

الجلسة الثانية

تحضير المحاليل الكيميائية Preparation of Chemical Solutions

• هدف التجربة:

تهدف هذه التجربة إلى تحضير محاليل كيميائية سائلة مختلفة التراكيز و الحجم.

• مقدمة نظرية :

للحصول على نتائج دقيقة و صحيحة في عمليات التحليل الكيميائي لا بد من استخدام محاليل عيارية أو قياسية . ثمة عدة طرائق للتعبير عن تركيز المحاليل .

• وحدات التركيز *Concentration Units*

يعرف تركيز المحلول بأنه عدد يدل على كمية المادة المنحلة في وحدة كتلة أو حجم من محلول ، ويعبر عن تركيز المحلول بعدة طرائق :

1- التركيز بدلالة النسب المئوية

- النسبة المئوية الوزنية :
عدد الغرامات من المادة المنحلة في 100 غ محلول.
مثال : (10% وزناً NaCl) (100 غ محلول يحوي 10 غ NaCl)
- النسبة المئوية الحجمية :
عدد الغرامات من المادة المنحلة في 100 مل محلول .
مثال : (10% حجماً NaCl) (100 مل محلول يحوي 10 غ NaCl)

2- التركيز الوزني الحجمي (g/dcm³)

يعرف التركيز الوزني الحجمي بأنه عدد غرامات المادة المنحلة في dcm³ واحد من المحلول .

3- التركيز المولي (المولية) Molarity M

هو عدد المولات من المادة المنحلة في dcm³ واحد من المحلول .
المولية = عدد مولات من المادة المنحلة / حجم المحلول مقدراً بـ dcm³

$$M = n/V \quad \text{mol/ dcm}^3$$

حيث : n عدد المولات من المادة المنحلة
V حجم المحلول مقدراً بـ dcm³
وبما أن: عدد المولات = كتلة المادة بالغرامات (g) / الكتلة المولية g/mol

المولية = كتلة المادة بالغرامات (g) في dcm³ من المحلول / الكتلة المولية النسبية للمادة M_r المنحلة

4- التركيز الجزيئي الوزني (المولالية) m Molality

عدد المولات من المادة المنحلة الموجودة في 1 كغ محل .

5 - النظامية N (Normality)

عدد المكافئات الغرامية من المادة المنحلة في ليتر واحد من المحلول (1000مل)
النظامية = عدد المكافئات الغرامية من المادة المنحلة / حجم المحلول مقدرًا بالليتر

$$N=E/V$$

حيث: E عدد المكافئات الغرامية من المادة المنحلة
 V حجم المحلول مقدرًا بالليتر
وبما أن عدد المكافئات الغرامية = وزن المادة المنحلة (غ) / الوزن المكافئ (المكافئ الغرامي)

فإن: النظامية = وزن المادة المنحلة في ليتر / المكافئ الغرامي

ومنه: **وزن المادة المنحلة في ليتر (غ/ل) = النظامية × الوزن المكافئ (المكافئ الغرامي)**

• - الوزن المكافئ (المكافئ الغرامي):

المكافئ الغرامي = الكتلة المولية / التكافؤ
أمثلة:

المكافئ الغرامي لحمض: هو كمية الحمض التي تعطي مول من شوارد الهدرونيوم H_3O^+
===== الكتلة المولية للحمض / عدد شوارد الهدرونيوم التي يعطيها الحمض

فمثلاً: المكافئ الغرامي لـ H_2SO_4 = $2/98 = 49$ غ

===== HCl = $1/36,5 = 36,5$ غ

المكافئ الغرامي لأساس: هو كمية الأساس التي تعطي مول من شوارد الهدروكسيل OH^-
===== الكتلة المولية للأساس / عدد شوارد OH التي يعطيها الأساس

فمثلاً المكافئ الغرامي لـ $NaOH$ = $1/40 = 40$ غ

المكافئ الغرامي لمُح = هو كمية الملح التي تتحد مع شاردة أحادية

===== الكتلة المولية للملح / عدد شوارد المعدن × تكافؤ المعدن

المكافئ الغرامي لمواد مؤكسدة أو مرجعة: يتعلق بطبيعة التفاعل الحاصل أو بطبيعة الوسط
===== الكتلة المولية للمادة / تغير رقم الأكسدة

6- التركيز مقدرًا بـ ppm

هو عدد الميغرامات المنحلة في كيلوغرام واحد من المحلول
مثال: محلول يحوي على $NaCl$ بتركيز 10ppm هو محلول 1000 غرام من المحل
يحتوي 10 مغ من $NaCl$

• - العلاقة بين المولية و النظامية:

النظامية = التكافؤ × المولية

$$N=n M$$

- تحضير محلول مادة كيميائية بتركيز محدد بالاعتماد على علاقة التمديد (قانون التمديد)

في حال توفر لدينا محلول لمادة معلومة التركيز يمكن تحضير محلول آخر ذي تركيز مطلوب (أدنى من المعلوم)

$$MV = M'V'$$

للمحلول الممدد للمحلول المركز

وإذا عرف المحلول بالنظامية فتعطى العلاقة : $NV = N'V$

- علاقة المولية بالتركيز المئوي الوزني $W\%$ وزناً :

في حال تحضير محلول ابتداء من محلول مادة سائلة ذي تركيز مرتفع مجهول و لكن عرفت كثافته مقدرة بـ (g/cm^3) ، والتركيز النسبي الوزني (النقاوة) والكتلة المولية النسبية M_r :

$$M = \frac{P.d.1000}{M_r}$$

حيث : $W\% = P$ النسبة المئوية الوزنية أو التركيز الوزني (النقاوة)
 d كثافة المحلول التجاري (g/cm^3)
 M_r الكتلة المولية النسبية

$$N = \frac{P.d.1000}{E_w}$$

- تحديد مولية محلول بدلالة وزن مادة:

في حال تحضير محلول ابتداء من مادة صلبة فلا بد من معرفة عدد المولات الواجب حلها في dcm^3 من الماء المقطر .

$$W/M_r = M.V/1000$$

حيث : M مولية المحلول
 V حجم هذا المحلول
 W وزن المادة المنحلة فيه
 M_r الكتلة المولية النسبية
 في حالة التركيز النظامي :

$$W/E_w = N.V/1000$$

العمل المخبري :

1- تحضير 100 مل محلول 0.1M من HCl ابتداءً من محلول بتركيز أعلى 1M.

