

معرض نظري مفصل



المادة و تحولاتها

تعيين كمية المادة عن طريق المعايرة

الشعب : علوم تجريبية
رياضيات ، تقني رياضي

www.sites.google.com/site/faresfergani

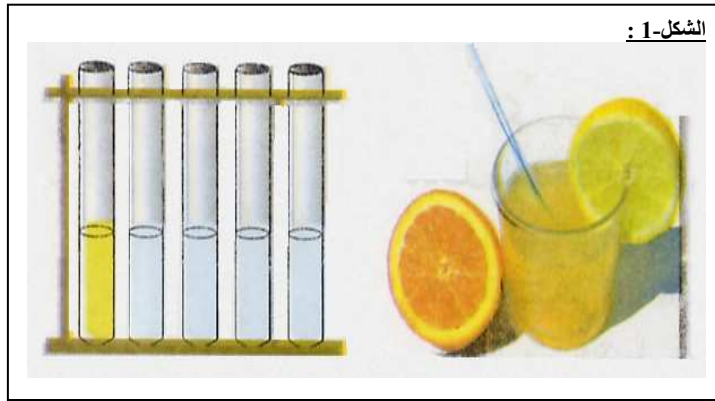
تاريخ آخر تحديث : 2013/03/22

1- تفاعلات حمض - أساس :

أ- مفهوم الحمض

نشاط 1 : (تصنيف المحاليل إلى حمضية و أساسية)

- خذ 5 أنابيب اختبار ، ليمون ، خل ، محلول صابون ، بيكربونات الصوديوم ، ملح الطعام ، كاشف الهيليانتين .
- ضع في كل أنبوب اختبار محلولاً مائياً للمواد : (ليمون ، خل ، محلول صابون ، ملح الطعام NaCl ، بيكربونات الصوديوم Na_2CO_3) ، ثم أضف لها بضع قطرات من كاشف الهيليانين .



الشكل-1 :

- 1- ما لون كاشف الهيليانتين .
- 2- ماذا تلاحظ بعد إضافة الكاشف إلى المحاليل ؟
- 3- املأ الجدول المقابل .

المواد	اللون الطبيعي	اللون مع الكاشف
ليمون		
خل		
محلول صابون		
بيكربونات		
مشروب غازي		

- 4- رتب المحاليل حسب تماثل ألوانها بوجود الكاشف .
5- يتميز الليمون بطعم شائع ؟ اذكره .

تحليل النشاط :

- 1- لون كاشف الهيلياتين برتقالي .
2- بعد إضافة الكاشف إلى المحاليل نلاحظ تلون هذه الأخيرة بألوان مختلفة .
3- إكمال الجدول :

المواد	اللون الطبيعي	اللون مع الكاشف
ليمون	أصفر	أحمر وردي
خل	عديم اللون	أحمر وردي
محلول صابون	عديم اللون	برتقالي
بيكربونات	عديم اللون	أصفر
مشروب غازي	عديم اللون	برتقالي

4- ترتيب المحاليل حسب تماثل ألوانها بوجود الكاشف :

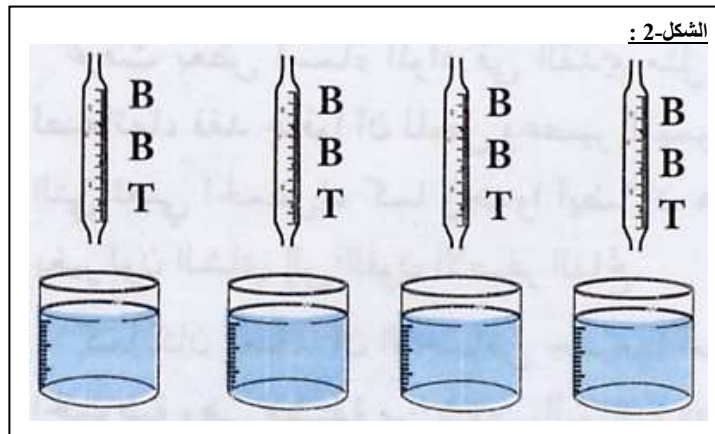
- يمكن تصنيف المحاليل المدروسة بحسب اللون الذي يأخذه الكاشف الملون الموضوع فيها إلى ثلاث أصناف هي :
- محاليل تلون الهيلياتين ذو اللون البرتقالي باللون الأحمر الوردي و الأمر يتعلق بمحلول الليمون ، محلول الخل .
 - محاليل تلون الهيلياتين ذو اللون البرتقالي باللون الأصفر و الأمر يتعلق بمحلول البيكربونات .
 - محاليل لا تغير لون الهيلياتين و الأمر يتعلق بمحلول الصابون ، محلول ملح الطعام .
- 5- يتميز الليمون بطعم الشائع و هو الطعم الحامضي .

نتيجة :

- نسمي محلولاً حمضياً كل محلول يأخذ فيه الهيلياتين اللون الوردي الذي يأخذه مع لون عصير الليمون .
- نسمي محلولاً أساسياً كل محلول يأخذ فيه الهيلياتين اللون الأصفر الذي يأخذه مع البيكربونات .

نشاط-2 : (تصنيف المحاليل الكيميائية إلى حمضية و أساسية بواسطة كاشف أزرق البروموتيمول)

- خذ : ماصة ، كؤوس ، مواد H_2SO_4 ، HCl ، $NaOH$ ، KOH ، أزرق البروموتيمول .
- ضع محاليل مخففة من H_2SO_4 ، HCl ، $NaOH$ ، KOH ، عصير الليمون في كؤوس و ضع بضع قطرات من أزرق البروموتيمول (BBT) في كل كأس .



- 1- ماذا تلاحظ بعد إضافة الكاشف إلى المحاليل ؟

2- املأ الجدول التالي :

اللون مع الكاشف	محاليل كيميائية
	H ₂ SO ₄
	HCl
	NaOH
	عصير الليمون
	KOH

- 3- رتب المحاليل حسب تماثل ألوانها بوجود الكاشف .
 4- ما لون كاشف أزرق البروموتيمول (BBT) مع عصير الليمون ؟
 5- صنف المحاليل السابقة إلى حمضية و أخرى إلى أساسية .

