارد الفضة مع شوارد الثيوسيانات أثناء المعايرة لتشكيل راسب أبيض من ثيوسيانات الفضة القليل الانحلال في الماء، وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية:



يتم تحديد نقطة نهاية المعايرة بإضافة عدة قطرات من محلول مشبع لشب الحديد $Fe_2(SO_4)_3(NH_4)_2SO_4 \cdot 24H_2O$ الذي يقوم بدور المشعر لتحديد نقطة نهاية المعايرة. تتفاعل شوارد الفضة مع شوارد الثيوسيانات أثناء المعايرة لتشكيل راسب أبيض من ثيوسيانات الفضة. فعند الانتهاء من شوارد الفضة في المحلول تتفاعل شوارد الثيوسيانات مباشرة مع شب الحديد لتشكيل معه شوارد معقدة حمراء اللون تزداد شدتها بإزدياد شوارد الثيوسيانات في المحلول. وذلك تبعاً للتفاعلات التالية:



تتم المعايرة في وسط من حمض الآزوت لمنع حلمهة شوارد الفضة التي تشكل في الأوساط القلوية هيدروكسيد الفضة. كذلك يجب إضافة حمض الآزوت أثناء تحضير المشعر وذلك لمنع حلمهة شوارد الحديد في المحاليل القلوية أو المعتدلة إلى هيدروكسيد الحديد ذي اللون الأحمر الآجري يعيق في تحديد نقطة نهاية المعايرة، ويجب إجراء تفاعل الحلمهة في درجة حرارة المختبر لأن أي ارتفاع في درجة الحرارة يؤدي إلى اختفاء لون المعقد الأحمر الآجري.

10-3-4-طريقة العمل

(١) أماً السحاحة بمحلول عياري لثيوسيانات البوتاسيوم تركيزه $2 \times 10^{-2} N$ ، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي عدة مرات ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 10ml من محلول نترات الفضة المجهول التركيز بوساطة الماصة وضعها في أرلنماير نظيف، ثم أضف إليها حوالي 1ml من حمض الآزوت 6N وحوالي 1ml من مشعر شب الحديد المحمض بحمض الآزوت.

(٣) ابدأ بالمعايرة وذلك بسكب محلول ثيوسيانات البوتاسيوم من السحاحة قطرة فقطرة مع التحريك المستمر للأرلنماير، يترسب خلال المعايرة راسب أبيض من ثيوسيانات الفضة. استمر بالمعايرة حتى لحظة انقلاب اللون من الأبيض إلى الأحمر الآجري والذي يدل على انتهاء شوارد الفضة في المحلول وبداية تشكل الشاردة المعقدة الحمراء اللون أي على ترسيب كافة شوارد الفضة.

(٤) كرر المعايرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم محلول ثيوسيانات البوتاسيوم المستهلك خلال المعايرة وليكن V.

10-3-5- حساب عيارية وتركيز محلول نترات الفضة بوحدة (g/l)

لنفترض أن متوسط حجم محلول ثيوسيانات البوتاسيوم المستهلك لمعايرة محلول نترات الفضة هو 9ml. نطبق قانون مور لحساب نظامية محلول نترات الفضة.

$$(\text{ثيوسيانات البوتاسيوم}) N_1 V_1 = N_2 V_2 \text{ (نترات الفضة)}$$

$$10xN_1 = 0.02x9$$

$$N_1 = \frac{0.02x9}{10} = 0.018(eq/l)$$

ولحساب التركيز الجزيئي الحجمي لمحلول نترات الفضة نطبق العلاقة التالية:

$$M = \frac{N}{n}(\text{mol} / L) = \frac{0.018}{1} = 0.018\text{mol} / L$$

N : نظامية محلول نترات الفضة.

n : عدد المتبادلات لنترات الفضة.

ولحساب التركيز الوزني نطبق العلاقة التالية:

$$C = M_w \times M = 169.9 \times 0.018 = 3.0582(\text{g} / l)$$

M_w : الوزن الجزيئي لنترات الفضة.

الفصل الحادي عشر

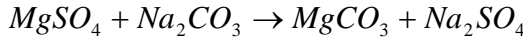
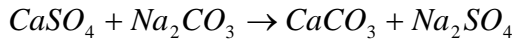
المعايرة بتشكيل المعقدات

1-11-مقدمة

تعرف القساوة المؤقتة بأنها القساوة الناتجة عن تواجد بيكربونات الكالسيوم $Ca(HCO_3)_2$ وبيكربونات المغنيزيوم $Mg(HCO_3)_2$ في الماء، ويمكن إزالتها بترسيب هذه الأملاح بالغليان على شكل كربونات غير ذوابة، لذلك دعيت بالقساوة المؤقتة.



وتنتج القساوة الدائمة عن مجموع أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم غير الكربون، مثل أملاح الكبريتات والكلوريدات والنترات والنترينات، والتي تتواجد في المياه بنسب ضئيلة ومتفاوتة ولا يمكن إزالتها بالغليان لذلك تدعى بالقساوة الدائمة. يمكن إزالتها عن طريق معالجة الماء بكربونات الصوديوم حيث تترسب الكربونات الموافقة والتي تفصل بالترشيح.



ويعبر عن قساوة الماء بعدة وحدات من أهمها:

- درجة العسر الفرنسية ويرمز لها بالرمز U_F وتعادل جزءاً واحداً من كربونات الكالسيوم في 100 ألف جزء ماء.
- درجة العسر الألمانية ويرمز لها بالرمز U_G وتعادل جزءاً واحداً من أكسيد الكالسيوم في 100 جزء ماء.
- درجة العسر الانكليزية ويرمز لها بالرمز U_E وتعادل 1.43 جزءاً من كربونات الكالسيوم في 100 ألف جزء ماء.

11-2-2- التجربة الأولى

تحديد القساوة المؤقتة للماء

11-2-1- الغاية من التجربة

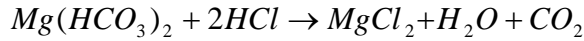
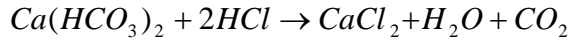
حساب القساوة المؤقتة بالواحدة الفرنسية.

11-2-2- الأدوات والمواد اللازمة

سحاحة وماصة وبيشر وأرلنماير ومقياس مدرج ومحلول حمض كلور الماء العشر النظامي ومشعر الميثيل أورانج.

11-2-3- مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة

تحدد القساوة المؤقتة للماء بمعايرة الأملاح البيكربون ابيقة فيه بوساطة محلول عشر نظامي من حمض كلور الماء، حيث تحصل التفاعلات التالية أثناء المعايرة:



11-2-4- طريقة العمل

(١) أملاً السحاحة بمحلول حمض كلور الماء عشر النظامي، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي عدة مرات ومن ثم بالماء المقطر.

(٢) خذ 100ml من الماء المطلوب بوساطة مقياس مدرج وضعها في أرلنماير نظيف، ثم أضف إليها حوالي خمس نقاط من مشعر الميثيل أورانج فيتلون المحلول بلون أصفر باهت.

(٣) ابدأ بالمعايرة وذلك بسكب محلول حمض كلور الماء عشر النظامي من السحاحة ببطء مع التحريك المستمر للأرلنماير وذلك حتى لحظة انقلاب لون المحلول من الأصفر إلى اللون الوردي الباهت.

٤) كمر المعاييرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم محلول حمض كلور الماء المستهلك خلال المعاييرة وليكن V .

11-2-5- حساب القساوة المؤقتة

لنفترض أن متوسط حجم محلول حمض كلور الماء العشر نظامي المستهلك لمعايرة 100ml ماء هو V_1 ml. نطبق قانون مور لحساب نظامية البيكربونات الموجودة في الماء.

$$(بيكربونات) N_1V_1 = N_2V_2 \text{ (حمض كلور الماء)}$$

$$V_1 \times 0.1 = N_2 \times 100$$

$$N_2 = \frac{0.1 \times V_1}{100} = V_1 \times 10^{-3} \text{ (eq/l)}$$

ولحساب التركيز الجزئي الحجمي للماء نطبق العلاقة التالية:

$$M = \frac{N_2}{n} \text{ (mol/L)} = \frac{V_1 \times 10^{-3}}{2} = \frac{V_1 \times 5 \cdot 10^{-3}}{5 \times 2} = 5 \times 10^{-4} V_1 \text{ mol/L}$$

N : نظامية البيكربونات.

n : عدد المتبادلات للبيكربونات.

أي أن المحلول يحتوي على $(5 \times 10^{-4} V_1)$ شاردة غرامية من الكالسيوم والمغنيزيوم في اللتر على شكل بيكربونات، وبما أن كل واحدة فرنسية تقابل 10^{-4} شاردة غرامية من الكالسيوم في اللتر، لذلك فإن القساوة المؤقتة مقدرة بالواحدة الف رنسية تساوي $5 \times V_1$ ، حيث يمكن توضيح ذلك كما يلي:

كل 1 واحدة فرنسية تقابلها 10^{-4} شاردة غرامية من الكالسيوم في اللتر

$$5 \times 10^{-4} V_1 \quad X$$

إذاً

$$X = \frac{1 \times 5 \times 10^{-4} V_1}{10^{-4}} = 5 \times V_1$$

11-3-3 التجربة الثانية

تحديد القساوة الكلية للماء.

11-3-1-1 الغاية من التجربة

حساب القساوة الكلية بالواحدة الفرنسية.

11-3-2-1 الأدوات والمواد اللازمة

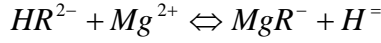
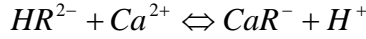
سحاحة وماصة وبيشر وأرلنماير ومقياس مدرج ومحلول عياري من الكومبلكسون (EDTA) تركيزه $10^{-2}M$ وماء مطلوب تحديد قساوته الدائمة ومحلول وافي نشادري $pH=10$ ومشعر الايروكروم الأسود T.

11-3-3-1 مبدأ المعايرة والتفاعلات الحاصلة

تتم معايرة أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم المنحلة في الماء والتي تشكل القساوة الكلية للماء بواسطة محلول عياري من كاشف الكومبلكسون (EDTA) بوجود مشعر الايروكروم الأسود في وسط قلوي ضعيف من محلول وافي نشادري.

تشكل شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم لدى تفاعلها مع مشعر الايروكروم الأسود T معقدات خميرية اللون. وعند إضافة كاشف الكومبلكسون أثناء المعايرة إلى المزيج الحاوي على شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم تتشكل معقدات جديدة بين الكاشف (EDTA) مع شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم أكثر ثباتاً من معقداتها الخمرية المتشكلة مع المشعر مما يؤدي إلى تحرر المشعر وانقلاب لون المحلول من الخمري إلى الأزرق. وذلك كما هو موضح في المعادلات التالية:

- التفاعلات الحاصلة ما بين المشعر، ولنرمز له بالرمز (H_3R) وشوارد الكالسيوم والمغنيزيوم تؤدي إلى تشكيل معقدات خميرية اللون وذلك قبل إضافة الكاشف (EDTA).



- التفاعلات الحاصلة أثناء المعايرة أي بعد إضافة الكاشف (EDTA) بين المعقدات الخمرية اللون المتشكلة من تفاعل شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم مع المشعر، حيث تتفكك هذه المعقدات لتشكيل معقدات جديدة ذي لون أزرق أكثر ثباتاً. إذاً تتحدد نقطة نهاية المعايرة عندما يتحول اللون الخمري بشكل كامل إلى اللون الأزرق. حيث تتحرر شوارد المشعر الأزرق HR^{2-} .