- تطبق العلاقة المذكورة سابقاً لحساب الحجم اللازم أخذه.
- يؤخذ الحجم المحسوب بواسطة ممص معاير.
- يوضع في دورق معاير سعة 100 مل ويكمل الحجم بالماء المقطر.

2- تحضير 100 مل 0.1M من H₂SO₄ ابتداءً من الحمض المركز.

- يسوق تجارياً الحمض المركز في عبوات عليها لصاقات تتضمن مواصفات هذا الحمض مثل الكثافة والنقاوة (التركيز النسبي الوزني).
- في هذه الحالة يمكن أن يحسب الحجم اللازم أخذه من هذا الحمض المركز بتطبيق العلاقة آنفة الذكر.
- تستخدم أداة قياس مناسبة لأخذ هذا الحجم ويوضع في دورق معاير سعة 1000 مل.
- يكمل الحجم حتى العلامة بالماء المقطر.

3- تحضير 100 مل محلول 1M NaOH:

- يحسب الوزن اللازم أخذه بتطبيق العلاقة آنفة الذكر .
- يؤخذ الوزن المحسوب باستخدام ميزان حساس (مناسب)، ثم يحل بكمية قليلة من الماء المقطر.
- يوضع في دورق معاير سعة 100 مل ويكمل الحجم إلى العلامة بالماء المقطر.

التقرير المخبري :

- تحضير 100 مل محلول 0.1M من HCl ابتداءً من محلول بتركيز أعلى 1M.

- العلاقة المطبقة
- ما هو الحجم اللازم أخذه من الحمض الأعلى تركيزاً
- ما هو حجم الماء المقطر الواجب إضافته

- تحضير 100 مل 0.1M من H_2SO_4 ابتداءً من الحمض المركز.

- العلاقة المطبقة
- ما هو الحجم اللازم أخذه من الحمض المركز
- ما هو حجم الماء المقطر الواجب إضافته

- تحضير 100 مل محلول 1M NaOH:

- العلاقة المطبقة
- ما هو الوزن اللازم أخذه من هيدروكسيد الصوديوم الصلب

اختبر معلوماتك

- 1- ماهي كتلة هيدروكسيد الحديد (III) $Fe(OH)_3$ الموجودة في 0.25 مول من هيدروكسيد الحديد ، احسب الكتلة برقم معنوي واحد بعد الفاصلة .
حيث قيم A_r ($H=1.0$ $Fe = 55.8$ $O= 16.0$)
- 2- احسب النسبة المئوية الكتلية للحديد في أكسيد الحديد الثلاثي Fe_2O_3
حيث قيم A_r ($O=16.0$ $Fe = 55.8$)
- 3- احسب تركيز هيدروكسيد الصوديوم NaOH مقدراً بـ $mol.dcm^3$ (المولية) في محلول حجمه $250 cm^3$ ويضم 2.0g من هيدروكسيد الصوديوم.
حيث قيم A_r ($H=1.0$ $Fe = 23.0$ $O= 16.0$)
- 4- لدينا محلولاً " تجارياً" لحمض كلور الماء تركيزه 35% وزناً" و كثافته 1.19 أردنا تحضير محلول 1 M .
○ احسب مولية المحلول الأصلي .
○ احسب الحجم اللازم أخذه من المحلول الأصلي لتحضير ليتر واحد.
حيث قيم (A_r): $H=1$ $Cl= 35.5$
- 5- ما هو العدد الغرامات اللازم من NaCl لتحضير $50cm^3$ بتركيز 0.9% ، ثم احسب تركيز هذا المحلول معبراً عنه بـ ppm .
- 6- حضر محلول لكلوريد الصوديوم بإذابة 6 gr منه في $600 cm^3$ من الماء المقطر ، عبر عن تركيز هذا المحلول بـ g/dcm^3 و ppm .

التحليل الكمي

المعايرة الكيميائية

Chemical Titration

• مقدمة نظرية :

التحليل الكمي هو تحليل يفيد في معرفة تركيز المواد المراد تحليلها .
و تعرف المعايرة بأنها العملية التي يمكن إجراؤها للوصول إلى تركيز مادة مجهولة بدلالة مادة معلومة التركيز .

ومن أجل إجراء أية معايرة يجب أن تتوفر عدة شروط :

- أن يكون التفاعل ستيكيومترياً ، وتدعى النقطة النهائية التي يضاف عندها كمية مكافئة من المحلول القياسي إلى المحلول المجهول بنقطة التكافؤ ، أما النقطة التي تليها فتدعى بنقطة النهاية و يجب أن تتطابق نقطة التكافؤ مع نقطة النهاية ما أمكن.
- كذلك يجب أن يحدث تغيراً واضحاً في بعض خواص المحلول (لونه - PH) أو خواصه الفيزيائية و الكيميائية .
- يكون التفاعل سريعاً و تاماً .
- أن يكون التفاعل وحيداً دون أية تفاعلات ثانوية مرافقة .

• يمكن تصنيف المعايرات :

حسب نوع التفاعل الحاصل بين المادة معلومة التركيز و المجهولة إلى:

1. المعايرات الحمضية الأساسية.
2. معايرات الأكسدة إرجاع.
3. معايرات الترسيب .
4. معايرات التعقيد (التخليب) .

حسب طريقة إجراؤها إلى:

-معايرة حجمية

1. معايرة وزنية

2. معايرة لونية

ومن أبسط طرق التحليل الكمي هو التحليل الحجمي (المعايرة الحجمية) فهي طريقة سهلة التنفيذ و لكنها تتطلب عينات كبيرة الحجم نوعاً ما من المادة المراد تحليلها وهذه الطرائق ذات حساسية محدودة و ذات نوعية ودقة وضبط مختلفة حسب المادة المحللة .

وسنتاول في دراستنا هنا المعايرة الحجمية (حمض – أساس) .

المعايرات الحمضية الأساسية

Acide – Base Titration

❖ هدف التجربة :

تهدف هذه التجربة إلى معايرة حمض أو أساس (تعيين تركيزه) و ذلك بتفاعله مع مادة أخرى معلومة التركيز (حمضية أو أساسية) باستخدام مشعر مناسب .

❖ مبدأ التجربة :

تعتمد المعايرات الحمضية -الأساسية على التحليل الكمي للحموض و الألسس ويتم تحديد نقطة التكافؤ لتلك الحموض و الألسس باستخدام مشعر مناسب للمعايرة .