تحليل النشاط :

- 1- بعد إضافة الكاشف إلى المحاليل نلاحظ تلون الكاشف بلون في كل منها .
 2- إكمال الجدول :

اللون مع الكاشف	محاليل كيميائية
	H ₂ SO ₄
	HCl
	NaOH
	عصير الليمون
	KOH

3- ترتيب المحاليل حسب تماثل ألوانها بوجود الكاشف :

يمكن تصنيف المحاليل الكيميائية المدروسة بحسب اللون الذي يتلون به الكاشف المستعمل فيها إلى صنفين متناظرين هما :

▪ محاليل تلون أزرق البروموتيمول ذو اللون الأخضر باللون الأصفر و الأمر يتعلق بمحاليل H₂SO₄ ، HCl و عصير الليمون .

▪ محاليل تلون أزرق البروموتيمول ذو اللون الأخضر باللون الأزرق و الأمر يتعلق بمحاليل NaOH ، KOH .

4- كاشف أزرق البروموتيمول (BBT) مع عصير الليمون يأخذ اللون الأصفر .

5- تصنف المحاليل إلى حمضية و أخرى إلى أساسية :

انطلاقاً من النتائج السابقة يمكن تصنيف المحاليل إلى حمضية و أساسية كما يلي :

▪ المحاليل التي تلون أزرق البروموتيمول باللون الأصفر هي محاليل حمضية و الأمر يتعلق بمحاليل H₂SO₄ ، HCl و عصير الليمون .

▪ المحاليل التي تلون أزرق البروموتيمول باللون الأزرق هي محاليل أساسية و الأمر يتعلق بمحاليل NaOH ، KOH

نتيجة :

- النوع الكيميائي H₂SO₄ محلوله المائي حمضي يغير لون الكاشف الملون BBT إلى الأصفر .
- النوع الكيميائي HCl محلوله المائي حمضي يغير لون الكاشف الملون BBT إلى الأصفر .
- النوع الكيميائي NaOH محلوله المائي أساسي يغير لون الكاشف الملون BBT إلى الأزرق .
- النوع الكيميائي KOH محلوله المائي أساسي يغير لون الكاشف الملون BBT إلى الأزرق .

نشاط 3 : (مفهوم الحمض يتعلق بفقد H^+ أثناء تفاعل كيميائي)

- خذ أنبوب اختبار ، HCl ، ماء .
- خذ كمية من غاز HCl بواسطة حوجة تضعها فوق فوهة قارورة محلول مركز لغاز HCl حيث يتصاعد غاز HCl الذي تستقبله في الحوجة .
- أنكس الحوجة فوق حوض مائي .

1- ماذا تلاحظ ؟

2- ما هو المحلول الذي حصلت عليه .

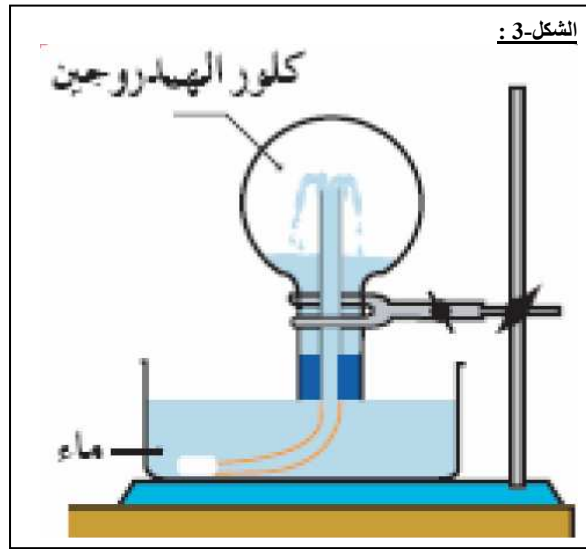
3- ما نوع الرابطة الكيميائية الموجودة في جزيئه ؟

4- كيف نسمي الفرد H^+ الناتج عن تفكك جزيء HCl ؟

5- أكتب معادلة التفاعل المنمذج للتحويل الكيميائي الحادث بين غاز كلور الهيدروجين و الماء .

6- استنتج معادلة الفاعل المنمذج للتحويل الكيميائي الحادث أثناء انحلال H_2SO_4 في الماء .**تحليل النشاط :**

1- نلاحظ تدفق المحلول المائي بشكل نافورة داخل الحوجة كما في الشكل التالي :

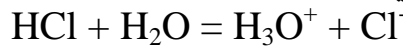
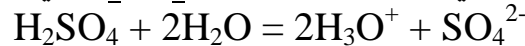
2- المحلول الذي حصلت عليه هو محلول مائي لحمض كلور الهيدروجين ($H_3O^+ + Cl^-$) .

3- نوع الرابطة الكيميائية الموجودة في جزيئه هي رابطة تكافئية مستقطبة .

4- نسمي الفرد H^+ الناتج عن تفكك جزيء HCl بروتون هيدروجين لأنه في الأصل ناتج عن ذرة هيدروجين H

تخلت عن إلكترونها الوحيد ليتبقى بها بروتونها الوحيد .

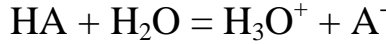
5- معادلة التفاعل المنمذج للتحويل الكيميائي الحادث بين غاز كلور الهيدروجين و الماء :

6- معادلة التفاعل المنمذج للتحويل الكيميائي الحادث أثناء انحلال H_2SO_4 في الماء :**نتيجة :**الحمض HCl فقد H^+ أثناء تفاعله مع الماء ، بينما الحمض H_2SO_4 فقد $2H^+$ أثناء تفاعله مع الماء .**نتيجة - تعاريف :**

- حسب برونشند الحمض HA هو كل فرد كيميائي جزيئيا كان أم شارديا قادر على التخلي عن بروتون هيدروجين

 H^+ أو أكثر خلال تفاعل كيميائي . وفق المعادلة :

- ينحل الحمض HA في الماء وفق المعادلة :

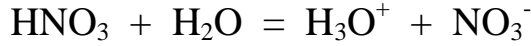


و بالتالي يمكن القول أن الحمض هو كل فرد كيميائي قادر على إعطاء شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ أثناء انحلاله في الماء .

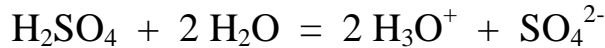
- إذا كان الحمض HA تام الانحلال في الماء يقال عنه حمض قوي ، أما إذا كان انحلاله في الماء جزئياً يقال عنه حمض ضعيف .