11-3-4- طريقة العمل

- (1) أماً السحاحة بمحلول الكاشف (EDTA) $10^{-2}M$ ، وذلك بعد غسلها جيداً بالماء العادي عدة مرات ومن ثم بالماء المقطر.
- (2) خذ 100ml من الماء المطلوب تحديد قساوته الدائمة بواسطة مقياس مدرج وضعها في أرلنماير نظيف، ثم أضف إليها 10ml من المحلول الواقي النشادري وعدة قطرات من مشعر الايروكروم الأسود T. فيتلون المحلول بلون خمري.
- (3) ابدأ بالمعايرة وذلك بسكب محلول الكاشف (EDTA) من السحاحة ببطء مع التحريك المستمر للأرلنماير وذلك حتى لحظة انقلاب لون المحلول من الخمري إلى اللون الأزرق. سجل حجم الكاشف المستهلك لمعايرة الماء.
- (4) كرر المعايرة ثلاث مرات، ثم احسب متوسط حجم محلول الكاشف المستهلك خلال المعايرة وليكن V_2 .

11-3-5- حساب القساوة الكلية

لنفترض أن متوسط حجم محلول الكاشف (EDTA) المستهلك لمعايرة 100ml ماء هو V_2 ml. نطبق قانون مور لحساب نظامية شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم الموجودة في الماء.

$$(الكومبلكسون) N_1V_1 = N_2V_2 \text{ (شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم)}$$

$$100xN_1 = 2x10^{-2} xV_2$$

$$N_1 = \frac{2x10^{-2} xV_2}{100} = 2x10^{-4}V_2 (eq/l)$$

وتحسب القساوة الكلية مقدرة بالواحدة الفرنسية:

بما أن القساوة الكلية تنتج عن أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم الشائبة التكافؤ. ولسهولة الحساب نفترض بأن القساوة الكلية ناتجة فقط عن شوارد الكالسيوم فقط وبتطبيق العلاقة:

$$M = \frac{N}{n} = \frac{2x10^{-4}V_2}{2} = 10^{-4}V_2 (mol/l)$$

وبما أن :

$$\text{كل 1 واحدة فرنسية تقابلها } 10^{-4} \text{ شاردة غرامية من الكالسيوم في اللتر}$$
$$10^{-4}V_2 \quad X$$

إذاً

$$X = \frac{1x10^{-4}V_2}{10^{-4}} = V_2$$

وتحسب القساوة الكلية مقدرة بالجزء بالمليون (ppm):

$$C = mM$$

m : تمثل الوزن الجزيئي لكاربونات الكالسيوم (m_{CaCO_3})

M : التركيز الجزيئي الحجمي.

$$C = 100x10^{-4} xV_2$$

$$C = 10^{-2} xV_2 g/l$$

$$C = 10xV_2mg / l(ppm)$$

ملاحظة: يمكن حساب القساوة الدائمة وذلك بطرح القساوة المؤقتة من القساوة الكلية.

القسم الثالث التحليل الكيفي

الفصل الثاني عشر

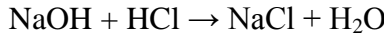
التحليل النوعي

تحليل الأملاح اللاعضوية

الكشف عن الشرجبات والشرسبات في الأملاح اللاعضوية

1-12-مقدمة

من المعلوم أن تفاعل الحمض مع الأساس يعطي ملحاً وماءً، كما في التفاعل التالي :



وبشكل عام يتكون الملح اللاعضوي من شقين : شق حمضي وهو عبارة عن

شرسبات حمضية مثل Cl^- , SO_4^{2-} , NO_3^- وشق أساسي وهو عن عبارة شرجبات معدنية مثل Ag^+ , Na^+ , Ca^{+2} , Ni^{+2} NH_4^+ والشق الأخير هو الشق الأساسي الوحيد اللامعدني .

وعند تحليل ملح لاعضوي يتم الكشف أولاً عن الشق الحمضي، أي عن شرسبة الملح ثم بعد ذلك يتم الكشف عن الشق الأساسي أي عن الشرجبة .

وتسهيلاً للكشف عن الشرجبات والشرسبات يتم تقسيمها إلى مجموعات .

2-12-الكشف عن الشرسبات

تقسم الشرسبات الحمضية إلى ثلاث فئات:

١ - الفئة الأولى: وتدعى مجموعة حمض كلور الماء، وتضم الشرسبات التالية :

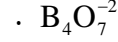
الكربونات CO_3^{-2} ، البي كربونات HCO_3^- ، الكبريتيت SO_3^{-2} ، والثيوكبريتات $\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$ ، والكبريتيد S^{-2} ، والنترت NO_2^- .

٢ - الفئة الثانية: وتدعى مجموعة حمض الكبريت المركز ، وهي تضم الشرسبات

التالية : الكلوريد Cl^- ، البروميد Br^- ، اليوديد I^- والنترات NO_3^- .

٣ - الفئة الثالثة: وتدعى المجموعة العامة (التي ليس لها كاشف خاص) ،

وتضم الشرسبات التالية : الكبريتات SO_4^{-2} ، الفوسفات PO_4^{-3} والبورات



12-3-الكشف عن الشرجبات

تقسم الشرجبات الأساسية إلى ست فئات:

1-الفئة الأولى: وتضم الشرجبات التالية : شوارد الزئبقي Hg_2^{+2} ، الرصاص Pb^{+2} والفضة

Ag^+ . والكاشف العام لهذه المجموعة هو حمض كلور الماء الممدد وذلك لأن

كلوريدات هذه الشوارد لها أقل جداء انحلالية في وسط حمضي .

2-الفئة الثانية: وهي تقسم إلى مجموعتين فرعيتين :

Ia- تضم شوارد الزئبق Hg^{+2} ، النحاس Cu^{+2} ، الكادميوم Cd^{+2} ، والبيزموت Bi^{+3} .

Iib- تضم شوارد القصدير Sn^{+4} ، والزرنيخ As^{+3} ، والانتيموان Sb^{+3} . والكاشف العام

لهذه المجموعة هو كبريتيد الهيدروجين H_2S في وسط من حمض كلور الماء الممدد



3-الفئة الثالثة: تضم الشوارد التالية: الألمنيوم Al^{+3} ، الكروم Cr^{+3} ، الحديد Fe^{+3} . والكاشف

العام لهذه المجموعة هو محلول الأمونيا+ كلوريد الأمونيوم $(NH_3 \cdot H_2O + NH_4Cl)$.

4-الفئة الرابعة: تضم الشوارد التالية: الكوبالت Co^{+2} ، النيكل Ni^{+2} ، الزنك Zn^{+2}

والمغنيز Mn^{+2} . والكاشف العام لهذه المجموعة هو غاز كبريتيد الهيدروجين H_2S في

وسط قلوي من $(NH_4Cl+NH_3 \cdot H_2O)$.

5-الفئة الخامسة: وتضم الشوارد التالية : السترونسيوم Sr^{+2} ، الكالسيوم Ca^{+2} والباريوم

Ba^{+2} . والكاشف العام لهذه المجموعة هو كربونات الأمونيوم $(NH_4)_2CO_3$ في وسط

أساسي من محلول أمونيا + كلوريد الأمونيوم $(NH_3 \cdot H_2O+NH_4Cl)$.

6-الفئة السادسة (VI): وتضم الشوارد التالية : الأمونيوم NH_4^+ ، المغنيزيوم Mg^{+2} ،
الصوديوم Na^+ والبوتاسيوم K^+ . ولا يوجد كاشف عام لشوارد هذه المجموعة وإنما يتم
الكشف عن كل شاردة بتجارب خاصة .

12-4-القسم العملي

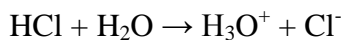
12-4-1-الكشف عن شرجبات الفئة الأولى (I)

تضم هذه المجموعة الشوارد الموجبة التالية : Pb^{+2} ، Ag ، Hg_2^{+2} ، ونظراً لأن
كلوريدات معادن هذه المجموعة لها أقل جداء ذوبانية في وسط حمضي، لذلك فإن
ترسيبها على هيئة كلوريدات يعتبر أفضل طريقة لفصلها عن بقية شوارد المعادن الأخرى
والتعرف على خواصها .

12-4-2-الكاشف General reagent

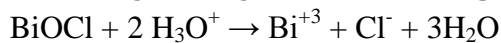
يعتبر حمض HCl الممدد هو الكاشف المناسب لشرجبات هذه الفئة للاعتبارات التالية
:

آ- يعتبر HCl مصدراً جيداً لشوارد الكلوريد Cl^- حيث إنه كامل التشرد (حمض قوي)
طبقاً للمعادلة :



ب- إن وجود HCl يؤمن وسط حمضي يساعد على ذوبان أملاح المعادن الأخرى (إن

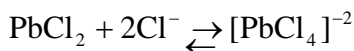
وجدت) مثل أملاح Bi^{+3} ، Sn^{+2} ، ... الخ . ويتضح ذلك مما يلي :

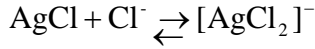


راسب أبيض

وبالتالي لا ترسب أملاح البيزموت أو الانتيمون مع أفراد الفئة الأولى .

ج- حمض HCl يجب أن يكون ممدداً حيث إن الزيادة منه أو استخدامه مركزاً يؤدي
إلى إعادة ذوبان الرواسب نتيجة تشكل معقدات ذوابة ويتضح ذلك وفق المعادلات الآتية
:





والآن لندرس أهم تفاعلات شوارد هذه المجموعة .

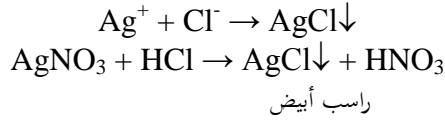
إن أفضل الأملاح المنحلة لشوارد هذه المجموعة هي أملاح النترات $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{AgNO}_3$ لذلك تستخدم محاليلها للتعرف على خواصها .

والآن سوف نتعرف على تفاعلات الكواشف المختلفة مع شوارد هذه المجموعة .

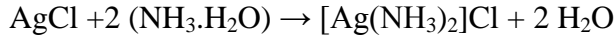
12-5-5-تفاعلات الكاشف العام (HCl الممدد) :

12-5-1-تفاعلات الكاشف العام مع شوارد الفضة

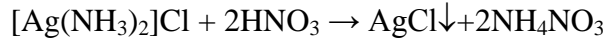
يتفاعل حمض كلور الماء الممدد مع شاردة الفضة ويعطي راسب أبيضاً من كلوريد الفضة :



يذوب هذا الراسب AgCl عند إضافة محلول الأمونيا لتشكيل شاردة معقدة منحلّة وفق المعادلة :

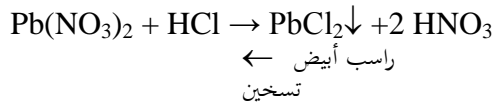
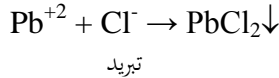


ويمكن إعادة تشكيل الراسب بإضافة محلول حمض الآزوت إلى المحلول المعقد السابق حتى الحموضة :



12-5-2-تفاعلات الكاشف العام مع شوارد الرصاص

يتفاعل حمض كلور الماء الممدد مع شاردة الرصاص (محلول الملح البارد) لإعطاء راسباً أبيضاً من كلوريد الرصاص .

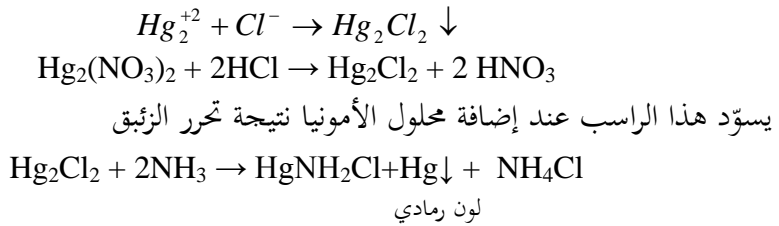


يذوب هذا الراسب بالتسخين ويعود بالتبريد .

فقد وجد أن 6.73 g/L من $PbCl_2$ تذوب عند الدرجة الصفر المئوية بينما يذوب 33.4 g/L عند الدرجة 100 C° . لذلك يجب إجراء تجارب شاردة الرصاص على محلول ملحه البارد لتفادي عملية الذوبان .