ويمكن أن تكون المعايرة الحمضية بين : (حمض قوي - أساس قوي)

أو (حمض قوي -أساس ضعيف) أو (أساس قوي - حمض ضعيف)

أو (حمض ضعيف - أساس ضعيف) .

يتم إضافة حجم معين من محلول حمضي أو أساسي معلوم التركيز إلى عينة تحوي مقداراً مجهولاً من الحمض أو الأساس حتى التعديل أي حتى الوصول إلى نقطة التكافؤ Equivalent point ، و التي يستدل عليها بتغير واضح في لون العينة ، و الناتج عن تغير في لون المشعر للدلالة على انتهاء المعايرة .

و بالتالي فإننا نستطيع حساب تركيز العينة المدروسة (المجهولة) سواء كانت حمضية أو أساسية بتطبيق القانون الذي يعتمد على تساوي عدد مولات المادة المجهولة (حمض أو أساس) مع عدد مولات المادة المعلومة التركيز (حمض أو أساس) عند نقطة التكافؤ .

أي أنه عند نقطة التكافؤ تكون:

عدد مولات الحمض = عدد مولات الأساس

$$M_1.V_1 = M_2.V_2$$

$$1000 \quad 1000$$



حيث : M_1V_1 مولية وحجم المحلول المعلوم التركيز (حمض أو أساس)

M_2V_2 مولية وحجم المحلول المجهول التركيز (حمض أو أساس)

وبالتالي ومن خلال العلاقة السابقة نستطيع حساب مولية المحلول للمادة مجهولة التركيز M ومنها تركيز هذه المادة معبراً " عنها بـ g/dm^3 .

تركيز المادة $g/dm^3 =$ التركيز المولي . الكتلة المولية النسبية M_r

و بما أن الحموض و الأسس محاليل عديمة اللون لايتغير لونها أثناء عملية المعايرة و خاصة عند الوصول إلى نقطة التكافؤ لذلك لابد من استخدام مشعرات كيميائية .

ما هي المشعرات ؟

هي عبارة عن مواد كيميائية مختلفة ومتعددة مستخدمة في التحاليل الحجمية ومن المهم أن يتبدل لونها في الأوساط الحمضية و الأساسية أو تتخرب ويزول لونها نهائياً عند انتهاء التفاعل أو تكون مشعرات ذاتية (من المواد المحللة) (زوال لون محلول اليود- زوال لون برمنغنات البوتاسيوم)

وهناك بعض أنواع من المشعرات المستخدمة في المعايرات الحمضية – الأساسية

ماهي المشعرات الحمضية الأساسية؟

هي حموض عضوية ضعيفة (مشعرات حمضية) أو أسس عضوية ضعيفة (مشعرات أساسية) تستخدم للدلالة على طبيعة المحلول حمضياً كان أم أساسياً .

وفيما يلي جدول يبين مجال التغير لألوان المشعرات الأكثر استخداماً في المعايرات الحمضية الأساسية :

المشعر	تغير اللون (حمض -أساس)	مجال الPH
برتقالي الميتيل (الهليانثين)	أحمر – برتقالي (أصفر)	3,1 - 4,4
أحمر الميتيل	أحمر – أصفر	4,2 – 6,3
عباد الشمس	أحمر – أزرق	5,8 - 8,2
فينول فتالين	عديم اللون – أحمر وردي	8,2 - 9,8

❖ العمل المخبري :

- تعيين المولية والتركيز الوزني الحجمي لمحلول حمض كلور الماء باستخدام محلول

هيدروكسيد الصوديوم

- جهاز السحاحة واملأها بهيدروكسيد الصوديوم 0.1M

- خذ بالممص (5 مل) من حمض كلور الماء المجهول التركيز و ضعها في فيول نظيف للمعايرة.

-أضف إلى المحلول المجهول 3 قطرات من مشعر فينول فتالئين .

-أضف تدريجياً من السحاحة و على شكل قطرات من محلول هيدروكسيد الصوديوم الى محتوى الفيول مع التحريك حتى الوصول للحظة التي يظهر بها اللون الزهري .

-سجل حجم هيدروكسيد الصوديوم الذي لزم للمعايرة.

-احسب مولية حمض كلور الماء المجهولة .

2- تعيين المولية والتركيز الوزني الحجمي لمحلول حمض الكبريت باستخدام محلول هيدروكسيد الصوديوم

- جهز السحاحة واملأها بهيدروكسيد الصوديوم 0.1M

- خذ بالممص (5 مل) من حمض الكبريت المجهول التركيز و ضعها في فيول نظيف للمعايرة.

-أضف إلى المحلول المجهول 3 قطرات من مشعر فينول فتالئين .

-أضف تدريجياً من السحاحة و على شكل قطرات من محلول هيدروكسيد الصوديوم الى محتوى الفيول مع التحريك حتى الوصول الى النقطة التي يظهر بها اللون الزهري .

-سجل حجم هيدروكسيد الصوديوم الذي لزم للمعايرة.

-احسب مولية حمض الكبريت المجهولة .

3- تعيين المولية والتركيز الوزني الحجمي لمحلول هيدروكسيد الأمونيوم باستخدام محلول حمض كلور الماء .

- . جهز السحاحة واملأها بحمض كلور الماء 0.1M

- خذ بالممص (5 مل) من هيدروكسيد الأمونيوم المجهول التركيز و ضعها في فيول نظيف للمعايرة.

-أضف إلى المحلول المجهول 3 قطرات من مشعر برتقالي الميتيل .

-أضف تدريجياً من السحاحة و على شكل قطرات من محلول حمض كلور الماء الى محتوى الفيول مع التحريك حتى الوصول الى النقطة التي يظهر بها الأحمر .

- سجل حجم حمض كلور الماء الذي لزم للمعايرة.

-احسب مولية هيدروكسيد الأمونيوم المجهولة...

التقرير المخبري

1- تعيين المولية والتركيز الوزني الحجمي لمحلول حمض كلور الماء باستخدام محلول هيدروكسيد الصوديوم.

-احسب مولية حمض كلور الماء المعايير.

-احسب تركيز حمض كلور الماء مقدرًا بـ (g/dm^3)

• تعيين المولية والتركيز الوزني الحجمي لمحلول حمض الكبريت باستخدام محلول هيدروكسيد الصوديوم.

-احسب مولية حمض الكبريت المعايير .