أمثلة :

• حمض الآزوت HNO_3 هو حمض قوي ، ينحل في الماء وفق المعادلة :

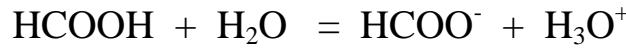


• حمض الكبريت H_2SO_4 هو حمض قوي ، ينحل في الماء وفق المعادلة :



• حمض اليود HI ، حمض البروم HBr ، هما أيضا حمضين قويين .

• كل الأحماض التي من الشكل RCOOH هي أحماض ضعيفة ، مثل حمض النمل (حمض الميثانويك) HCOOH الذي ينحل في الماء وفق المعادلة الكيميائية التالية :



ب- مفهوم الأساس :

نشاط :

- خذ كأسين ، محلول BBT ، محلول NaOH .

1- ضع كمية من محلول BBT في بيشر و أضف إليه حجما من محلول NaOH . اكتب ملاحظاتك بعد الإضافة .

2- أعد التجربة مع محلول كلور الصوديوم NaCl .

أ- هل يحدث تغير في اللون ؟

ب- هل هذا التحول يمكن أن تسببه الشاردة Na^+ ؟ علل .

ج- ما هو الفرد الكيميائي المسؤول عن هذا التحول ؟

د- اكتب معادلة التفاعل المنمذج لهذا التحول .

تحليل النشاط :

1- نلاحظ تلون الكاشف باللون الأزرق في محلول NaOH .

2- أ- لا يحدث تغير في لون الكاشف بعد إضافة قطرات منه إلى المحلول الملحي و يظهر فيه بلونه الأصلي الأخضر .

ب- لا يمكن لشاردة الصوديوم Na^+ أن تؤثر على الكاشف و تحدث تغير في لونه لأنها متواجدة في محلولي NaOH و NaCl حيث تغير لون الكاشف في المحلول الأول من الأخضر إلى الأزرق لأنه أساسي بينما المحلول الثاني بقي فيه الكاشف محافظا على لونه الأصلي الأخضر لأن هذا المحلول ملحي .

ج- الفرد الكيميائي في المحلول الأساسي ($Na^+ + HO^-$) الذي أدى لى تغيير لون الكاشف من الأخضر إلى الأزرق هو شاردة الهيدروكسيد HO^- .

د- معادلة التفاعل :

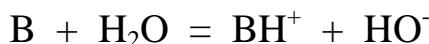


نتيجة - تعاريف :

- حسب برونشتد الأساس B هو كل فرد كيميائي جزئيا كان أم شارديا قادر على تثبيت بروتون هيدروجين H^+ أو أكثر خلال تفاعل كيميائي . وفق المعادلة :



- ينحل الأساس B في الماء وفق المعادلة :



و بالتالي يمكن القول أن الأساس هو كل فرد كيميائي قادر على اعطاء شوارد الهيدروكسيد HO^- أثناء انحلاله في الماء .

- إذا كان الأساس B تام الانحلال في الماء يقال عنه أساس قوي ، أما إذا كان انحلاله في الماء جزئيا يقال عنه أساس ضعيف .

أمثلة :

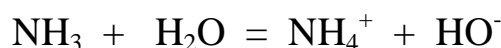
• هيدروكسيد الصوديوم NaOH هو أساس قوي ، ينحل وفق المعادلة :



• هيدروكسيد البوتاسيوم KOH هو أساس قوي ينحل في الماء وفق المعادلة :



• غاز النشادر و جميع الأمينات هي أسس ضعيفة ، فمثلا ينحل النشادر NH_3 في الماء وفق المعادلة :

**ج- مفهوم الثنائية (أساس/حمض) :**

- في كل تفاعل يتخلى فيه حمض AH ، على بروتون H^+ ، نحصل على أساسه المرافق A^- وفق المعادلة :



- في كل تفاعل يثبت فيه أساس A^- ، بروتون H^+ ، نحصل على حمضه المرافق AH وفق المعادلة :



- تسمى الثنائية (AH/A^-) بالثنائية حمض - أساس .

- يمكن للماء H_2O أن يسلك سلوك حمض وذلك بتخليه عن بروتون حتى يتحول إلى شاردة الهيدروكسيد HO^- ، وفق المعادلة :



- كما يمكنه أيضا أن يسلك سلوك أساس و ذلك بتثبيته لبروتون حتى يتحول إلى شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ وفق المعادلة :



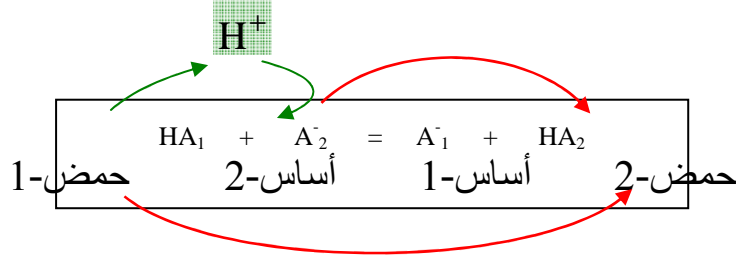
يقال عن الماء في هذه الحالة و كذلك كل نوع كيميائي يسلك هذا السلوك أنه مذذب .

أمثلة لبعض الثنائيات :

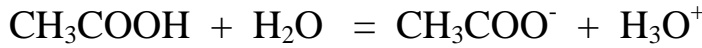
الحمض	الأساس	الثنائية (أساس/حمض)
H_2O	OH^-	(H_2O/HO^-)
HBr	Br^-	(HBr/Br^-)
NH_4^+	NH_3	(NH_4^+/NH_3)
CH_3COOH	CH_3COO^-	(CH_3COOH/CH_3COO^-)
H_3O^+	H_2O	(H_3O^+/H_2O)

د- مفهوم التفاعل حمض أساس :

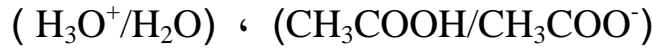
- حسب العالمين برونشتد و لوري ، التفاعل حمض-أساس هو كل تفاعل يحدث فيه تبادل بروتوني (فقدان أو اكتساب) حيث يتخلى الحمض-1 (HA_1) عن بروتون هيدروجين H^+ أو أكثر ، ليلتقطه الأساس-2 (A_2^-) ، و ينتج إثر ذلك الأساس-1 (A_1^-) المرافق للحمض-1 (HA_1) و الحمض-2 (HA_2) المرافق للأساس-2 (A_2^-) كما موضح في الآلية المبينة في المعادلة التالية :