12-5-3-تفاعلات الكاشف العام مع شوارد الزئبقي

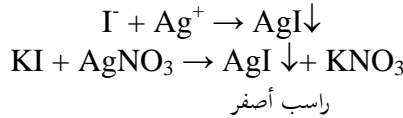
يتفاعل HCl الممدد مع محلول ملح الزئبقي ويعطي راسباً أبيضاً من كلوريد الزئبقي وفق المعادلة التالية :



12-6-6-تفاعل يوديد البوتاسيوم مع شوارد الفئة الأولى.

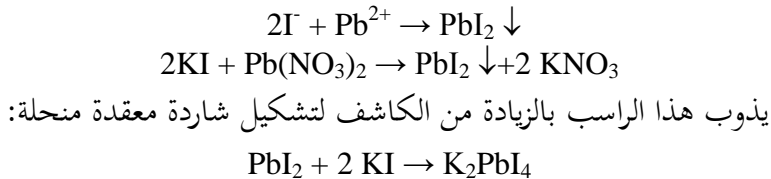
12-6-1-تفاعل يوديد البوتاسيوم مع شاردة الفضة

عند إضافة محلول يوديد البوتاسيوم KI إلى محلول نترات الفضة يتشكل راسب أصفر من يوديد الفضة AgI وفق المعادلة التالية:



12-6-2-تفاعل يوديد البوتاسيوم مع شاردة الرصاص

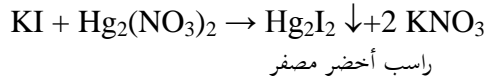
يتفاعل يوديد البوتاسيوم مع شوارد الرصاص Pb^{+2} ويعطي راسباً أصفراً كناري من يوديد الرصاص PbI_2 وفق المعادلة التالية :



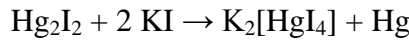
كما يذوب PbI_2 في الماء المغلي ويعود بالتبريد حيث تتشكل بلورات ذهبية لماعة .
ويعتبر هذا التفاعل من التفاعلات المميزة لشاردة الرصاص Pb^{+2} .

12-6-3- تفاعل يوديد البوتاسيوم مع شاردة الزئبقي

يتفاعل يوديد البوتاسيوم مع شوارد الزئبقي ويعطي راسباً أحضراً مصفراً من يوديد الزئبقي Hg_2I_2 وفق المعادلة :



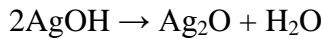
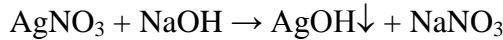
وعند إضافة زيادة من الكاشف يتغير لون الراسب ويصبح أحمر أ إلى برتقالي نتيجة تشكل HgI_2 وتحرر الزئبق الحر . وبإضافة كمية إضافية من الكاشف ينحل الراسب لتشكيل المركب المعقد المنحل $K_2[HgI_4]$ والعديم اللون باضافته إلى الزئبق المعدني :



12-7-7- تفاعل القلويات مع شوارد الفئة الأولى

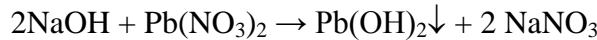
12-7-1- تفاعل القلويات مع شاردة الفضة

تشكل الهيدروكسيدات القوية مع محلول ملح الفضة راسباً بنيّاً مسوداً من أكسيد الفضة Ag_2O والذي يتشكل من تفكك هيدروكسيد الفضة $AgOH$ غير الثابت وفق المعادلات التالية :

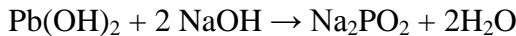


12-7-2- تفاعل القلويات مع شاردة الرصاص

تشكل الهيدروكسيدات القوية مع شوارد الرصاص راسباً أبيضاً من هيدروكسيد الرصاص $Pb(OH)_2$ الذي يذوب بالزيادة منه وفق المعادلات :

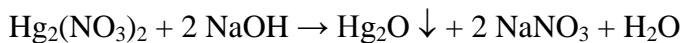


وبوجود زيادة من محلول الهيدروكسيد القوي ينحل الراسب، مما يدل على خواصه المذبذبة



12-7-3- تفاعل القلويات مع شاردة الزئبقي

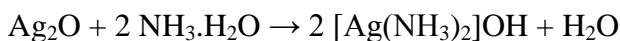
تتفاعل الهيدروكسيدات القوية مع شوارد الزئبقي Hg_2^{+2} وعطي راسباً أسوداً من أكسيد الزئبقي Hg_2O وفق المعادلة التالية :



12-8-8- تفاعل محلول الأمونيا مع شوارد الفئة الأولى

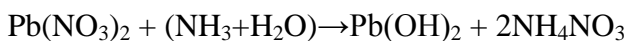
12-8-1- تفاعل محلول الأمونيا مع شاردة الفضة

يشكل محلول الأمونيا مع شاردة الفضة راسباً أبيضاً من $AgOH$ والذي سرعان ما يتحول إلى البني نتيجة تحوله إلى أكسيد الفضة Ag_2O ولكن الراسب الأخير يذوب في الزيادة من الأمونيا :



12-8-2- تفاعل محلول الأمونيا مع شاردة الرصاص

تتفاعل شاردة الرصاص مع محلول الأمونيا لإعطاء راسباً أبيضاً من هيدروكسيد الرصاص، وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية :



وعند إضافة كمية فائضة من محلول الأمونيا نلاحظ عدم انحلال الراسب السابق هيدروكسيد الرصاص.

12-8-3- تفاعل محلول الأمونيا مع شاردة الزئبقي

لدى تفاعل شاردة الزئبقي مع محلول الأمونيا يتشكل راسباً أسوداً وهو عبارة عن مزيج من راسبين هما الزئبق الحر الأسود ومعقد الزئبق الأميني وفق المعادلة التالية :

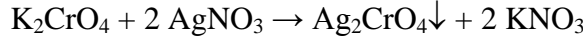


ملاحظة : يضاف محلول الكاشف إلى الملح الصلب لـ Hg_2Cl_2 .

9-12-تفاعل كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 مع شوارد الفئة الأولى

1-9-12-تفاعل كرومات البوتاسيوم مع شاردة الفضة

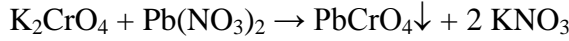
تتفاعل كرومات البوتاسيوم مع شاردة الفضة وتعطي راسباً أحمرأً أجرياً من كرومات الفضة Ag_2CrO_4 وفق المعادلة :



يذوب هذا الراسب في حمض الآزوت الممدد وفي محلول الأمونيا .

2-9-12-تفاعل كرومات البوتاسيوم مع شاردة الرصاص

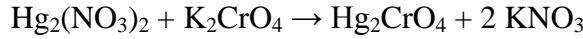
تكوّن كرومات البوتاسيوم مع شاردة الرصاص راسباً أصفرأً من كرومات الرصاص $PbCrO_4$ وفق المعادلة :



لا يذوب هذا الراسب في محلول الأمونيا لكنه يذوب في حمض الآزوت وفي محلول هيدروكسيد الصوديوم .

3-9-12-تفاعل كرومات البوتاسيوم مع شاردة الزئبقي

يشكل محلول كرومات البوتاسيوم مع شاردة الزئبقي راسباً بنيأً من كرومات الزئبقي ، ولكن بالتسخين يظهر الراسب بهيئة بلورات حمراء وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية :

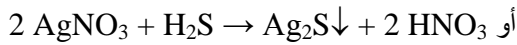
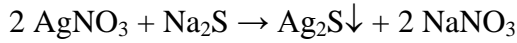


10-12-تفاعل كبريتيد الهيدروجين مع شوارد الفئة الأولى

ملاحظة : يستبدل بمحلول كبريتيد الصوديوم (Na_2S)

1-10-12-تفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع شاردة الفضة

يتفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع شاردة الفضة Ag^+ ليشكل راسباً أسوداً من كبريتيد الفضة Ag_2S يذوب هذا الراسب في حمض الآزوت الممدد الساخن ولا يذوب بمحلول الأمونيا :



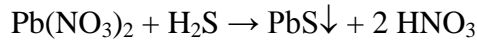
2-10-12-تفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع شاردة الزئبقي

يتفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع شاردة الزئبقي Hg_2^{2+} ليشكل راسباً أسوداً من كبريتيد الزئبق HgS والزئبق الحر وفق المعادلة :



3-10-12-تفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع شاردة الرصاص

يتفاعل محلول كبريتيد الصوديوم مع شاردة الرصاص Pb^{+2} يتشكل راسباً أسوداً من كبريتيد الرصاص PbS وفق المعادلة :



راسب أسود

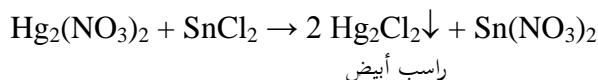


يذوب هذا الراسب في حمض الآزوت الممدد . وعند إضافة قطرات من فوق

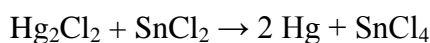
أكسيد الهيدروجين H_2O_2 يتحول لون الراسب الأسود إلى اللون الأبيض نتيجة تشكل راسباً أبيضاً من كبريتات الرصاص $PbSO_4$ حيث تم هنا أكسدة الكبريتيد إلى كبريتات.

11-12-تفاعل شاردة الزئبقي Hg_2^{2+} مع كلوريد القصديري

يعتبر هذا التفاعل من التفاعلات المميزة لشاردة الزئبقي Hg_2^{2+} فعند إضافة قطرتين من محلول كلوريد القصديري إلى محلول شاردة الزئبقي Hg_2^{2+} يتشكل راسباً أبيضاً من كلوريد الزئبقي :

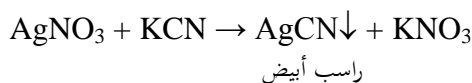


وعند إضافة زيادة من محلول الكاشف يصبح لون الراسب رمادي لتحرر الزئبق وفق المعادلة :



12-12- تفاعل شاردة الفضة مع سيانيد البوتاسيوم

يعتبر هذا التفاعل من التفاعلات المميزة لشاردة الفضة Ag^+ فعند إضافة محلول سيانيد البوتاسيوم إلى محلول يحتوي على شاردة الفضة يتشكل راسباً أبيضاً من سيانيد الفضة وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية :

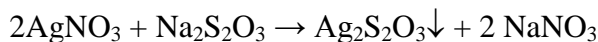


يذوب هذا الراسب بالزيادة من الكاشف مكوناً معقد الفضة كما يلي :



13-12- تفاعل شاردة الفضة مع ثيوكبريتات الصوديوم

تتميز شاردة الفضة بتفاعلها مع محلول ثيوكبريتات الصوديوم فعند إضافة محلول ثيوكبريتات الصوديوم إلى محلول يحتوي على شاردة الفضة يتشكل لدينا في البداية راسباً أبيضاً من ثيوكبريتات الفضة $Ag_2S_2O_3$ ، الذي يتحول بعد فترة وجيزة إلى اللون البني المصفر وأخيراً إلى اللون الأسود. وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية:



ويوضح الجدول (1-12) تفاعلات شوارد الفضة الأولى.