-احسب تركيز حمض الكبريت بـ (g/dm^3)

3- تعيين المولية والتركيز الوزني الحجمي لمحلول هيدروكسيد الأمونيوم باستخدام محلول حمض كلور الماء.

-احسب مولية هيدروكسيد الأمونيوم المعايير .

-احسب تركيز هيدروكسيد الأمونيوم مقدرًا بـ (g/dm^3) .

اختبر معلوماتك

- جرى تعديل 20.0 cm^3 من محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 0.400 mol/dm^3 بمقدار 25.25 cm^3 تماماً من حمض الكبريت . احسب تركيز حمض الكبريت مقدراً بـ mol/dm^3 .
- جرى تعديل 15.0 cm^3 من حمض كلور الماء بـ 20.0 cm^3 من هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 0.0500 mol/dm^3 (أعط كل اجاباتك بثلاثة أرقام معنوية)
- ما هو حجم كل من الحمض و الأساس مقدراً بـ (dm^3)
- احسب عدد مولات الأساس
- احسب عدد مولات الحمض وتركيزه .
- جرت معايرة 25.0 cm^3 من محلول هيدروكسيد معدن تركيزه 0.0500 mol/dm^3 بمحلول حمض كلور الماء بتركيز 0.200 mol/dm^3 . لزم تماماً 12.50 cm^3 من محلول حمض كلور الماء لتعديل هيدروكسيد المعدن .
- احسب عدد مولات كل مادة متفاعلة .
- استنتج أبسط نسبة مولية (استوكيومترية هذا التفاعل) بين هيدروكسيد المعدن وحمض كلور الماء
- اكتب معادلة التفاعل .

التحليل الكيفي العام

General Qualitative Analysis

- **هدف التجربة :**
تهدف هذه التجربة إلى دراسة الخواص التحليلية لبعض من الشوارد الموجبة و الشوارد السالبة الأكثر أهمية في مجال الكيمياء اللاعضوية .
- **مقدمة نظرية :**
يعتبر التحليل الكيمائي من أهم الوسائل التي تحدد هوية العناصر الكيميائية الموجودة في عينة ما و يدعى بالتحليل الكيفي (Qualitative Analysis)
- **مبدأ التجربة :**
هناك طرائق متعددة لتحديد وجود شاردة ما أو عدم وجودها ، ومن أبسطها تلك التي تعتمد على إضافة كاشف كيميائي إلى الشاردة مباشرة لتحديد هويتها أو لتحديد وجودها أو عدم وجودها .
فعند إضافة كاشف كيميائي إلى شاردة ما يعطي هذا الكاشف نتيجة مميزة لتلك الشاردة، هذه النتيجة يمكن أن تكون بعدة أشكال إما على شكل راسب يظهر بلون معين أو إعطاء لون جديد للمحلول يميزه أو انطلاق رائحة مميزة .
يعتمد التحليل الكيفي في محاليل الأملاح المختلطة (التي هي عن شوارد موجبة مرتبطة بشوارد سالبة) على مبدأ ترسيب مجموعة من الشوارد الموجبة و السالبة على شكل مجموعات وفق سلوكها مع الكواشف الكيميائية ، بحيث يتم عزل تلك الرواسب و تمييزها عن بعضها بالوان مميزة لكل منها أو بقدرة انحلالها بكواشف كيميائية لاحقة أو إعادة ترسيبها بحيث يتم تمييز كل شاردة موجبة أو سالبة على حدى و بحيث تصنف ضمن ما يعرف بالفئات الكيميائية .
من المفيد جداً معرفة الأملاح اللاعضوية الشائعة و قدرة انحلالها في الماء للتمييز بين تلك الأملاح بسهولة كخطوة أولى في عمليات الكشف الكيفي عن الشوارد الموجبة و السالبة .
تصنف الأملاح اللاعضوية من حيث انحلالها في الماء إلى ثلاث زمر :
 - المركبات المنحلة في الماء ، والتي ينحل منها أكثر من (10g/L) من الماء
 - المركبات متوسطة الانحلال ، والتي ينحل منها أقل من (10g) وأكثر من (1g) في اللتر
 - المركبات ضعيفة الانحلال ، والتي ينحل منها أقل من (1g/L)
- **ونذكر بأن :**

- 1- أملاح النترات كلها منحلة
- 2- أملاح الخلات معظمها منحلة
- 3- أملاح المعادن القلوية كلها منحلة
- 4- أملاح الأمونيوم كلها منحلة
- 5- هاليدات الفضة ضعيفة الانحلال
- 6- أملاح الكربونات و الكبريتات و الكباريت معظمها ضعيفة الانحلال

التحليل الكيفي للشوارد الموجبة

Cations Qualitative Analysis

● مبدأ التجربة :

تشكل الشوارد الموجبة عادة الشق الموجب للأملاح ، وهي تضم غالباً عناصر فصائل المعادن النموذجية (IA , IIA, IIIA) ، ومن الفصيلة الأولى للمعادن الانتقالية (IB) وحتى الفصيلة الثامنة للمعادن الانتقالية (VIII B) في الجدول الدوري .

تعتبر الشوارد الموجبة التالية الأكثر أهمية و الأكثر مصادفة في الطبيعة :

الفضة Ag^+ ، الرصاص Pb^{+2} ، الزئبقي (الزئبق الأحادي) Hg_2^{+2} ، النحاس Cu^{+2} ، الزئبق Hg^{+2} ، الكاديوم Cd^{+2} ، البزموت Bi^{+3} ، الزرنيخ (As^{+3}, As^{+5}) ، الأنتيمون (Sb^{+3}, Sb^{+5}) ، القصدير (Sn^{+2}, Sn^{+4}) ، الحديد (Fe^{+2}, Fe^{+3}) ، الكروم Cr^{+3} ، الألمنيوم Al^{+3} ، الزنك Zn^{+2} ، المنغنيز Mn^{+2} ، النيكل Ni^{+2} ، الكوبالت Co^{+2} ، الكالسيوم Ca^{+2} ، الباريوم Ba^{+2} ، السترونسيوم Sr^{+2} ، المغنيزيوم Mg^{+2} ، الأمونيوم NH_4^+ ، الصوديوم Na^+ ، البوتاسيوم K^+ .

إن السلوك الكيميائي المتماثل مع كاشف كيميائي معين لمجموعة من هذه الشوارد أدى لتصنيفها إلى ما يسمى بالفئات الكيميائية .