أمثلة :

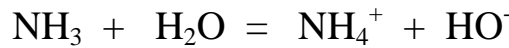
• ينحل حمض الإيثانويك CH_3COOH في الماء وفق المعادلة :



في هذا التفاعل يتخلى حمض الإيثانويك CH_3COOH (الحمض-1) على بروتون هيدروجين H^+ ليلتقطه جزئ الماء H_2O (أساس-2) ، فنتج شاردة الإيثانوات CH_3COO^- (الأساس-1 المرافق للحمض-1) ، و شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ (الحمض-2 المرافق للأساس-2) ، إذن انحلال حمض الإيثانويك في الماء هو تفاعل حمض أساس و الثنائيتين (أساس/حمض) الداخلتين في التفاعل هما :



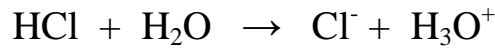
• ينحل النشادر NH_3 في الماء وفق المعادلة :



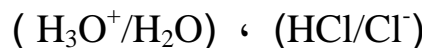
- في هذا التفاعل يلتقط النشادر NH_3 (أساس-1) بروتون هيدروجين H^+ الذي تخلى عنه جزئ الماء H_2O (حمض-2) ، فنتج شاردة الأمونيوم NH_4^+ (الحمض-1 المرافق للأساس-1) و شاردة الهيدروكسيد HO^- (الأساس-2 المرافق للحمض-2) ، إذن انحلال النشادر في الماء هو تفاعل حمض-أساس و الثنائيتين (أساس/حمض) الداخلتين في التفاعل هما :



• ينحل حمض كلور الهيدروجين HCl في الماء وفق المعادلة :

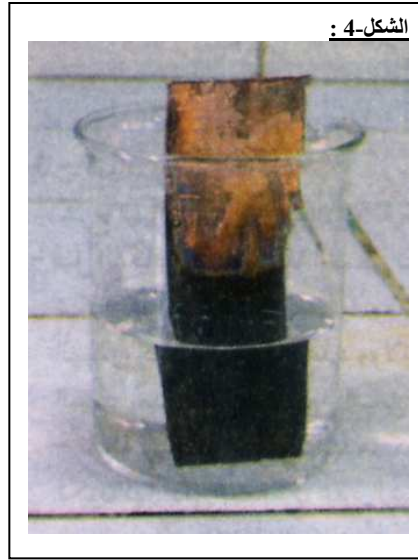


- في هذا التفاعل يتخلى حمض كلور الهيدروجين HCl (الحمض-1) على بروتون ليلتقطه جزئ الماء H_2O (أساس-2) ، فنتج شاردة الكلور Cl^- (الأساس-1 المرافق للحمض-1) ، و شاردة الهيدرونيوم H_3O^+ (الحمض-2 المرافق للأساس-2) ، إذن انحلال حمض كلور الهيدروجين في الماء هو تفاعل حمض-أساس و الثنائيتين (أساس/حمض) الداخلتين في التفاعل هما :



2- تفاعلات الأكسدة الإرجاعية :**أ- مفهوم تفاعل الأكسدة و الإرجاع و الأكسدة الإرجاعية :****نشاط-1 :**

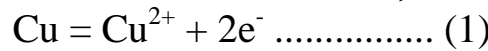
- ضع كمية من محلول نترات الفضة $AgNO_3$ في كأس وضع فيه قطعة نحاس ، ثم انتظر 10 دقائق .
- 1- ماذا تلاحظ .
- 2- أعط التفسير المجهرى لما لاحظت مدعما إجابتك بمعادلات التفاعل .

**تحليل النشاط :****1- الملاحظة :**

نلاحظ ظهور لون جديد في المحلول و هو اللون الأزرق بعد أن كان المحلول شفافا و كذلك ظهور راسب أبيض على قطعة النحاس ذات اللون الأحمر المصفر .

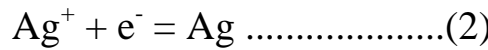
2- التفسير :

- ظهور اللون الأزرق يدل على تحول نترات النحاس Cu الخاصة بالصفحة إلى شوارد النحاس Cu^{2+} أصل اللون الأزرق ، و يمكن نمذجة هذا التفاعل بالمعادلة الكيميائية التالية :

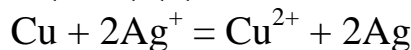


و في هذا التفاعل تخلت ذرة النحاس Cu على إلكترونين لتتحول إلى شاردة النحاس Cu^{2+} .

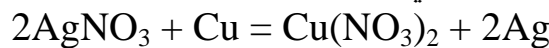
- ظهور راسب أبيض يدل على تحول شوارد الفضة Ag^{+} المتواجدة في محلول نترات الفضة ($Ag^{+} + NO_3^{-}$) إلى ذرات الفضة Ag أصل اللون الأبيض و يمكن نمذجة هذا التفاعل بالمعادلة الكيميائية التالية :



من المعادلتين (1) ، (2) يتضح أنه حدث تبادل إلكتروني بين ذرات النحاس Cu و شوارد الفضة Ag^{+} حيث تخلت ذرة النحاس على إلكترونين و الذي تلتقطهما شاردتين من الفضة Ag^{+} لأن شاردة الفضة بإمكانها أن تلتقط إلكترون واحد فقط ، هذا التبادل البروتوني يمكن نمذجته بالمعادلة الكيميائية التالية :



2- نعم حدث تحول كيميائي و الدليل على ذلك ظهور اللون الأزرق و تشكل الراسب كما ذكرنا سابقا ، هذا التحول الكيميائي يمكن نمذجته بمعادلة التفاعل الكيميائي الحادث التالية :



نتيجة :

ذرة النحاس Cu تحولت إلى شاردة النحاس Cu^{2+} بفقدان إلكترونين و شاردة Ag^+ اكتسبت هذين الإلكترونين و تحولت إلى ذرة الفضة Ag و التي ترسبت على قطعة النحاس المتأكلة ، إذن حدث تبادل إلكتروني بين شاردة النحاس Cu^{2+} و ذرة الفضة Ag .