الجدول (1-12) تفاعلات شوارد الفضة الأولى

Pb ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Ag ⁺	الشرجية التجريبية
راسب أبيض من PbCl ₂ $Pb^{2+} + 2Cl^{-} \rightarrow PbCl_{2}\downarrow$ يذوب بالماء المغلي	راسب أبيض من Hg ₂ Cl ₂ $Hg_2^{2+} + 2Cl^{-} \rightarrow Hg_2Cl_2 \downarrow$ يسود عند إضافة محلول الأمونيا	راسب أبيض من AgCl↓ $Ag^{+} + Cl^{-} \rightarrow AgCl\downarrow$ يذوب في محلول الأمونيا	1-محلول الملح + HCl الممدد
راسب أصفر كناري من PbI ₂	راسب أخضر مصفر من Hg ₂ I ₂ يذوب في الزيادة من الكاشف حيث يتم التفاعل التالي $Hg_2I_2 + KI \rightarrow K_2HgI_4 + Hg$	راسب أصفر من AgI $Ag^{+} + I^{-} \rightarrow AgI\downarrow$	2-محلول الملح + محلول KI
راسب أبيض من Pb(OH) ₂ يذوب في الزيادة من الكاشف حيث يتم التفاعل التالي : $Pb(OH)_2 + NaOH \rightarrow Na_2PbO_2$	راسب أسود من Hg ₂ O لا يذوب في الزيادة من الكاشف	راسب بني مسود من Ag ₂ O لا يذوب في الزيادة من الكاشف	3-محلول الملح + محلول NaOH
راسب أبيض من Pb(OH) ₂ يذوب في الزيادة من الكاشف	يتشكل راسب أسود من HgNH ₂ Cl+Hg	راسب أبيض من AgOH يتحول إلى البني لتكون Ag ₂ O الذي يذوب في الزيادة من الكاشف حيث يحدث التفاعل التالي : $Ag_2O + 4NH_3 \cdot H_2O \rightarrow 2Ag(NH_3)_2OH + 2H_2O$	4-محلول الملح + محلول الأمونيا
راسب أصفر من PbCrO ₄	راسب بني من Hg ₂ CrO ₄ يتحول إلى الأحمر بالتسخين	راسب أحمر آجري من Ag ₂ CrO ₄ يذوب هذا الراسب في حمض الآزوت وفي محلول الأمونيا	5-محلول الملح + محلول من K ₂ CrO ₄
PbS يتشكل راسب أسود من H ₂ O ₂ وعند إضافة قطرات من يتحول الراسب إلى اللون الأبيض	يتشكل راسب أسود من كبريتيد الزئبق HgS والزئبق الحر Hg	يتشكل راسب أسود من Ag ₂ S يذوب في حمض الآزوت الممدد والساحن	6-محلول الملح + H ₂ S أو Na ₂ S
	محلول الملح + كلوريد القصديري Hg ₂ Cl ₂ يتشكل راسب أبيض من وعند إضافة زيادة من الكاشف يصبح لون الراسب رمادي لتحرر الزئبق Hg	محلول الملح + محلول ثيوكبريتات الصوديوم Na ₂ S ₂ O ₃ يتشكل راسب أبيض من Ag ₂ S ₂ O ₃ سرعان ما يتحول لون الراسب إلى الأصفر ثم البني فالأسود	تجارب خاصة

14-12-التجارب العملية على شرجيات الفئة الأولى

المواد اللازمة :

محاليل نترات الفضة، نترات الرصاص، نترات الزئبقي، حمض كلور الماء الممدد، حمض الآزوت الممدد والمركز، حمض الخل، محلول أمونيا، هيدروكسيد الصوديوم، كبريتيد الصوديوم، يوديد البوتاسيوم، كرومات البوتاسيوم، كلوريد القصديري، ثيوكبريتات الصوديوم، كبريتيد الصوديوم، حمض كبريت، سيانيد البوتاسيوم .

قم بإجراء التجارب اللاحقة ثم أجب عما يلي :

1- أكتب معادلات التفاعلات الحاصلة مبيناً لون الرواسب المتشكلة ومدوناً ملاحظاتك عما تشاهد .

خذ في كل مرة وفي نفس الترتيب ثلاثة أنابيب اختبار نظيفة وأضف إلى الأنبوب الأول 1ml محلول نترات الفضة وإلى الثاني محلول نترات الرصاص وإلى الثالث محلول نترات الزئبقي ثم أضف لكل منها لثلاً من الكواشف التالية :

1- مقدار 1ml من محلول حمض كلور الماء HCl الممدد ، ماذا تلاحظ . (يضاف للأنابيب الثلاثة)

- أضف إلى الأنبوب الأول محلول الأمونيا ماذا تجد ثم أضف بعد ذلك بضع نقاط من حمض الآزوت الممدد ، سجل مشاهداتك .

- أضف إلى الثاني ماء غالي .

- أضف إلى الثالث محلول أمونيا .

سجل مشاهداتك .

2- مقدار 1ml من محلول يوديد البوتاسيوم . ماذا تلاحظ (للأنابيب الثلاثة) .

- أضف كمية زائدة من الكاشف إلى الأنبوب الثالث (يتغير لون الراسب ثم يذوب) .

- حمض الأنبوب الثاني بحمض الخل وأغلي المحلول ماذا تجد دع المحلول يبرد ببطء ، ماذا يتشكل .

3- مقدار 1ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH

- أضف كمية زائدة إلى المحلول الثاني ، ماذا تلاحظ ، ماذا تستنتج .

4- مقدار 1ml من محلول كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4

5- مقدار 1ml من محلول الأمونيا (ميز كمية قليلة وكمية زائدة)

6- مقدار 1ml من محلول كبريتيد الصوديوم Na_2S .

- إلى الأنبوب الأول أضف محلول حمض الآزوت الساخن ماذا تلاحظ (يدوب

الراسب) .

- إلى الأنبوب الثاني أضف بضع قطرات من فوق أكسيد الهيدروجين .

7- أضف إلى الأنبوب الأول محلول ثيوكبريتات الصوديوم . راقب تغير اللون. وأضف إلى

الأنبوب الثاني حمض كبريت ممدد . وإلى الثالث محلول كلوريد القصديري $SnCl_2$ ماذا

يتشكل وماذا يحدث عند إضافة كمية زائدة من الكاشف .

12-15- فصل شرحبات الفئة الأولى

1- الأسس النظرية للفصل

آ) كاشف المجموعة هو HCl الممدد حيث تترسب شوارد هذه الفئة على هيئة كلوريدات

وفائدة هذا الكاشف أنه يحقق وسطاً حمضياً إلى جانب أنه يزودنا بشوارد Cl^- المطلوبة

لعملية ترسيب الشرجبات $AgCl$, Hg_2Cl_2 , $PbCl_2$.

ب) يذوب $PbCl_2$ في الماء الساخن بينما لا يذوب كل من $AgCl$, Hg_2Cl_2 .

ج) يذوب $AgCl$ في محلول الأمونيا وذلك لتشكل معقد منحل من $[Ag(NH_3)_2]Cl$

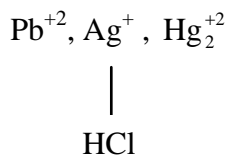
بينما لا يذوب Hg_2Cl_2 بل يتغير لونه إلى الأسود وذلك لتكون Hg المعدني

وباستخدام هذه الحقائق يمكننا كتابة الطريقة التالية لفصل شقوق تلك المجموعة .

2- خطوات العمل

- آ) استلم زجاجة المحلول المجهول من المحضر المخبري والحماية على شوارد المجموعة الأولى ثم دون رقم الزجاجاة إلى جانب أسمك .
- ب) نظف أدواتك بشكل جيد .
- ج) انقل نصف محتوى الزجاجاة من المجهول إلى بيشر واترك نصف محتوى الزجاجاة من المجهول للتمكن من إعادة التجربة في حال فقدان المحلول أثناء العمل .
- د) أضف إلى المحلول السابق محلول HCl الممدد مع التقليب المستمر وأترك الراسب بدون تسخين لمدة 10 دقائق (أضف كمية كافية من HCl) .
- هـ) افصل الراسب المتكون بأحد الطرق المناسبة (بالإبانة) .
- و) أضف إلى الراسب قليلاً من الماء المقطر ثم سخن حتى الغليان وقم بعملية فصل سريعة حتى لا يترسب كلوريد الرصاص $PbCl_2$ (أفصل بالترشيح) .
- ز) برد الرشيح ، فإذا عاد الراسب كان ذلك دلالة على أن $PbCl_2$ موجود .
- أعد تسخين الرشاحة لإذابة الراسب ثم أضف K_2CrO_4 حيث يتكون راسب أصفر وذلك تأكيد على وجود شاردة Pb^{+2} .
- ح) أضف محلول الأمونيا بكمية زائدة إلى الراسب المتبقي من الخطوة (و) وأجري عملية الفصل حيث يتبقى على ورقة الترشيح راسب ونحصل على رشاحة .
- ط) أضف محلول HNO_3 الممدد إلى رشاحة الخطوة السابقة إذ يتكون راسب أبيض يؤكد على وجود Ag^+ .

مخطط الفصل : لشرحبات المجموعة الأولى /I/ .



الفصل الثالث عشر

شرحبات الفئة الثانية

1-13-مقدمة

وتتضم هذه الفئة مجموعتين فرعيتين

المجموعة الفرعية الأولى **IIa** وتتضم شوارد النحاس Cu^{2+} ، الكاديوم Cd^{2+} ، البزموت Bi^{+3} والزئبق Hg^{+2} .

المجموعة الفرعية الثانية **IIb** وتتضم شوارد الزرنيخ As^{+3} ، والانتيمون Sb^{+3} والقصدير Sn^{+4} .

تترسب شرحبات هذه المجموعة على هيئة كبريتيدات في وسط حمضي حيث

يكون لها قيمة K_{SP} أصغر ما يمكن .

13-2-الكاشف العام لشرحبات الفئة الثانية

لترسيب كبريتيدات المجموع (II) يلزم أولاً إضافة حمض HCl الممدد كوسط حمضي ثم يمرر غاز كبريتيد الهيدروجين H_2S كمصدر لشوارد الكبريتيد S^{2-} أي أن كاشف هذه المجموعة هو $\text{HCl} + \text{H}_2\text{S}$ (الممدد) .

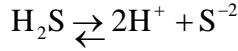
وفكرة إضافة حمض HCl كوسط حمضي يمكن أن تتضح من خلال مطالعة الجدول

(1-13) والذي يحتوي على بعض قيم K_{SP} لكبريتيدات الفئة الثانية (II) والفئة الرابعة (IV) .

الجدول (1-13) قيم K_{SP} لبعض كبريتيدات المجموعة الثانية (II) والمجموعة الرابعة (IV) .

K_{SP} لكبريتيدات شرحبات الفئة الثانية	K_{SP} لكبريتيدات شرحبات الفئة الرابعة
$\text{HgS} = 3 \times 10^{-53}$	$\text{ZnS} = 1.2 \times 10^{-23}$
$\text{CuS} = 8.5 \times 10^{-45}$	$\text{CoS} = 7 \times 10^{-23}$
$\text{Bi}_2\text{S}_3 = 1.6 \times 10^{-72}$	$\text{NiS} = 1.4 \times 10^{-24}$
$\text{CdS} = 9.6 \times 10^{-29}$	$\text{MnS} = 1.4 \times 10^{-15}$

يتضح من هذا الجدول أن قيم K_{SP} لكبريتيدات الفئة الثانية (II) أصغر بكثير من مثيلتها في المجموعة (IV)، ومن ثم يجب ضبط قيم تركيز S^{-2} ليكون كافياً لترسيب شرجبات المجموعة الثانية دون المجموعة الرابعة . ويمكن التحكم بتراكيز S^{-2} بإضافة HCl. ولما كان H_2S يتشرد طبقاً للمعادلة التالية :



نكتب ثابت التوازن للمعادلة السابقة وفق :

$$K_a = \frac{[H^+][S^{-2}]}{[H_2S]}$$

$$[S^{-2}] = K_a \frac{[H_2S]}{[H^+]^2} = \frac{\text{نتيجة}}{[H^+]^2}$$

وإذا اعتبرنا أن $[H_2S]$ ثابتاً لأن المحلول يكون مشبعاً وتركيزه ثابتاً 0.01M أي أن

:

$$[S^{-2}] \approx \frac{1}{[H^+]^2}$$

أي أن تركيز S^{-2} يتناسب عكساً مع مربع تركيز شوارد الهيدروجين فكلما كان تركيز شوارد الهيدروجين H^+ كبيراً (الوسط حمضي) كلما قل تركيز شوارد S^{-2} بشكل كبير . ولما كانت قيم K_{SP} لكبريتيدات المجموعة الثانية صغيرة يكتفى بتراكيز صغيرة من شاردة S^{-2} . ولترسيبها دون غيرها وجب جعل الوسط حمضياً للتقليل من تركيز شوارد S^{-2} .