وهذا يعني أنه لا يمكن فصل شرجبة واحدة من مزيج يحوي جميع الشوارد الموجبة الأخرى بإضافة كاشف معين ولكن من الممكن فصل عدة شوارد موجبة معا إذا كانت تترسب بهذا الكاشف و هي شوارد الفئة الواحدة .

● المخطط العام للتحليل الكيفي للشوارد الموجبة :

1. الفئة الأولى :

و تحوي شوارد الفضة Ag^{+1} ، و الرصاص Pb^{+2} ، و الزئبقي Hg_2^{+2} .
كاشفها هو حمض كلور الماء و الذي يشكل رواسب مع تلك الشوارد ، حيث تترسب كاتيونات (شرجبات) هذه الفئة على شكل كلوريد المعدن . و يمكن التمييز بين رواسب الفئة الأولى بالمخطط التالي :

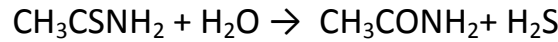
Hg ⁺²	Pb ⁺²	Ag ⁺¹	الشاردة الموجبة
Hg ₂ Cl ₂	PbCl ₂	AgCl	الرواسب
أبيض	أبيض	أبيض	ألوان الرواسب
يشكل معقد أسود غير منحل مع كاشف ميلر	ينحل بالماء المغلي	ينحل بكاشف ميلر	خواص الرواسب

2. الفئة الثانية :

وتتألف من فصيلتين :

1- فصيلة النحاس : وتحتوي شوارد النحاس Cu⁺² , و الزئبق Hg⁺² , و الكاديوم Cd⁺² , و البزموت Bi⁺³ .

2- فصيلة الزرنيخ : تحتوي شوارد الزرنيخ (As⁺⁵, As⁺³) , و الأنتيمون (Sb⁺⁵, Sb⁺³) , و القصدير (Sn⁺², Sn⁺⁴) , و كاشف هذه الفئة حمض كبريت الهيدروجين H₂S (غاز) و ذلك في وسط حمضي تعادل حموضته 0.3 نظامي ، يتم ترسيب كاتيونات هذه الفئة على شكل كبريتيد المعدن بوسط حمضي . يستخدم محلول تيو أسيت أميد CH₃-CS-NH₂ بوسط حار كمصدر لتحرير شوارد الكبريت S⁻ في المحلول وذلك لانطلاق غاز H₂S الذي يتفكك بالمحلول مطلقا S⁻ .



ويمكن التمييز بين كبريت هذه الفئة بألوانها المميزة .

فصيلة النحاس :

Bi ⁺³	Cd ⁺²	Hg ⁺²	Cu ⁺²	الشرجية
Bi ₂ S ₃	Cds	HgS	Cus	الرواسب
بني مسود	أصفر	أسود	أسود	ألوان الرواسب
كلها تذوب في محلول HNO ₃ ماعدا HgS الذي لا ينحل إلا في الماء الملكي مع التسخين				خواص الرواسب

-كاشف ميلر : هو عبارة عن هيدروكسيد الأمونيوم بتركيز معين .

-الماء الملكي ك هو مزيج حمضي مؤلف من حمض كلور الماء وحمض الآزوت بنسبة 35:65 ، ويدعى الماء الملكي لأنه يحل المعادن الثقيلة كالذهب والبلاتين

فصيلة الزرنيخ :

الشرحية	As ⁺⁵ ,As ⁺³	Sb ⁺⁵ ,Sb ⁺³	Sn ⁺⁴ ,Sn ⁺²
الرواسب	AS ₂ S ₃	Sb ₂ S ₃	SnS
ألوان الرواسب	أصفر	برتقالي	أصفر
خواص الرواسب	كلها تذوب في محلول NaOH		

3. الفئة الثالثة :

وتحوي شوارد الحديد⁺³ Fe⁺³ و الحديدي⁺² Fe⁺² والكروم⁺³ Cr⁺³ و الألمنيوم⁺³ Al⁺³.. كاشفها وسط قلوي وهو مزيج هيدروكسيد الأمونيوم NH₄OH (محلول النشادر) وكلور الأمونيوم NH₄CL ، حيث تترسب كاتيونات هذه الفئة على شكل هيدروكسيد المعدن.

الشرحية	Fe ⁺²	Fe ⁺³	Cr ⁺³	Al ⁺³
الرواسب	Fe(OH) ₂	Fe(OH) ₃	Cr(OH) ₃	Al(OH) ₃
ألوان الرواسب	أخضر	أحمر آجري	أخضر	أبيض جيلاتيني

4. الفئة الرابعة :

وتحوي شوارد الزنك⁺² Zn⁺² و المنغنيز⁺² Mn⁺² و النيكل⁺² Ni⁺² و الكوبالت⁺² Co⁺² . كاشفها حمض كبريت الهيدروجن H₂S في وسط موقى (قلوي ضعيف) بوجود هيدروكسيد الأمونيوم و كلور الأمونيوم ، حيث تترسب كاتيونات هذه الفئة على شكل كبريتيد المعدن.
رواسب الفئة الرابعة :

الشرحية	Zn ⁺²	Mn ⁺²	Ni ⁺²	Co ⁺²
الرواسب	ZnS	MnS	NiS	CoS
ألوان الرواسب	أبيض	زهر فاتح	أسود	أسود

5. الفئة الخامسة :

وتحوي شوارد الكالسيوم⁺² Ca⁺² و الباريوم⁺² Ba⁺² و السترونسيوم⁺² Sr⁺² . كاشفها هو محلول كربونات الأمونيوم (NH₄)₂CO₃ في وسط معتدل أو ضعيف القلوية بوجود المزيج (NH₄CL+NH₄OH)
تتميز شوارد الفئة الخامسة :

الشرحية	Ca ⁺²	Ba ⁺²	Sr ⁺²
---------	------------------	------------------	------------------

SrCo ₃	BaCo ₃	CaCo ₃	الرواسب ألوان
أبيض	أبيض	أبيض	الرواسب
أحمر قرمزي	أخضر مصفر	أحمر برتقالي	لون الذهب عند كشف الشرجبة

6. الفئة السادسة :

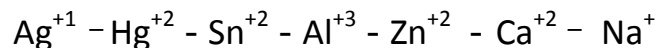
و تحوي شوارد المغنيزيوم Mg^{+2} ، الأمونيوم NH_4^+ ، الصوديوم Na^+ ، البوتاسيوم K^+ .
لا تترسب شوارد هذه الفئة عدا المغنيزيوم الذي يترسب بكاشف خاص ذلك أن بقية
الشوارد تنتمي إلى المعادن القلوية كالصوديوم و البوتاسيوم فأملحها منحلة لا تترسب.
لا يوجد تفاعل ترسيب مشترك بين كاتيونات هذه الفئة .
تتميز شوارد الفئة السادسة :