- نقول عن النوع الكيميائي الذي فقد إلكترون أو أكثر أنه **تأكسد** و نسميه **مرجع** .
- نقول عن النوع الكيميائي الذي اكتسب إلكترون أو أكثر أنه **أرجع** و نسميه **مؤكسد** .

تعريف :

- الأوكسدة : هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه فقدان إلكترون أو أكثر من طرف فرد كيميائي .
- الإرجاع : هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه إكتساب إلكترون أو أكثر من طرف فرد كيميائي .
- المرجع : هو الفرد الكيميائي الذي يفقد الإلكترونات في تفاعل الأوكسدة .
- المؤكسد : هو الفرد الكيميائي الذي يكتسب الإلكترونات في تفاعل الإرجاع .
- الأوكسدة الإرجاعية : هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه تبادل إلكتروني بين المرجع و المؤكسد حيث يفقد المرجع إلكترون أو أكثر ليلتقطه المؤكسد .

ملاحظة :

تفاعل الأوكسدة و الإرجاع يحدثان في آن واحد و لا يحدث تفاعل أوكسدة بدون إرجاع و لا يحدث تفاعل إرجاع دون تفاعل أوكسدة .

ب- مفهوم الثنائية مؤكسد - مؤجع (مر/مؤ) :**نشاط :**

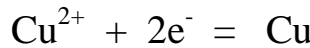
- 1- أغمس صفيحة نحاس Cu في محلول نترات الفضة ذي اللون الأزرق ، والذي صيغته الشاردية $(Ag^+ + NO_3^-)$ ماذا تلاحظ؟ فسر ما حدث .
- 2- أغمس صفيحة زنك Zn في محلول كبريتات النحاس ذي اللون الأزرق ، و الذي صيغته الشاردية $(Cu^{2+} + SO_4^{2-})$. ماذا تلاحظ؟ فسر ما حدث .
- 3- ماذا تستنتج؟

تحليل النشاط :

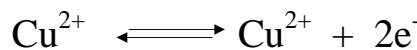
- 1- نلاحظ بعد مدة زمنية ترسب الفضة على الصفيحة و تلون المحلول باللون الأزرق دلالة على تشكل شوارد النحاس Cu^{2+} وفق المعادلة الكيميائية التالية :



- 2- نلاحظ بعد مدة زمنية ترسب طبقة حمراء من النحاس على الصفيحة المعدنية مع الاختفاء التدريجي للون الأزرق أثناء ذلك ، مما يدل على اختفاء شوارد النحاس Cu^{2+} التي تحولت إلى ذرات النحاس وفق المعادلة الكيميائية التالية :

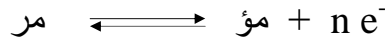
**نتيجة- تعريف :**

- نستنتج من التجربتين السابقتين أنه يمكن لذرات النحاس Cu أن تتحول إلى شوارد النحاس Cu^{2+} ، كما يمكن أيضا لشوارد النحاس Cu^{2+} أن تتحول إلى ذرات النحاس Cu . يمكن التعبير عن ذلك بالمعادلة ذات الشكل التالي :

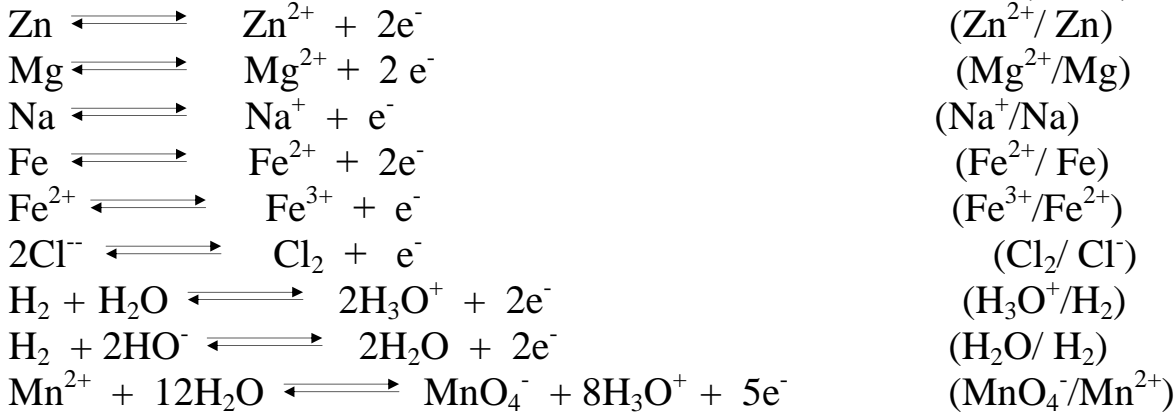


- تسمى هذه المعادلة بـ **المعادلة النصفية الإلكترونية للثنائية** (Cu, Cu^{+2}) (نحاس ، شاردة نحاس)
- تسمى الثنائية (Cu, Cu^{+2}) بالثنائية **مؤكسد - مرجع** يرمز لها بـ (Cu^{+2} / Cu) حيث Cu^{+2} هو المؤكسد ، و Cu هو المرجع

- في الحالة العامة يرمز للثنائية مؤكسد - مرجع بالرمز (مر/مؤ) حيث مر هو المرجع ، و مؤ هو المؤكسد وهذه الثنائية توافقها معادلة نصفية إلكترونية تكون من الشكل :



ج - أمثلة عن الثنائيات (مر/مؤ) :



ملاحظة :

- إن حدوث الأكسدة الإرجاعية الواردة في المثالين الأخيرين لا تتم وفق ذلك إلا في وجود وسط حمضي أو أساسي ، لذا ظهرت في المعادلة النصفية الإلكترونية الشاردة HO⁻ أو الشاردة H₃O⁺ حيث تظهر الشاردة HO⁻ إذا كان الوسط أساسيا ، و تظهر الشاردة H₃O⁺ إذا كان الوسط حمضيا .