أساس تقسيم الفئة II إلى مجموعتين فرعيتين :

وجد أن CuS , CdS , HgS , Bi_2S_3 ذات طبيعة أساسية بينما SnS_2 , Sb_2S_3 ذات طبيعة حمضية وهي تذوب في KOH .

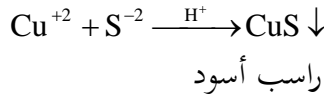
وسنقتصر في دراستنا هنا على المجموعة الفرعية IIa مجموعة النحاس والتي تضم : Hg^{+2} , Bi^{+3} , Cd^{+2} , Cu^{+2} .

3-13- التجارب الأساسية للكشف عن شرجيات الفئة الثانية المجموعة (IIa)

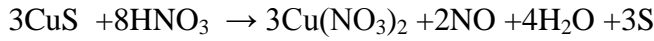
1-3-13- تفاعلات النحاس (Cu²⁺) Copper

أ - مع الكاشف العام

محلول الملح + كاشف المجموعة ← راسب أسود يذوب في حمض HNO₃
الممدد والساخن وفق المعادلات :

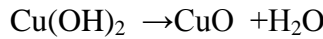
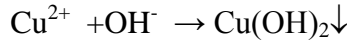


ويذوب هذا الراسب في حمض الآزوت الممدد مع التسخين ويعطي محلولاً ذا لون
أزرق



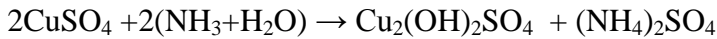
ب - مع القلويات القوية

تشكل شاردة النحاس مع القلويات القوية راسباً أزرقاً من هيدروكسيد النحاس
والذي يسود بالتسخين.



ج - مع محلول الأمونيا

تشكل شاردة النحاس Cu⁺⁺ مع محلول الأمونيا راسباً أزرقاً فاتحاً من مركب
كبريتات النحاس الأساسية وذلك وفق المعادلة التالية:



يذوب هذا الراسب بسرعة بإضافة كمية فائضة من محلول الأمونيا وذلك وفق المعادلة

التالية:



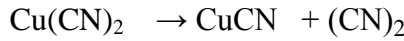
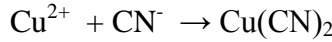
د _ مع يوديد البوتاسيوم

تتفاعل شاردة النحاس مع مركب يوديد البوتاسيوم لإعطاء راسباً أيضاً من Cu_2I_2 ومحولاً بنياً نتيجة تحرر اليود وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية:



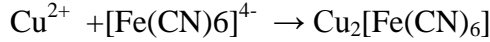
هـ _ مع سيانيد البوتاسيوم

تتفاعل شاردة النحاس مع مركب سيانيد البوتاسيوم (سام جداً) لتعطي راسباً أصفراً من سيانيد النحاس والذي سرعان ما يتحول إلى راسب أبيض من سيانيد النحاسي مع إنطلاق غاز السيانونجين.

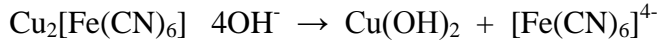


و _ مع فرو سيانيد البوتاسيوم

تتفاعل شاردة النحاس مع مركب فرو سيانيد البوتاسيوم لإعطاء راسباً أحمرأ بنياً من فرو سيانيد النحاس



لا يذوب هذا الراسب في الحموض الممددة ولكنه ينحل في محلول الإمونيا معطياً محلولاً لونه أزرق. يتفكك هذا الراسب بوجود الأسس القوية لإعطاء هيدروكسيد النحاس وذلك كما هو موضح في المعادلة التالية:

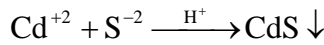


والتجارب العملية لشرحبات هذه المجموعة ملخصة في الجدول (2-13)

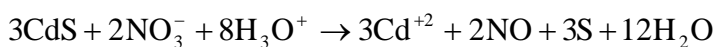
2-3-13- تفاعلات الكاديوم Cd^{+2}

محلول الملح + كاشف المجموعة ← راسباً أصفراً كئاريأ ، يذوب في حمض

الآزوت الممدد والساخن . والذي يمكن تفسيره من خلال المعادلات :

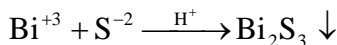


راسب أصفر

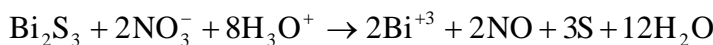


3-3-13- تفاعلات البيزموت (Bi^{+3})

محلول الملح + كاشف المجموعة ← راسباً بنيّاً يذوب في حمض HNO_3 الممدد
والساخن ويفسر ذلك كما يلي :

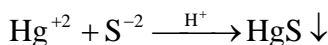


راسب بني

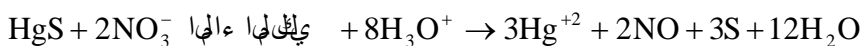


4-3-13- تفاعلات الزئبق (Hg^{+2}) Mercury(II)

محلول الملح + كاشف المجموعة ← راسباً أسوداً يذوب في الماء الملكي حيث
يمكن تفسير ذلك وفق المعادلات :



راسب أسود



من الماء الملكي

4-13-ملاحظات

1- تتميز محاليل أملاح النحاس Cu^{+2} بأنها ملونة ولكن اللون ليس دليلاً كافياً للتعرف
على شوارد النحاس .

2- انظر جدول التجارب التأكيدية للمجموعة (IIa)

يمكن تلخيص التجارب التأكيدية لشرحبات المجموعة الفرعية IIa في الجدول (2-13)
التالي :

Bi^{+3}	Hg^{+2}	Cd^{+2}	Cu^{+2}	الشرحية التجربة
راسب أبيض من Bi(OH)_3 يتحول بالغليان إلى الأصفر $\text{Bi(OH)}_3 \rightarrow \text{BiO(OH)} + \text{H}_2\text{O}$	راسب بني محمر من Hg(OH)_2 سرعان ما يتحول بالزيادة من الكاشف إلى أصفر حيث يتكون HgO $\text{Hg(OH)}_2 \rightarrow \text{HgO} + \text{H}_2\text{O}$	راسب أبيض من Cd(OH)_2	راسب أزرق من Cu(OH)_2 يتحول بالغليان للأسود	1- محلول الملح + محلول NaOH
راسب أبيض من Bi(OH)_3 لا يذوب بالزيادة	راسب أبيض من HgNH_2Cl	راسب أبيض من Cd(OH)_2 يذوب في الزيادة من الكاشف مكوناً معقد عديم اللون من $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_2]^{+2}$	راسب أزرق من Cu(OH)_2 يذوب في الزيادة من الكاشف معطياً معقداً ذا لون أزرق $[\text{Cu}(\text{NH}_4)]^{+2}$	2- محلول الملح + محلول الأمونيا $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
راسب بني داكن من BiI_3 يذوب بالزيادة من الكاشف $\text{BiI}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{KBiI}_4$	يعطي راسب برتقالي محمر من HgI_2 . يذوب هذا الراسب بالزيادة من	-	يعطي معلق ذو لون بني وبإضافة $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ يتحول إلى الأبيض وفق المعادلات $2\text{Cu}^{+2} + \text{I}^- \rightarrow$	3- محلول الملح + محلول KI

	الكاشف مشكلاً الشاردة المعقدة عديمة $[HgI_4]^{-2}$ اللون $HgI_2 + I_2 \rightarrow [HgI_2]^{-2}$		$I_2 + Cu_2I_2$ لونه بني $I_2 + Na_2S_2O_3 \rightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI$	
		يتكون راسب أصفر من $Cu(CN)_2$ والذي سرعان ما يتحول إلى سيانيد النحاسي على شكل راسب أبيض وفق المعادلة $Cd(CN)_2 + 2KCN \rightarrow K_2[Cd(CN)_4]$ والذي يذوب بالزيادة من الكاشف معطياً معقد النحاسي	$2Cu(CN)_2 \rightarrow Cu_2(CN)_2 + (CN)_2 \uparrow$ $Cu_2(CN)_2 + 6KCN \rightarrow 2K_3[Cu(CN)_4]$	4-محلول الملح + محلول KCN
- عند إضافة الماء إلى محلول الملح يتكون راسب أبيض	- - راسب أبيض من Hg_2Cl_2	- - -	راسب بني من $Cu(SCN)_2$ - -	تجارب خاصة 1-الملح + محلول KCN 2-تجربة الماء 3-محلول الملح + $SnCl_2$

13-5-التجارب العملية على شرحبات الفئة الثانية المجموعة IIa

المواد اللازمة :

محاليل كبريتات النحاس، نترات الكاديوم، نترات الزئبق، حمض كلور الماء الممدد، حمض الآزوت الممدد، هيدروكسيد الصوديوم، محلول الأمونيا، كبريتيد الصوديوم، ثيوكبريتات الصوديوم، يوديد البوتاسيوم، ثيوسيانات البوتاسيوم، كلوريد القصديري .

قم بإجراء التجارب اللاحقة ثم أجب عما يلي :

- 1- أكتب معادلات التفاعلات الحاصلة بالشكل الشاردي والجزيئي .
- 2- أشر إلى الراسب ولونه في حال وجوده .
- 3- فسر ما يحدث .

1- تجارب شاردة النحاس

1- خذ 1 ml من CuSO_4 + 1 ml من HCl الممدد + كبريتيد الهيدروجين (أو كبريتيد الصوديوم) . ماذا تلاحظ . خذ قسماً من الراسب وأضف إليه حمض الآزوت الممدد وسخن .

2- خذ 1ml من محلول الملح + قطر قطرة من NaOH ماذا تجد ، ثم أضف كمية زائدة بعد ذلك ، سخن حتى الغليان .

3- خذ 1ml من محلول كبريتات النحاس + 1ml من محلول يوديد البوتاسيوم ، ماذا تجد ، ثم أضف 1ml من محلول ثيوكبريتات الصوديوم .

4- خذ 1ml من محلول كبريتات النحاس + قطر قطرة من محلول الأمونيا ماذا يحدث . ثم أضف زيادة من محلول الأمونيا .

5- خذ 1ml محلول الملح + 1ml من محلول KSCN .

2- تجارب شاردة الكاديوم Cd^{+2}

1- خذ 2ml من محلول نترات الكاديوم + 3ml محلول HCl الممدد + كبريتيد الهيدروجين (محلول كبريتيد الصوديوم) خذ قسماً من الراسب وعالجه بحمض الآزوت الممدد مع قليل من التسخين .

2- خذ 1ml من محلول ملح يحتوي على شاردة الكاديوم + قطرة قطرة من محلول الأمونيا ثم أضف كمية زائدة

3- خذ 1ml ملح يحتوي على شاردة الكاديوم + ثم أضف قطرة قطرة من هيدروكسيد الصوديوم ثم كمية زائدة

3-تجارب شاردة الزئبق Hg^{+2}

1- خذ 1ml محلول ملح يحتوي على شاردة الزئبق + 1ml HCl الممدد + كبريتيد الهيدروجين (أو محلول كبريتيد الصوديوم) ثم أضف HNO_3 الممدد وسخن .

2- محلول ملح يحتوي على شاردة الزئبق + قطرة قطرة من محلول KI ثم كمية زائدة .

3- خذ 1ml محلول ملح يحتوي على شاردة الزئبق + محلول الأمونيا

4- خذ 1ml من محلول ملح يحتوي على شاردة الزئبق + قطرة قطرة من محلول KI ثم أضف كمية زائدة .

5- خذ 1ml من محلول ملح يحتوي على شاردة الزئبق + عدة قطرات من محلول HCl الممدد + كلوريد القصديري .

4-تجارب شاردة البيزموت Bi^{+3}

1- خذ 1ml من محلول نترات البيزموت + 1ml من HCl الممدد + كبريتيد الهيدروجين (محلول كبريتيد الصوديوم) . خذ قسماً من الراسب وأضف إليه حمض الآزوت الممدد وسخن .