K^+	Na^+	NH_4^+	Mg^{+2}	الشرجبة
لهب بلون بنفسجي	لهب بلون أصفر برتقالي	انطلاق غاز النشادر	ترسيب ثاني فوسفات المغنيزيوم	الكشف

يعتمد مخطط التحليل السابق على أن كل كاشف لفئة معينة يرسب شوارد تلك الفئة و
الفئات التي تسبقها ، و لكنه لا يرسب أي من شوارد الفئة التي تليها ، لذا من
الضروري جدا مراعاة الترتيب في الكشف عن عناصر الفئات التي ذكرت . القاعدة
المتبعة في الكشف الكيفي هي أن كاشف كل فئة يكشف ما قبلها و لا يكشف ما بعدها .

• العمل المخبري :

- يجهز حمام مائي للاستخدام ، و تؤخذ مجموعة من الأنايبب عددها يساوي عدد
الشوارد الموجبة المتوفرة في المخبر و ذلك بأخذ شاردة من كل فئة أو فصيلة يمكن
تمييزها و يمكن أخذ محاليل الشوارد التالية :



ترقم الأنابيب و يوضع في كل منها 1مل من محلول الشرجية الموافقة .

- يضاف إلى كل أنبوب 1مل حمض كلور الماء النظامي وتحدد طبيعة الرواسب المتشكلة في الأنابيب ، ثم يضاف إلى الأنبوب الذي تشكل فيه راسب محلول مركز NH_4OH ، لاحظ النتيجة و سجلها في جدول النتائج .
- يتم التأكد من حموضة الوسط في كل أنبوب اختبار لم يتشكل فيه راسب باستخدام ورقة عباد الشمس يضاف إلى تلك الأنابيب قطرتين من محلول تيو الأسيت أميد و تسخن على الحمام المائي بالدرجة 90 م و خلال دقائق قليلة ، ثم يلاحظ تشكل راسب في أنابيب معينة . تحدد طبيعة الرواسب المتشكلة من خلال ألوانها الواضحة . تعالج الرواسب بمحلول حمض الأزوت هل تنحل و لماذا ؟
- الراسب الذي لا ينحل يعالج بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ، هل ينحل الراسب ؟ لاحظ النتيجة و سجلها في جدول النتائج .
- تسخن محتويات الأنابيب المتبقية التي لم يتشكل فيها راسب لطرد بقايا H_2S و يستدل على ذلك بانقطاع الرائحة المنطلقة ، يضاف كمية قليلة من كلور الأمونيوم الصلب و يحرك الأنبوب حتى تمام انحلال الكمية المضافة ، و يضاف محلول هيدروكسيد الأمونيوم قطرة قطرة حتى القلوية ، يحدد لون الراسب المتشكل و طبيعته و إلى أية فئة تنتمي الشاردة الموجبة التي تشكل هذا الراسب ، لاحظ النتيجة و سجلها في جدول النتائج .
- تؤخذ الأنابيب المتبقية ويتم التأكد من أنها قلوية باستخدام ورقة عباد الشمس ، و يضاف قطرات من محلول ثايوأسيت أميد و تسخن الأنابيب في الحمام المائي و يلاحظ ألوان الرواسب المتشكلة و تحدد طبيعتها و إلى أية فئة تنتمي الشاردة الموجبة التي تشكل هذا الراسب لاحظ النتيجة و سجلها في جدول النتائج .
- يضاف 1مل من محلول كربونات الأمونيوم إلى الأنابيب التي لم يتشكل فيها راسب ، و يلاحظ تشكل راسب بكمية وافرة ، يحدد لون الراسب و طبيعته و إلى أي فئة تنتمي الشرجية التي تشكل هذا الراسب ، لاحظ النتيجة و سجلها في جدول النتائج .
- تؤخذ ورقة الترشيح وتبلل بمحلول شوارد الصوديوم المتبقية ، تعرض عدة مرات للهب مصباح بنزن و يلاحظ لون اللهب الحاصل سجل الألوان الناتجة في جدول النتائج .
- هل يمكن إجراء الاختبارات السابقة بشكل عشوائي في عمليات التحليل ؟ و لماذا ؟

- التقرير المخبري :

يجب ترتيب النتائج في الجدول التالي حيث توضع الإشارة (+) للدلالة على تشكل الراسب مع تسجيل لون الراسب و إشارة (--) لنفي تشكل الراسب .
علل النتائج الإيجابية

Na^+	Ca^{+2}	Zn^{+2}	Al^{+3}	Sn^{+2}	Hg^{+2}	Ag^{+1}	الشاردة الكاشف
--------	-----------	-----------	-----------	-----------	-----------	-----------	-------------------

							HCl الممدد
							H ₂ S في وسط حمضي
							NH ₄ OH+NH ₄ CL
							H ₂ S في وسط قلوي
							(NH ₄) ₂ CO ₃ في وسط قلوي ضعيف
							كشف اللهب

التحليل الكيفي للشوارد السالبة

Anions Qualitative Analysis

• مبدأ التجربة :

تعتبر الشوارد السالبة التالية الأكثر أهمية والمصادفة في الطبيعة وهي :
الكربونات CO_3^{--} ، الخلات CH_3COO^- ، الكبريت S^{--} ، الكبريتيت SO_3^{--} ، ثيو كبريتات $S_2O_3^{--}$ ،
الكبريتات SO_4^{--} ، الفوسفات PO_4^{3-} ، الكرومات CrO_4^{--} ، الكلور Cl^- ، البروم Br^- ، اليود I^- ، النترات NO_3^- .
يمكن تقسيم الشوارد السالبة التالية كما هو الحال في تقسيم الشوارد الموجبة إلى فئات لتسهيل دراستها .

• المخطط العام للتحليل الكيفي للشوارد السالبة :

1- فئة الغازات الحمضية :

من أكثر الشوارد السالبة أهمية في هذه الفئة : شرسبة الكربونات CO_3^{--} ، شرسبة الخلات CH_3COO^- ، و شرسبة الكبريت S^{--} ، شرسبة الثيو كبريتات $S_2O_3^{--}$ ، و شرسبة الكبريتيت SO_3^{--} ، وهي شرسبات مشتقة من حموض ضعيفة ، لذا تنتشر محاليلها غازات تتناسب طبيعتها مع طبيعة الشاردة السالبة الموجودة و ذلك عند إضافة حمض قوي مركز إليها كحمض كلور الماء أو حمض الكبريت و الذي يعتبر أي منهما كاشف لشرسبات هذه الفئة .