د- تفاعلات الأكسدة الإرجاعية في وسط حمضي :

• كيفية كتابة معادلة الأكسدة الإرجاعية :

- كتابة معادلة الأكسدة الإرجاعية في وسط حمضي تتبع الخطوات التالية :
- نقسم معادلة الأكسدة الإرجاعية إلى معادلتين نصفيتين إحداها أكسدة و الأخرى إرجاع
- نوازن الذرات التي عانت الأكسدة و الذرات التي عانت الإرجاع
- نوازن في كل معادلة نصفية ذرات الأكسجين و ذلك بإضافة جزيء ماء واحد مقابل ذرة أكسجين ناقصة في الطرف الذي يحتوي على العدد الأصغر من ذرات الأوكسجين.
- نوازن في كل معادلة نصفية ذرات الهيدروجين و ذلك بإضافة شاردة هيدرونيوم (H₃O⁺) واحدة، مقابل كل ذرة هيدروجين ناقصة في الطرف الذي يحتوي على العدد الأصغر من ذرات الهيدروجين. و في نفس الوقت نضيف جزيئات الماء إلى الطرف الآخر بحيث يكون عدد جزيئات الماء المضافة في المرة الأخيرة مساويا لعدد شوارد الهيدرونيوم المضافة قبل قليل ، يمكننا أيضا موازنة ذرات الهيدروجين بإضافة شوارد الهيدرونيوم H⁺ مقابل كل ذرة هيدروجين ناقصة في الطرف الذي يحتوي على عدد أقل من ذرات الهيدروجين .
- لتحقيق مبدأ إنحفاظ الشحنة (مجموع الشحنات قبل التفاعل مساوي لمجموع الشحنات بعد التفاعل) ، نوازن في كل معادلة نصفية الشحنات و ذلك بإضافة الإلكترونات في الطرف المناسب .
- بهدف الحصول على عدد الإلكترونات المفقودة في تفاعل الأكسدة مساوي لعدد الإلكترونات المكتسبة في تفاعل الإرجاع نضرب طرفي معادلة الأكسدة في عدد مناسب و طرفي معادلة الإرجاع في عدد مناسب آخر.
- نجمع المعادلتين الناتجتين طرفا إلى طرف و نكون بذلك قد حصلنا على معادلة الأكسدة الإرجاعية.

• أمثلة عن تفاعلات الأكسدة الإرجاعية في وسط حمضي :

مثال- 1 : ارجاع شاردة فوق المنغثات MnO₄⁻ بواسطة شاردة الحديد الثلاثي Fe³⁺ :

نضع قطرة قطرة من محلول برمنغثات البوتاسيوم (K⁺ + MnO₄⁻) ذي اللون البنفسجي (المميز لشوارد البرمنغثات MnO₄⁻) في كأس يحتوي على محلول كبريتات الحديد الثنائي (2H₃O⁺ + SO₄²⁻) ذات اللون الأخضر (المميز لشوارد الحديد الثنائي Fe²⁺) .

الملاحظة :

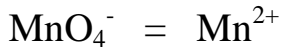
نلاحظ بعد إضافة كمية مناسبة من محلول برمنغنات البوتاسيوم زوال اللون البنفسجي مما يدل على اختفاء شوارد لبرمنغنات MnO_4^- ذات اللون البنفسجي التي تحولت إلى شوارد المنغنيز Mn^{2+} عديمة اللون ، وفي نفس الوقت يتغير لون المحلول في الكأس من الأخضر إلى البرتقالي ، دلالة على تحول شوارد الحديد الثنائي Fe^{2+} ذات اللون الأخضر إلى شوارد الحديد الثلاثي Fe^{3+} ذات اللون البرتقالي .

- وفي النهاية يمكن الكشف على شوارد الحديد الثلاثي Fe^{3+} وذلك بإضافة هيدروكسيد الصوديوم إلى المحلول ، حيث يتكون راسب أصفر يتمثل في هيدروكسيد الحديد الثلاثي $Fe(OH)_3$.
- تفسير التفاعل وكتابة معادلته :

- في هذا التفاعل تأكسد شوارد الحديد الثنائي Fe^{2+} إلى شوارد الحديد الثلاثي وفق معادلة الأكسدة التالية :



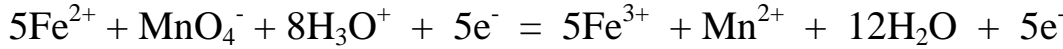
- في الوقت الذي تتأكسد فيه شوارد الحديد الثنائي ، ترجع شوارد البرمنغنات MnO_4^- إلى شوارد المنغنيز Mn^{2+} وفق معادلة الإرجاع ذات الخطوات التالية :



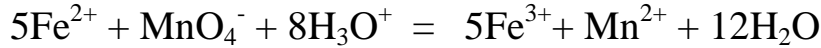
- بضرب طرفي معادلة الأكسدة في العدد (5) و طرفي معادلة الإرجاع في العدد (1) نجد :



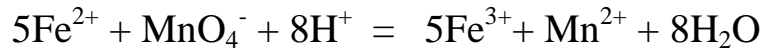
- بجمع المعادلتين الناتجتين طرف إلى طرف نجد :



و باختزال عدد الإلكترونات نحصل علة معادلة الأكسدة الإرجاعية التالية :



- إذا اوزنا ذرات الهيدروجين بشوارد الهيدروجين H^+ باتباع نفس الخطوات نحصل على المعادلة التالية :



مثال- 2 : إرجاع شوارد ثنائي الكرومات $Cr_2O_7^{2-}$ ، إلى شاردة الكروم Cr^{3+} ، بواسطة الحديد الثنائي Fe^{2+} :

نضع في كأس بيشر حجم معين من محلول كبريتات الحديد الثنائي $(Fe^{2+} + SO_4^{2-})$ المحمض بحمض الكبريت المركز $(2H_3O^+ + SO_4^{2-})$ ، ثم نضيف إليه كمية مناسبة من محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم $(2K^+ + Cr_2O_7^{2-})$ ذي اللون البرتقالي المميز لشوارد ثنائي الكرومات $Cr_2O_7^{2-}$.

الملاحظة :

نلاحظ أنه بمجرد امتزاج المحلولين يختفي اللون البرتقالي المميز لشوارد ثنائي الكرومات ، هذا يدل على اختفاء شوارد ثنائي الكرومات $Cr_2O_7^{2-}$ و التي تحولت إلى شوارد الكروم Cr^{3+} .

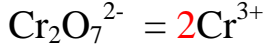
- يمكن الكشف على شوارد الحديد الثلاثي Fe^{3+} بإضافة هيدروكسيد الصوديوم إلى المحلول ، حيث يتكون راسب أصفر يتمثل في هيدروكسيد الحديد الثلاثي $Fe(OH)_3$.