2- خذ 1ml من محلول ملح يحتوي على شاردة البيزموت + قطرة قطرة من محلول الأمونيا ثم كمية زائدة .

3-خذ 1ml من محلول الملح يحتوي على شاردة البيزموت + قطرة قطرة من محلول هيدروكسيد الصوديوم ثم كمية زائدة .

4-خذ 1ml من محلول الملح يحتوي على شاردة البيزموت + قطرة قطرة من KI ثم كمية زائدة .

5-خذ 1ml من محلول الملح يحتوي على شاردة البيزموت + كمية زائدة من ماء الصنبور .

13-6-فصل شوارد الفئة الثانية IIA

1-الأسس النظرية للفصل

آ) كاشف المجموعة IIA هو HCl الممدد (وسط حمضي) + H_2S (مصدر لشوارد الكبريتيد) (يمكن أخذ Na_2S كمصدر لشوارد الكبريتيدات) وبذلك تترسب كبريتيدات هذه المجموعة في وسط حمضي . وهي Bi_2S_3 , HgS , CdS , CuS .

ب) كبريتيد الزئبق (HgS) لا يذوب في محلول حمض الآزوت الممدد HNO_3 الساخن مما يتيح فصله عن بقية مكونات المجموعة IIA .

ج) شاردة البيزموت Bi^{+3} لا تشكل معقداً مع محلول الأمونيا . بينما يحدث ذلك مع Cd^{+2} , Cu^{+2} وهذه المعقدات ذوابة في محلول الأمونيا . وبالتالي يمكن فصل Bi^{+3} على هيئة $Bi(OH)_3$ عند إضافة زيادة من محلول الأمونيا لمزيج الشوارد Bi^{+3} , Cd^{+2} , Cu^{+2} .

د) لا تترسب CuS من محلول يحتوي على شاردة السيانييد CN^- بينما CdS يترسب من معقد السيانييد مع Cd^{+2} وبالتالي يمكن فصل Cu^{+2} من Cd^{+2} باستخدام تلك الحقيقة .

2-خطوات العمل

بالإمكان تتبع المخطط والذي يوضح خطوات العمل وعلى ضوء هذا يسهل الفصل .

3-برنامج الفصل

آ) إلى محلول شوارد المجموعة الثانية حمض HCl الممدد ثم أضف H_2S (يمكن إضافة Na_2S بدلاً من H_2S) حتى يترسب كبريتيد معادن هذه المجموعة ، تأكد من تمام الترسيب ثم رشح .

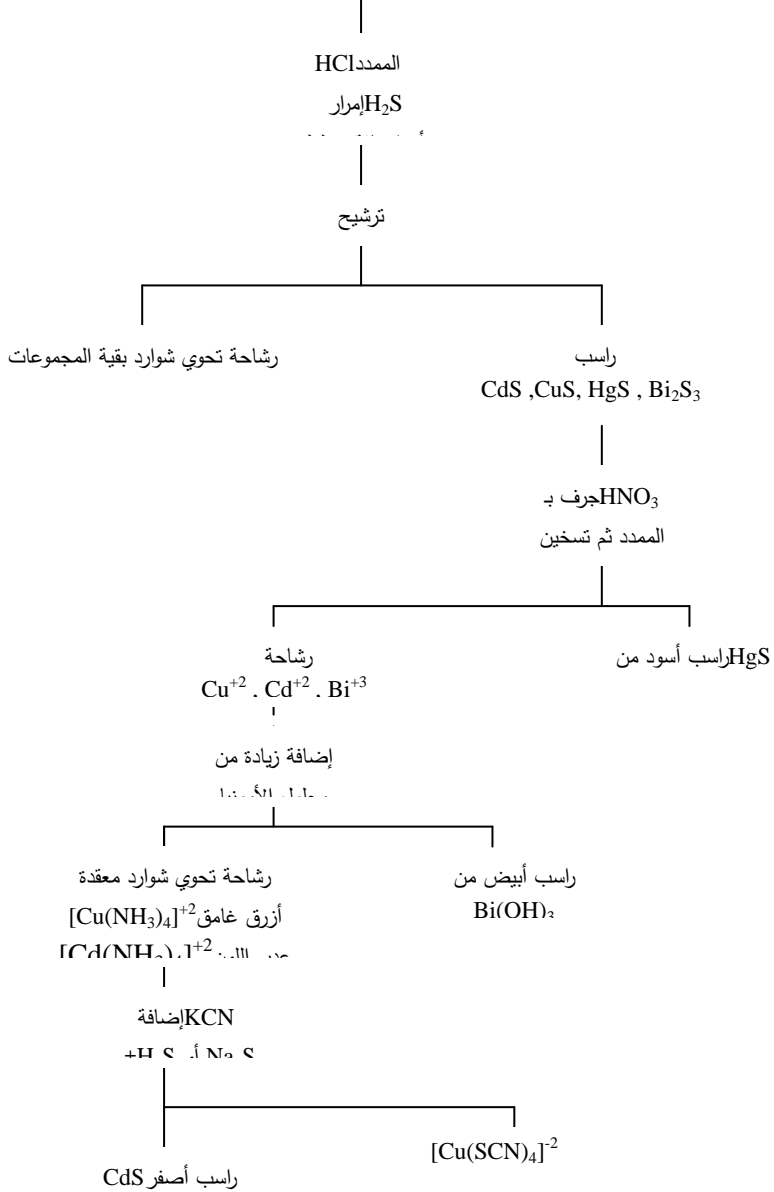
ب) يحرف الراسب بحمض الآزوت HNO_3 الممدد مع التسخين حيث يتم فصل HgS عن البقية والتي تذوب في هذا الحمض ، يرشح للحصول على HgS .
I) يذاب HgS في الماء الملكي لنحصل على شوارد Hg^{+2} وتجري التجارب التأكيدية الخاصة بشارة Hg^{+2} .

II) يضاف إلى الرشاحة والحاوية على شوارد Cd^{+2} , Cu^{+2} Bi^{+3} بمحلول الأمونيا حتى يصبح المحلول قلويًا . لاحظ تكون راسباً أبيضاً وهذا دليل على تكوّن $Bi(OH)_3$ (بينما المحلول أزرق غامق) . رشح هذا الراسب . ثم أذب الراسب بإضافة HCl للحصول على Bi^{+3} ومن ثم قم بإجراء التجارب التأكيدية الخاصة بـ Bi^{+3} .
وفي الوقت نفسه فإن الرشاحة تحوي على Cd^{+2} و Cu^{+2} ولون الرشاحة الأزرق الغامق يدل على وجود Cu^{+2} على شكل معقد . نعالج الرشاحة بمحلول KCN حتى يختفي اللون الأزرق ثم يضاف H_2S (أو Na_2S) . (إذا لم يكن لون الرشاحة أزرقاً فلا داعي لإضافة KCN لأن ذلك ينفي وجود Cu^{+2}) .

III) عند إضافة H_2S (أو Na_2S) إذا تكون راسب أصفر كناري فهو يدل على CdS حيث يذوب في محلول HNO_3 الممدد وللتأكد تجرى التجارب الخاصة بذلك .
IV) إذا كان المحلول أزرقاً وبإضافة H_2S (أو Na_2S) وتكون راسب برتقالي بميل للإصفرار، فإن هذا يدل على وجود Cu^{+2} ، تجرى التجارب التأكيدية الخاصة بـ Cu^{+2} .

مخطط الفصل لمزيج من شوارد المجموعة IIa

شرحيات المجموعة (IIa)



الفصل الرابع عشر

شرحبات الفئة الثالثة

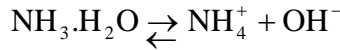
1-14-مقدمة

تضم هذه المجموعة الشوارد التالية: شوارد الحديد $(\text{III})\text{Fe}^{+3}$ ، الكروم الثلاثي Cr^{+3} وشوارد الألمنيوم Al^{+3} .

ترسب شرحبات هذه المجموعة على هيئة هيدروكسيدات ، فقد وجد أن هيدروكسيد معادن هذه المجموعة لها أقل جداء ذوبان K_{SP} وبالتالي لا بد وأن يكون وسط الترسيب أساسياً .

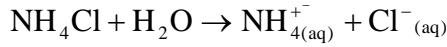
14-2-الكاشف العام لشرحبات الفئة الثالثة:

يتكون الكاشف العام للفئة الثالثة من محلول الأمونيا $\text{NH}_3.\text{H}_2\text{O}$ بالإضافة إلى NH_4Cl حيث الوسط أساسي . وفكرة إضافة NH_4Cl إلى أنه يتحكم في تشرذ محلول الأمونيا طبقاً لفعل الشاردة المشتركة وذلك للتقليل من تركيز شوارد OH^- والذي يبقى كافياً لترسيب هيدروكسيدات المجموعة الثالثة فقط دون سواها وفق التفاعلات التالية .
يتشرذ محلول الأمونيا وفق المعادلة المتوازنة التالية :



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{\text{NH}_3.\text{H}_2\text{O}}$$

لكن تركيز شوارد OH^- وفق هذه المعادلة يعتبر عالياً لأنه قادر على ترسيب شوارد معدنية أخرى من Mn^{+2} , Zn^{+2} , Ni^{+2} , Co^{+2} بالإضافة إلى ترسيبه لشوارد المجموعة الثالثة . وعند إضافة NH_4Cl إلى المحلول والذي يتشرذ بشكل كامل وفق المعادلة :



يزداد تركيز شوارد الأمونيوم في المحلول وينزاح التوازن في المعادلة الأولى إلى اليسار (حسب مبدأ لوشاتيليه) . مما يؤدي إلى التقليل من تركيز شوارد OH^{-} والذي يصبح كافياً فقط لترسيب شوارد المجموعة الثالثة .

14-3-3-التجارب الأساسية للتعرف على شرجبات الفئة (III)

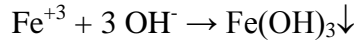
14-3-1-تأثير الكاشف العام على شرجبات الفئة (III)

1-الحديد Fe^{+3}

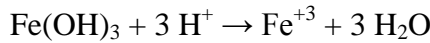
ملاحظة : قد يتواجد الحديد في المحاليل على هيئة حديد ثنائي Fe^{+2} وحديد ثلاثي Fe^{+3} لذلك يجب التعرف على نوع شوارد الحديد الموجودة كما يلي :

جزء من محلول شوارد الحديد + قطرات من حمض الكبريت H_2SO_4 الممدد + قطرات من برمنغنات البوتاسيوم KMnO_4 ← إذا زال لون KMnO_4 فهذا دليل على وجود شوارد الحديد (II) وهنا نسخن المحلول الأصلي ونضيف قطرات من حمض الآزوت HNO_3 المركز لأكسدة الحديد Fe^{+2} إلى حديد Fe^{+3} وتجري التجربة الأساسية للتعرف على الحديد Fe^{+3} كما يلي :

محلول الملح + كاشف المجموعة ← راسب بني جلاتيني لا يذوب في NaOH ويزوب في الحموض . ويمكن تفسير ما حدث وفق المعادلات :

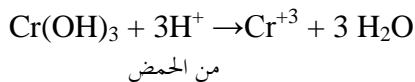
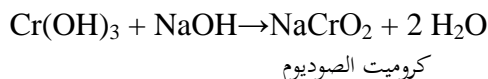
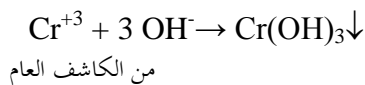


راسب بني جلاتيني من الكاشف العام



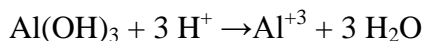
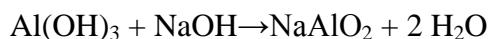
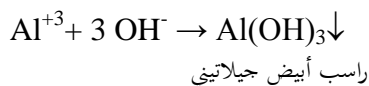
2-الكروم Cr^{+3}

محلول الملح + كاشف المجموعة ← راسباً أخضراً يذوب في NaOH ويعود بالتسخين كما يذوب في الحموض وفق المعادلات :