فئة الغازات الحمضية :

الشرسبة	CO_3^{--}	CH_3COO^-	S^{--}	$S_2O_3^{--}$	SO_3^{--}
شكل الكشف	CO_2	CH_3COOH	H_2S	SO_2+S	SO_2
نتيجة الكشف	تعكر رائق الكلس	أبخرة مميزة	اسوداد ورقة مبللة بشوارد Pb^{+2}	غاز برائحة مميزة و ظهور راسب	غاز برائحة مميزة

2- فئة الكبريتات :

من أكثر شرسبات هذه الفئة أهمية ما يلي :

شرسبة الكبريتات SO_4^{--} ، شرسبة الفوسفات PO_4^{-3} ، و شرسبة الكرومات CrO_4^{--} . كاشف هذه الفئة هو شرسبة الباريوم Ba^{++} في وسط حمضي ضعيف ، لأن أملاح الباريوم الموافقة لهذه الشرسبات ضعيفة الانحلال بالماء .
فئة الكبريتات :

الشرسبة	SO_4^{--}	PO_4^{-3}	CrO_4^{--}
الرواسب	$BaSO_4$	$Ba_3(PO_4)_2$	$BaCrO_4$
ألوان	أبيض	أبيض	أصفر
الرواسب			
خواص	لا تنحل بالحموض القوية	تنحل بالحموض القوية	تنحل بـ HCl مركز
الرواسب			

3 - فئة الشرسبات الهالوجينية (الهاليدات) :

أكثر شرسبات هذه الفئة أهمية :

شاردة الفلور F^- ، شاردة الكلور Cl^- ، شاردة البروم Br^- ، شاردة اليود I^- .

هناك طريقتان رئيسيتان للكشف عن هذه الشرسبات :

1- طريقة الترسيب 2- طريقة الأكسدة

وسنركز هنا للكشف عن هذه الشرسبات على :

طريقة الترسيب :

كاشف هذه الفئة هو شوارد الفضة $Ag +$ لأن أملاح هاليدات الفضة ضعيفة الانحلال وذلك في وسط حمضي

لحمض لايحوي شاردة مشتركة أو مرسبة ، و الحمض المستخدم لهذا الترسيب هو حمض الآزوت .

فئة الهالوجينات (طريقة الترسيب) :

الشرسبة	F^-	Cl^-	Br^-	I^-
الرواسب	AgF	$AgCl$	$AgBr$	AgI
ألوان	لا يتشكل راسب	راسب أبيض	راسب أبيض باهت	راسب أصفر فاقع
الرواسب	بسبب تشكل المعقد المنحل AgF_2 مباشرة			
خواص		ينحل بكاشف ميلر	متوسط الانحلال بكاشف ميلر	ضعيف الانحلال بكاشف ميلر
الرواسب				

4- فئة النترات :

من أكثر شرسبات هذه الفئة أهمية شرسبة النترات NO_3^- و شرسبة الخلات CH_3COO^- . أملاح هاتين الشرسبتين منحلة لأنهما لا تشكلان رواسب مع شوارد الباريوم أو أملاح الفضة . وقد ورد ذكر شرسبة الخلات مرة أخرى في تلك الفئة لأن طرح الشرسبة في الفئة الأولى لا يتم بشكل كامل فيبقى جزء منها إلى الفئة الأخيرة .

يتم الكشف عن شرسبات هذه الفئة بطرق خاصة و هي بالطبع لاتعتمد على طريقة الترسيب . ورد كيفية الكشف عن شوارد الخلات في الفئة الأولى ، بينما يتم الكشف عن شاردة النترات بطريقة الحلقة السمراء التي تعتمد على إرجاع شاردة النترات في وسط شديد الحموضة إلى أول أكسيد الآزوت NO ، ويتم ذلك باستخدام شوارد الحديدي في وسط شديد الحموضة كحمض الكبريت المركز ، و يتحد أول أكسيد الآزوت NO مع الكمية المتبقية من شوارد الحديدي Fe^{++} متحولا إلى شاردة معقدة بنية اللون $\text{Fe}(\text{NO})^{++}$ تظهر على شكل حلقة سمراء تستقر في السطح الفاصل بين الطبقة الحمضية السفلى و الطبقة المائية العليا .

فئة النترات :

CH_3COO^-	NO_3^-	الشرسبة
CH_3COOH	$\text{Fe}(\text{NO})^{++}$	شكل الكشف
		تميز الكشف
		تشكل حلقة سمراء عند سطح الفصل
		أبخرة مميزة

• العمل المخبري :

1-الكشف عن شاردة الكربونات :

يؤخذ أنبوب اختبار و يوضع فيه 1مل من محلول كربونات الصوديوم ، ويجهز أنبوب الاختبار بأنبوب انطلاق وسدادة فليينية ، ثم يؤخذ أنبوب اختبار آخريحوي رائق الكلس ، يضاف 1مل من حمض كلور الماء الممدد أو من حمض الكبريت الممدد إلى محلول كربونات الصوديوم ، و يثبت أنبوب الانطلاق مباشرة ، يلاحظ انطلاق غاز الكربون الذي يعكر رائق الكلس ، سجل نتائجك .

2- الكشف عن شاردة الكبريتات :

يؤخذ 1مل من محلول يحوي شاردة الكبريتات و يضاف إليه 1مل من محلول شاردة الباريوم يظهر راسب معلق بلون أبيض .يمكن التأكد من قدرة انحلال الراسب في الحموض اللاعضوية الممددة والمركزة فيلاحظ عدم انحلال هذا الراسب حتى في الحموض المركزة كحمض الكبريت المركز . سجل نتائجك .

3- الكشف عن الشرسبات بطريقة الترسيب :

يؤخذ ثلاثة أنابيب اختبار و يوضع في كل أنبوب 1 مل من محلول يجوي شرسبة الكلور و الآخر محلول يحوي شرسبة الفلور و الأخير شرسبة اليود ، يضاف إلى كل أنبوب 1مل من محلول نترات الفضة مع المحافظة على ترتيب الأنابيب و معرفة محتويات كل أنبوب .