- تفسير التفاعل وكتابة معادلته :

- في هذا التفاعل تأكسد شوارد الحديد الثنائي Fe^{2+} إلى شوارد الحديد الثلاثي Fe^{3+} وفق معادلة الأكسدة التالية :

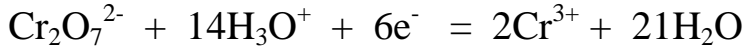
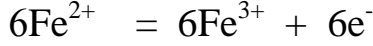


- في الوقت الذي تتأكسد فيه شوارد الحديد الثنائي Fe^{2+} ترجع شوارد ثنائي الكرومات $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ إلى شوارد الكروم Cr^{3+} وفق معادلة الإرجاع ذات الخطوات التالية :

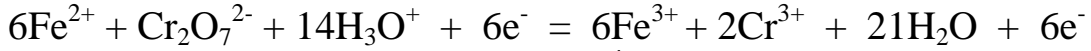


معادلة الأكسدة الإرجاعية :

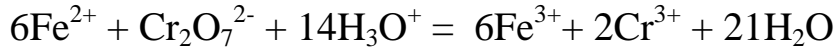
- بضرب طرفي معادلة الأكسدة في العدد (6) و طرفي معادلة الإرجاع في العدد (1) نجد :



- بجمع المعادلتين الناتجتين طرف إلى طرف نجد :



و باختزال عدد الإلكترونات ، نحصل على معادلة الأكسدة الإرجاعية التالية :



- إذا وازنا ذرات الهيدروجين بشوارد الهيدروجين H^{+} باتباع نفس الخطوات نحصل على المعادلة التالية :



مثال-3 : (إرجاع شاردة الهيدرونيوم H_3O^{+} إلى جزيء غاز الهيدروجين H_2 بواسطة الألمنيوم Al)

نضع في أنبوب اختبار محلولاً ممدداً من حمض كلور الماء الذي صيغته $(\text{H}_3\text{O}^{+} + \text{Cl}^{-})$ ، ثم نضيف له مسحوق من الألمنيوم Al .

الملاحظة :

نلاحظ انطلاق فقاعات غازية في الأنبوب ، و عند تقريب عود ثقاب مشتعل إلى فوهة الأنبوب ، تحدث فرقة خفيفة مما يدل على أن الغاز المنطلق هو غاز الهيدروجين .

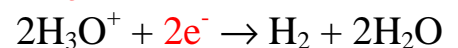
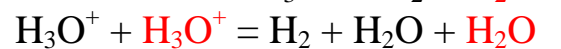
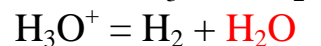
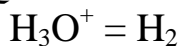
و عند إضافة قطرات من هيدروكسيد الصوديوم إلى المحلول الناتج في الأنبوب ، نلاحظ تشكل راسب هلامي هو هيدروكسيد الألمنيوم الذي صيغته $\text{Al}(\text{OH})_3$ ، الشيء الذي يدل على وجود شوارد الألمنيوم Al^{3+} في المحلول .

- تفسير التفاعل و كتابة معادلته :

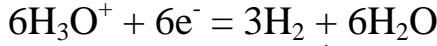
- في هذا التفاعل تأكسدت ذرات الألمنيوم Al إلى شوارد الألمنيوم Al^{3+} وفق معادلة الأكسدة التالية :



- في الوقت الذي تتأكسد فيه ذرات الألمنيوم ترجع شوارد الهيدرونيوم H_3O^{+} متحولة إلى غاز الهيدروجين H_2 وفق معادلة الإرجاع ذات الخطوات التالية :



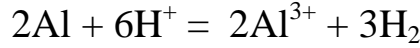
- بضرب طرفي معادلة الأكسدة في العدد (2) ، و طرفي معادلة الإرجاع في العدد (3) ، نحصل على المعادلتين :



- بجمع المعادلتين الناتجتين طرف إلى طرف و اختزال الإلكترونات نحصل على معادلة الأكسدة الإرجاعية التالية :



- إذا وزنا ذرات الهيدروجين بشوارد الهيدروجين H^{+} باتباع نفس الخطوات نحصل على المعادلة التالية :



مثال- 4 : (إرجاع شوارد النترات NO_3^{-} إلى جزيء غاز الآزوت NO بواسطة النحاس Cu)

نضع في أنبوب اختبار يحتوي على حمض الآزوت الممدد كمية من خرطة النحاس .
الملاحظة :

نلاحظ انطلاق غاز هو غاز أول أكسيد الآزوت NO العديم اللون ، والذي يعطي غاز ثاني أكسيد الآزوت NO_2 ، ذي اللون الأحمر النارجي عند ملامسته الهواء ، كما نلاحظ تلون المحلول بعد ذلك بلون أزرق دلالة على تشكل شوارد النحاس Cu^{2+} .

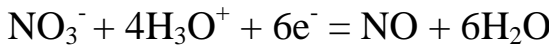
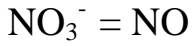
تفسير التفاعل و كتابة معادلته :

- في هذا التفاعل تأكسدت ذرات النحاس Cu إلى شوارد النحاس Cu^{2+} ذات اللون الأزرق و فق معادلة الأكسدة التالية :



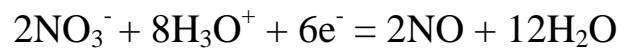
معادلة الإرجاع :

- في الوقت الذي تأكسدت فيه ذرات النحاس ، ترجع شوارد النترات NO_3^{-} متحولة إلى غاز أول أكسيد الآزوت NO و فق معادلة الإرجاع ذات الخطوات التالية :

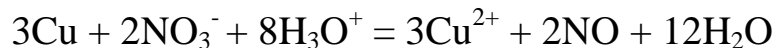


معادلة الأكسدة الإرجاعية :

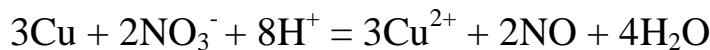
- بضرب طرفي معادلة الأكسدة في العدد (3) ، و طرفي معادلة الإرجاع في العدد (2) نحصل على :



- بجمع المعادلتين الناتجتين طرف إلى طرف و اختزال الإلكترونات نحصل على المعادلة :



- إذا وزنا ذرات الهيدروجين بشوارد الهيدروجين H^{+} باتباع نفس الخطوات نحصل على المعادلة التالية :