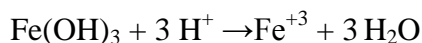
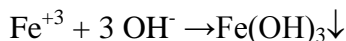
3-الألمنيوم Al^{+3}

محلول الملح + كاشف المجموعة ← راسباً أبيضاً جيلاتينياً يذوب في الأسس القوية
ويذوب في الأحماض وفق المعادلات :



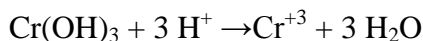
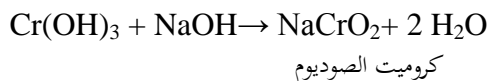
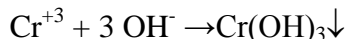
14-3-2-تأثير الهيدروكسيدات القوية (NaOH)

محلول الملح + كاشف المجموعة ← راسباً بنيّاً جيلاتينياً لا يذوب في الزيادة ويذوب في
الأحماض :



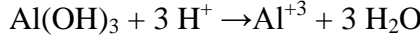
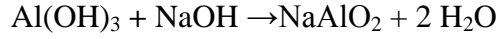
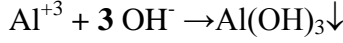
1-الكروم الثلاثي Cr^{+3}

محلول الملح + كمية قليلة من محلول NaOH ← راسباً أخضرّاً يذوب في الزيادة ويذوب
في الأحماض :



2-الألمنيوم Al^{+3}

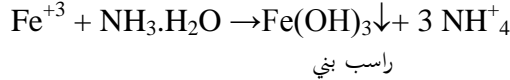
محلول الملح + محلول NaOH ← راسباً أبيضاً جيلاتينياً يذوب في الزيادة
ويذوب في الحمض وفق المعادلات :



14-3-3-تأثير محلول الأمونيا ($NH_3.H_2O$)

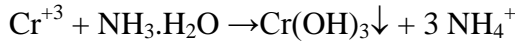
1-على الحديد الثلاثي Fe^{+3}

محلول الملح + محلول الأمونيا ← راسباً بنيّاً جيلاتينياً من $Fe(OH)_3$ لا يذوب
في الزيادة وفق المعادلة :



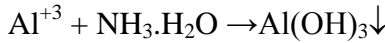
2-الكروم الثلاثي Cr^{+3}

محلول الملح + محلول الأمونيا ← راسباً أخضراً من $Cr(OH)_3$ يذوب قليلاً في الزيادة من
الكاشف ويعطي لوناً أزرقاً مخضر وفق المعادلة :



3-الألمنيوم Al^{+3}

محلول الملح + محلول الأمونيا ← راسباً أبيضاً جيلاتينياً يذوب قليلاً في الزيادة

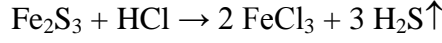
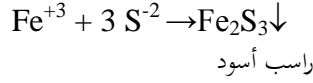


14-3-4-تأثير محلول كبريتيد الصوديوم أو الأمونيوم :

1-مع أملاح الحديد Fe^{+3}

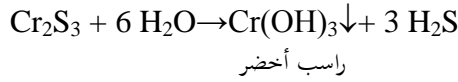
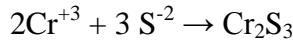
محلول الملح + كبريتيد الأمونيوم ← راسباً أسوداً من Fe_2S_3 يذوب في HCl

وفق المعادلة :



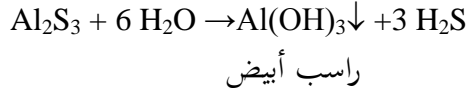
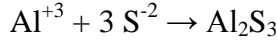
2- مع الكروم Cr^{+3}

محلول الملح + كبريتيد الأمونيوم ← يتكون كبريتيد الكروم والذي يتحللمه بوجود الماء ويعطي راسباً أخضراً من $\text{Cr}(\text{OH})_3$ وفق المعادلات :



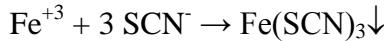
3- مع الألمنيوم Al^{+3}

محلول الملح + كبريتيد الأمونيوم ← يتشكل كبريتيد الألمنيوم والذي يتحللمه بدوره بوجود الماء ويعطي راسباً أبيضاً من هيدروكسيد الألمنيوم $\text{Al}(\text{OH})_3$ وفق المعادلات :

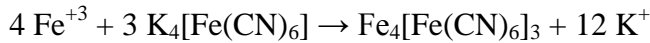


14-4 تجارب خاصة لشرحيات الفئة الثالثة

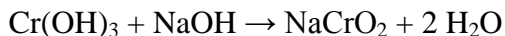
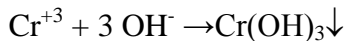
1- محلول ملح الحديد الثلاثي Fe^{+3} + محلول ثيوسيانات البوتاسيوم ← راسباً أحمر دموياً :



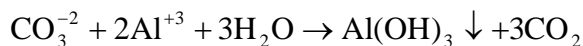
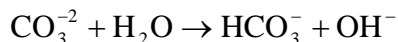
محلول الملح + محلول فروسيانيد البوتاسيوم ← راسباً أزرق بروسيا



2- محلول ملح الكروم Cr^{+3} + كمية زائدة من NaOH + فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 ← لوناً أصفراً وفق المعادلات :



3- محلول ملح الألمنيوم Al^{+3} + محلول Na_2CO_3 ← راسباً أبيضاً من $Al(OH)_3$ وتأتي شوارد الهيدروكسيد نتيجة حلمهة شاردة الكربونات وفق المعادلات :



14-5- التجارب العملية على شرجبات الفئة الثالثة

المواد اللازمة :

كلوريد الألمنيوم، كلوريد الكروم، نترات الحديد، هيدروكسيد الصوديوم، محلول الأمونيا، حمض كلور الماء، كربونات الصوديوم، فوق أكسيد الهيدروجين، فوسيانيد البوتاسيوم، ثيوسيانات البوتاسيوم، كبريتيد الأمونيوم .

تجارب شاردة الألمنيوم :

1-خذ 1ml من محلول الملح في أنبوب اختبار وأضف إليه قطرة من NaOH . حرك

الأنبوب وأقسم محتواه إلى قسمين :

- أضف للقسم الأول محلول HCl الممدد .

- للقسم الثاني أضف زيادة من NaOH .

2-خذ 1ml من محلول الملح + قررة قطرة من محلول الأمونيا ثم أضف زيادة .

3-خذ 1ml من محلول الملح + 1ml من كربونات الصوديوم + تسخين .

4-خذ 1ml من محلول الملح + 1ml من محلول كبريتيد الأمونيوم .

تجارب شاردة الكروم :

- 1- خذ 1ml + قطرة قطرة من NaOH حرك محتوى الأنبوب واقسم محتواه إلى قسمين:
 - أضف إلى القسم الأول كمية زائدة من هيدروكسيد الصوديوم
 - أضف إلى القسم الثاني محلول HCl الممدد .
- 2- خذ 1ml من محلول الملح + 1ml محلول أمونيا حرك الأنبوب ثم أضف كمية زائدة.
- 3- خذ 1ml من محلول الملح + بضع قطرات من هيدروكسيد الصوديوم المركز حرك الأنبوب ثم أضف بضع قطرات من الماء الأكسجيني وسخن قليلاً .
- 4- محلول الملح + 1ml من محلول كبريتيد الأمونيوم .

تجارب شاردة الحديد Fe^{+3}

- 1- خذ 1ml من محلول الملح + قطرة قطرة من هيدروكسيد الصوديوم ، حرك الأنبوب واقسم محتواه إلى قسمين :
 - إلى القسم الأول أضف كمية زائدة من NaOH .
 - إلى القسم الثاني أضف محلول HCl الممدد .
- 2- خذ 1ml محلول الملح + عدة قطرات من فروسيانيد البوتاسيوم .
- 3- خذ 1ml من محلول الملح + محلول ثيوسيانات البوتاسيوم .
- 4- خذ 1ml من محلول الملح + 1ml من محلول كبريتيد الأمونيوم .

14-6- فصل شوارد الفئة الثالثة

1- الأسس النظرية للفصل

تضم هذه الفئة شوارد Al^{+3} , Cr^{+3} , Fe^{+3}

آ - تترسب هذه الفئة على هيئة هيدروكسيد $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$

وبالتالي فإن كاشف هذه المجموعة هو $NH_4OH + NH_4Cl$.

ب- كلاً من $Al(OH)_3$ و $Cr(OH)_3$ يذوب في الزيادة من محلول NaOH على البارد

حيث يكونا $NaAlO_2$ و $NaCrO_2$ وبالتالي يمكن فصل $Fe(OH)_3$.

ج - يترسب $\text{Cr}(\text{OH})_3$ مرة أخرى بتسخين كروميت الصوديوم NaCrO_2 حيث أن $\text{Cr}(\text{OH})_3$ يفقد خاصية المذبذب بالتسخين .

2-المخطط الآتي يوضح طريقة الفصل :

3-برنامج الفصل :

آ) أضف إلى محلول شوارد الفئة الثالثة محلول كلوريد الأمونيوم ثم أضف محلول الأمونيا مع التقليب المستمر حتى يصبح الوسط أساسياً . تأكد من إتمام الترسيب بالطرائق المشار إليها ثم رشح .

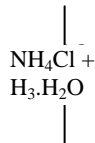
ب) عالج الراسب المحتوي على هيدروكسيد الألمنيوم $\text{Al}(\text{OH})_3$ وهيدروكسيد الكروم $\text{Cr}(\text{OH})_3$ وهيدروكسيد الحديد $\text{Fe}(\text{OH})_3$ بمحلول NaOH مع التقليب مع مراعاة عدم التسخين ثم رشح .

الراسب - بني محمر والذي يذوب في HCl الممدد ، يدل ذلك على وجود $\text{Fe}(\text{OH})_3$ حيث يتم التأكيد عليه بالتجارب التأكسدية .

الرشاحة - تغلى هذه الرشاحة والتي تحوي على ألومينات الصوديوم NaAlO_2 وكروميت الصوديوم NaCrO_2 حيث يترسب $\text{Cr}(\text{OH})_3$ بالغليان . ويرشح الراسب ويعالج بمحلول NaOH ويتم أكسدته إلى CrO_4^{2-} والذي يشكل راسباً أصفرأ من خلاات الرصاص $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ أما الرشاحة فهي تحوي على ألومينات الصوديوم NaAlO_2 حيث يضاف إليها محلول HCl الممدد على Al^{+3} والذي يتم الكشف عنه عن طريق إجراء التجارب التأكسدية المناسبة.

مخطط تحليل شرجبات المجموعة الثالثة

محلول



المراجع العربية

- ١ - أبوغالون عمر فاروق، شرابة عمر مرتضى، سعدية سحر ، 1993 - الكيمياء اللاعضوية الجزء العملي - منشورات جامعة حلب.
- ٢ - شامي دعد، 2006 - الكيمياء العامة واللاعضوية الجزء العملي - منشورات جامعة حلب.
- ٣ - نجم ليون، 2002- الكيمياء التحليلية (2) التحليل الكمي - القسم العملي - منشورات جامعة حلب.
- ٤ - خضري كمال، عبد النور سعيد، 1995 الكيمياء العامة - القسم العملي - منشورات جامعة حلب.
- ٥ - نعمة فواز، كرمان ماهر، مليس بهزاد، 1997-الكيمياء العامة (1) -القسم العملي-منشورات جامعة حلب.
- ٦ - أبو غالون عمر،التخين غسان، بطل فاطمة، 1989-عملي الكيمياء العامة(1) - منشورات جامعة حلب.
- ٧ - الحساوي، عوض؛عبد الرؤوف، عبد المنعم؛النقاش ، سهيل ؛ 1994 - الأسس النظرية والعملية للتحليل الكيميائي النوعي. منشورات جامعة قار يونس بنغازي ليبيا.
- ٨ - كامل محمد،قاسم ؛علي الميهوب،عبد السلام؛ - الكيمياء العملية للمراحل الأولى من التعليم الجامعي. منشورات جامعة الفاتح ، طرابلس ليبيا .