تمزج محتويات كل منها و يلاحظ تشكل راسب معلق في كل منها ، تطرح الرشاحات و تعالج الرواسب بـ 1-2 مل من كاشف ميلر وهو عبارة عن محلول هيدروكسيد الأمونيوم بتركيز معين . لاحظ الانحلالية و سجل النتائج .

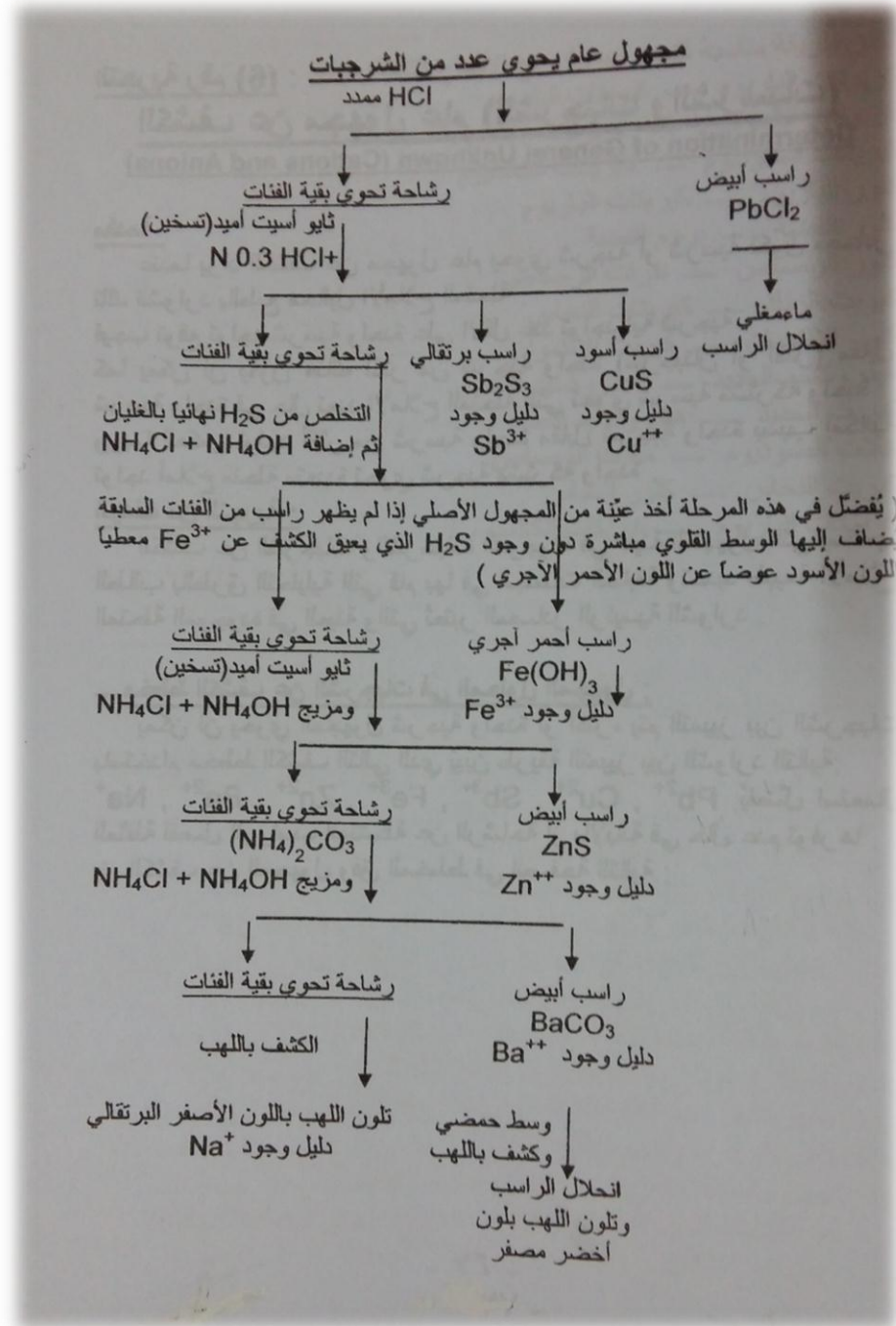
4-الكشف عن شرسبة النترات :

يوضع 1مل من محلول شرسبة النترات في أنبوب اختبار ، يضاف إليه 0.5 مل من محلول كبريتات الحديدي (يقضل إضافة بضع بللورات كبريتات الحديدي الصلب إن وجدت في المخبر وحلها تماما في المحلول) . يحرك الأنبوب حتى تمام المزج ، ثم يمسك أنبوب الاختبار ملقط معدني من أعلاه بشكل محكم ، يوضع الأنبوب بشكل مائل بزواية 45 د تقريبا ثم يسال بالممص على الجدار الداخلي للأنبوب حمض الكبريت المركز بهدوء شديد وحذر تام ، وبحجم يساوي حجم الطبقة المائية ، فتتوضع طبقة حمض الكبريت الكثيف في أسفل الأنبوب بسبب ارتفاع كثافتها ، يعاد الأنبوب إلى الوضع الشاقولي بهدوء و يلاحظ في السطح الفاصل بين الطبقتين تشكل حلقة سمراء اللون دليل وجود شرسبة النترات .

• التقرير المخبري :

- 1- الكشف عن شاردة الكربونات :
سجل ملاحظاتك
- 2- الكشف عن شاردة الكبريتات :
هل يتشكل الراسب ؟
في حال تشكل الراسب (ما لونه – ما صيغته)
حاول أن تحل هذا الراسب بحمض الكبريت المركز ، هل ينحل ؟
- 3- الكشف عن الشرسبات بطريقة الترسيب :
اكتب صيغ الرواسب المتشكلة و ألوانها .
ما هو تأثير كاشف ميلر في كل من الرواسب السابقة ؟
- 4- الكشف عن شرسبة النترات :
ما لون الحلقة المتشكلة ؟
ما الطوران اللذان تفصل بينهما هذه الحلقة ؟

الكشف عن مجهول عام (للشرجبات والشرسبات)



— مخطط الكشف عن الشرسبات في المجهول :
 يمكن أن يحوي المجهول شرسبة واحدة أو أكثر ، يتم التمييز بين الشرسبات
 باستخدام مخطط الكشف التالي الذي يبين طريقة التمييز بين الشرسبات التالية :