المراجع الأجنبية

- 1-Oxtoby,D.1996.Principles of modern chemistry.Sounders college publishing.
- 2-A group of Authers.practical in inorganic chemistry.Edition Moscow.1973.
- 3-Zumdahl,S.1997.Chemistry Houghron Mifflin company.
- 4- Golbroec,Z.E.1986.practical of inorganic chemistry.High School.Moscow.
- 5-Keune,H.1982.Allgemeine und physikalische chemie.Band II. VEB Deutscher Verlag für Grunstoff Industrie.Leipzig.
- 6-Keune,H.1980.Anorganische chemie.Band I VEB Deutscher Verlag für Grunstoff Industrie.Leipzig.
- 7-Wiley,J.1983.Laboratory Experiment for Introction to chemi-
Stry,by T.R.Dickson,4th ed.,New York.

المصطلحات العلمية

انكليزي - عربي

A

Absolute	مطلق
Absorption	امتصاص
Acetate	خلات
Acetic acid	حمض الخل
Acid	حمض
Acid-base reaction	تفاعل حمض-أساس
Acidity	حموضة
Activation	تنشيط
Activity	فعالية
Addition	إضافة
Alcali	قلوي
Alcalinity	قلوية
Ammonia	نشادر
Amorphous	غير متبلور
Amount	كمية
Amphoteric	مذبذب
Analysis	تحليل
Anhydride	بلاماء
Anion	شارسبة
Apparatus	جهاز
Appearance	ظهور
Approximate	تقريبي
Aqueous	مائي
Aromatic	عطري
Arrangement	ترتيب
Article	أداة
Assemble	جمع
Association	ارتباط
Atmosphere	جو

Atom	ذرة
Atomic mass	الكتلة الذرية
Atomic number	العدد الذري
Atomic weight	الوزن الذري
Attraction	تجاذب
Average	متوسط

B

Balance	ميزان
Base	أساس
Basic	أساسي
Bath	حمام
Beaker	بيشر
Boiling point	درجة الغليان
Bond	رابطة
Bond energy	طاقة الرابطة
Bruch	فرشاة
Buchner funnel	قمع بوخندر
Buffer solution	محلول موقفي
Bunsen burner	مصباح بنزن
Burette	سحاحة
Burn	حرق

C

Calculation	حساب
Capillary tube	أنبوب شعري
Catalysis	وساطة
Catalyst	وسيط
Cation	شارجبة
Change	تغير
Charge	شحنة
Chemical bond	رابطة كيميائية
Chemical reaction	تفاعل كيميائي
Chemistry	كيمياء
Classification	تصنيف
Coefficient	معامل

Coherence	متماسك
Cold	بارد
Collector	مجمع
Colloidal	غروي
Coloration	تلوين
Colour	لون
Colourless	عديم اللون
Column	عمود
Combination	اتحاد
Combustion	احتراق
Complete reaction	تفاعل تام
Complex	معقد
Composition	تركيب
Compound	مركب
Concentrated	مركز
Concentration	تركيز
Conclusion	نتيجة
Condensation	تكاثف
Condence	مكثف
Connect	وصل
Connecting tube	أنبوب وصل
Constant	ثابت
Contact	لامسة
Contribution	مساهمة
Converting	تحويل
Cooler	مبرد
Coordination	تساند
Cork	فلين
Corrosion	تآكل
Covalent compound	مركب مشترك
Craking	تكسير
Crucible	بوتقة
Crystalline	بلوري
Cylinder	أسطوانة

D

Decantation	إبانة
Decomposition	تفكك
Decrease	تناقص
Degree centigrade	دوجة مئوية
Dehydration	نزع الماء
Deliquescence	تميع
Density	كثافة
Desiccation	تجفيف
Desiccator	مجفف
Detection	كشف
Determination	تقدير
Diatomic	ثنائي الذرة
Difference	فرق
Diffusion	انتشار
Dilute	ممدد
Dilution	تمديد
Dimensions	أبعاد
Dip	غمس
Direct	مباشر
Direction	اتجاه
Discover	يكشف عن
Displacement	انزياح
Dissociation	تفكك
Dissolve	أذاب
Distillation	تقطير
Distilling flask	دورق تقطير
Divalent	ثنائي التكافؤ
Divide	قسم
Drop	قطرة
Dropping bottle	زجاجة قطارة
Dry	جاف
Dryer	مجفف
Drying agent	عامل تجفيف

Drying furnace

فرن تجفيف

E

Effect

تأثير

Effective

فعال

Efficiency

فعالية

Electrolyte

كهرليت

Electropositivity

كهرجائية

Electrovalent compound

مركب شاردي

Element

عنصر

Endothermic reaction

تفاعل ماص للحرارة

Equation

معادلة

Equilibrium

توازن

Equipment

تجهيزات

Equivalent

مكافئ

Exchange

تبادل

Exothermic

ناشر للحرارة

Expansion

تمدد

Experiment

تجربة

Experimental

تجريبي

Explosion

انفجار

Extraction

استخلاص

F

Factor

عامل

Filtration

ترشيح

Filter paper

ورق ترشيح

Fire

نار

Flame

لهب

Flammable

سريع الالتهاب

Flask

دورق

Flotation

تعويم

Flow

تدفق

Fluid

مانع

Forceps

ملقط

Formation

تشكل

Formula	صيغة
Freezing point	نقطة التجمد
Funnel	قمع
Furnace	فرن
Fusion	انصهار

G

Gas	غاز
Gauge	مقياس
Glass rod	قضيب زجاجي
Graduated cylinder	أسطوانة مدرجة
Gravimetric analysis	تحليل وزني
Grease	شمع
Group	مجموعة

H

Heat	حرارة
Heater	سخان
Heterogeneous	غير متجانس
Holder	ملقط
Homogeneous	متجانس
Humidity	رطوبة
Hydrate	هيدرات
Hydration	إماهة
Hydride	هيدريد
Hydrolysis	حلمهة
Hydrophile	ماص للرطوبة
Hydroxide	هيدروكسيد
Hydroxyl	هيدروكسيل

I

Ice	جليد
Immerse	غمس
Impure	مشوب
Indicator	مشعر
Inert	خامل

Inflammable		قابل للاشتعال
Inorganic		لاعضوي
Intermediate		مركب وسطي
Inverse		معكوس
Ion		شاردة
Ionic		شاردي
Ionization		تشرد
Isolation		عزل
Isolator		عازل
Isothermal		متساوي درجة الحرارة
Isotope		نظير
	J	
Jacket		غلاف
Joule		جول
	K	
Kinetics energy		طاقة حركية
Kinetics		حركية
	L	
Laboratory		مختبر
Law		قانون
Level		مستوى
Ligand		مرتبطة
Limitation		تحديد
Liquefaction		تميع
Liquid		سائل
Litmus		عباد الشمس
Local		موضعي
	M	
Manipulation		معالجة
Manometer		مقياس ضغط
Mass		كتلة
Measurement		قياس
Medium		وسط
Melting point		نقطة الانصهار
Membrane		غشاء

Metal	معدن
Metallic	معدني
Metalloid	شبه معدن
Method	طريقة
Matter	مادة
Middle	منتصف
Mistake	خطأ
Mixture	مزيج
Model	نموذج
Moisture	رطوبة
Mole	جزيء
Molecular	جزيئي
Molecular weight	الوزن الجزيئي
Molecule	جزيئة
Mono	أحادي
Multiple	متعدد

N

Natural	طبيعي
Nature	طبيعة
Negative	سالبة
Net	شبكة
Neutral	معتدل
Neutralization	تعادل
Non-aqueous	لامائي
Non-metal	لامعدن
Normal	نظامي
Normality	نظامية
Normal solution	محلول عياري
Nozzle	فوهة

O

Observation	ملاحظة
Oil	زيت
Operation	عملية
Order of reaction	مرتبة التفاعل
Osmosis	ظاهرة الحلول

Over saturated
Oxidant
Oxidation
Oxide
Oxidize

فوق مشبع
مؤكسد
أكسدة
أكسيد
يؤكسد

P

Part
Participate
Particle
Passive
Percentage
Perfect
Phase
Physical
Pipette
Pipe union
Polar
Polarity
Powder
Precipitant
Precipitate
Precipitation
Precise
Preparation
Pressure
Prevention
Primary
Principal
Principle
Probaility
Procedure
Process
Production
Property

جزء
شارك
دقيقة
غير فعال
نسبة مئوية
تام
طور
فيزيائي
ماصة
وصلة أنابيب
قطبي
قطبية
مسحوق
مرسب
راسب
ترسيب
دقيق
تحضير
ضغط
وقاية
أولي
رئيسي
مبدأ
احتمال
طريقة
عملية
ناتج
خاصة

Proportion	نسبة
Pure	نقي
Purification	تنقية
Purity	نقاوة

Q

Qualitative	تحليل كيمي
Quality	نوعية
Quantitative	تحليل كمي
Quantity	كمية

R

Rack	حامل
Range	مجال

Rapid	سريع
Rare	نادر
Rate	معدل
React	تفاعل
Reactant	مادة متفاعلة
Reaction	تفاعل
Reactive	فعال
Reagent	كاشف
Receptacle	وعاء
Recool	إعادة تبريد
Recrystallization	إعادة تبلور
Reduced	مرجع
Reducing agent	عامل مرجع
Reduction	إرجاع
Regular	منتظم
Relative	نسبي
Replacement	إزاحة
Residual	المتبقي
Result	نتيجة
Reversible	عكوس
Ring	حلقة
Rubber stopper	سدادة مطاطية

Rule	قاعدة
	S
Safety	أمان
Salt	ملح
Sample	عينة
Sampling	أخذ عينات
Saturated	مشبع
Saturation	إشباع
Scattering	تبعثر
Scrub	حك
Secondary	ثانوي
Sedimentation	ترسيب
Select	اختار
Selectivity	انتقائية
Separation	فصل
Serie	سلسلة
Sheet	صفحة
Simple	بسيط
Size	حجم
Slow	بطيء
Solid	صلب
Solubility product	جداء الانحلال
Soluble	ذواب
Solute	المذاب
Solvent	المذيب
Solution	محلول
Solve	حل
Specific weight	الوزن النوعي
Specimen	عينة
Stable	ثابت
Standard	قياسي
Stopper	سدادة
Structure	بنية
Sublimation	تصعيد

Substitution	استبدال
Support	حامل
Symbol	ر مز
Synthesis	اصطناع
Synthetic	اصطناعي
System	جملة

T

Table	جدول
Tap	صنبور
Temperature	درجة حرارة
Test tube	أنبوب اختبار
Theory	نظرية
Thermal	حراري
Thermodynamic	ترموديناميك
Thermometer	ميزان حرارة
Thermostat	منظم حراري
Titration	معايرة
Transformation	تحول
Transitional	انتقالي
Transparent	شفاف
Tube	أنبوب

U

Uncharged	غير مشحون
Unsaturated	غير مشبع
Unstable	غير ثابت
Usage	استعمال

V

Value	قيمة
Vaporation	تبخر
Vapour	بخار
Viscosity	لزوجة
Volatile	متطاير
Volume	حجم
Volumetric analysis	تحليل حجمي

Volumetric flask		دورق حجمي
	W	
Wash bottle		زجاجة غسل
Water bath		حمام مائي
Water cooler		مبرد مائي
Wax		شمع
Weight		وزن
Wire gauze		شبكة معدنية
Work		عمل
	Y	
Yield		مردود
	Z	
Zone		منطقة

تم تدقيق الكتاب علمياً من قبل:

الدكتور الدكتور الدكتور
جناح ارحيم نزيه قطيش ماهر كرمان

المدقق اللغوي
الدكتور أسعد كسار

حقوق الطبع والترجمة والنشر محفوظة
لمديرية الكتب والمطبوعات الجامعية

المطبعة الرقمية
جامعة حلب