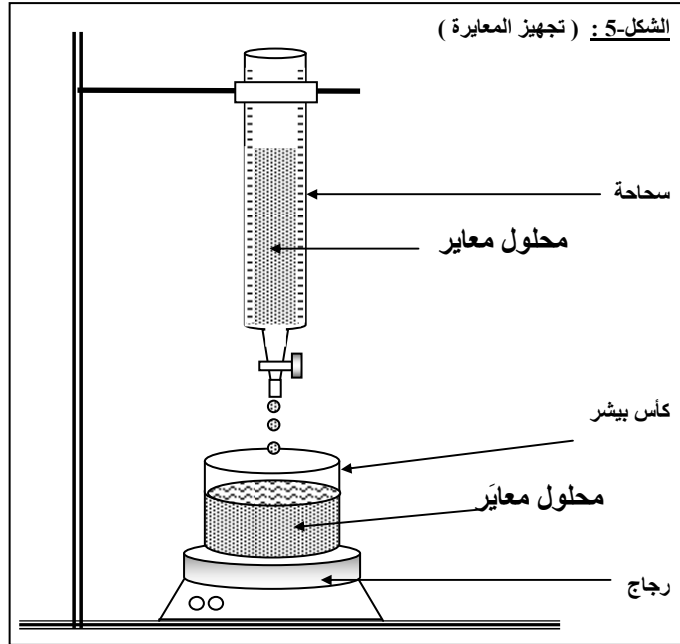


3- المعايرة اللونية :**أ- الهدف من المعايرة :**

- تهدف طريقة المعايرة بصفة عامة إلى تحديد التركيز المولي لأحد المحاليل التالية : محلول حمضي ، محلول أساسي ، محلول مؤكسد ، محلول مرجع ، وبتحديد التركيز المولي لأحد هذه المحاليل يمكننا تحديد كمية مادة النوع الكيميائي (حمض ، أساس ، مؤكسد ، مرجع) المنحل في هذا المحلول (هدف الدرس) .

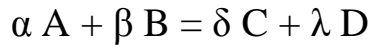
ب- تقنية المعايرة :

- يوضح (الشكل-5) التجهيز المستعمل للمعايرة ، و المتكون أساسا من :
 - كأس بيشر يحتوي على المحلول المراد معايرة و الذي يسمى محلول معاير .
 - سحاحة تحتوي على المحلول المستعمل في المعايرة و الذي يسمى محلول معاير .
 - رجاج أو مخلوط مغناطيسي يستعمل لخلط المزيج المتحصل عليه في كأس بيشر .



- أثناء المعايرة نضيف تدريجيا بواسطة السحاحة المحلول المعاير إلى المحلول المعاير الموجود بالبشير إلى غاية بلوغ ما يسمى نقطة التكافؤ ، و عند التكافؤ يكون التفاعل المنمذج للمعايرة في الشروط الستوكيومترية ، أي تتفاعل كل كمية مادة النوع الكيميائي المنحل في المحلول المعاير مع كل كمية مادة النوع الكيميائي المنحل في المحلول المعاير المضاف .

- نعتبر أن التفاعل المنمذج للمعايرة من الشكل :



نمثل جدول التقدم لتفاعل المعايرة :

المرحلة	التقدم	αA	$+$	βB	$=$	δC	$+$	λD
ابتدائية	$x = 0$	n_{0A}		n_{0B}		0		0
انتقالية	x	$n_{0A} - \alpha x$		$n_{0B} - \beta x$		δx		λx
تكافؤ	$x = x_E$	$n_{0A} - \alpha x_E$		$n_{0B} - \beta x_E$		δx_E		λx_E

حيث : x_E هو مقدار التقدم عند حدوث التكافؤ ، n_{0A} هي كمية مادة النوع الكيميائي المنحلة في المحلول المعايير ، n_{0B} هي كمية مادة النوع الكيميائي المنحلة في المحلول المعايير .
- بما أن عند التكافؤ يكون التفاعل في الشروط الستوكيومترية يكون :

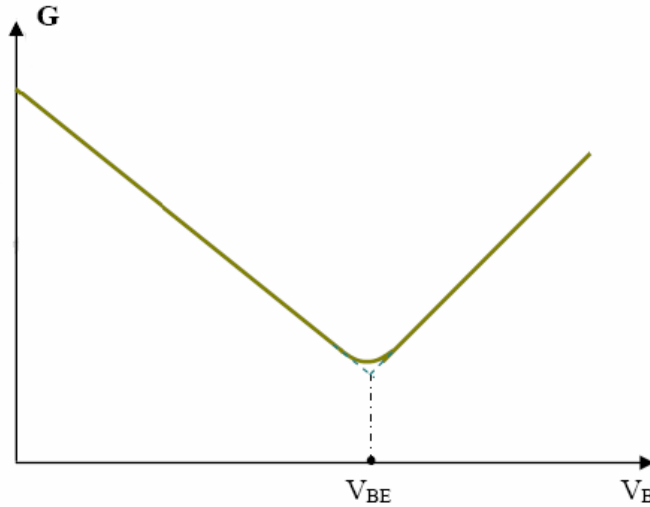
$$n_{0A} - \alpha x_E = 0 \rightarrow x_E = \frac{n_{0A}}{\alpha}$$

$$n_{0B} - \beta x_E = 0 \rightarrow x_E = \frac{n_{0B}}{\beta}$$

بالمطابقة نجد :

$$\frac{n_{0A}}{\alpha} = \frac{n_{0B}}{\beta} \rightarrow \frac{[A]_0 V_A}{\alpha} = \frac{[B]_0 V_{BE}}{\beta}$$

حيث : V_A هو حجم المحلول المعايير ، و V_{BE} هو حجم المحلول المعايير المضاف عند التكافؤ .
- هناك أنواع من المعايرة نتطرق في درسنا هذا إلى نوعين هما : المعايرة اللونية و المعايرة بواسطة الناقلية .
- في المعايرة اللونية نضيف للمحلول المعايير كاشف ملون مناسب يغير لونه عند بلوغ التكافؤ ، ثم نضيف تدريجياً بواسطة السحاحة المحلول المعايير حتى يتغير اللون الذي يدل على بلوغ التكافؤ .
- في المعايرة بواسطة الناقلية نقوم بإيجاد ناقلية المزيج المتواجد في البيشر في كل إضافة للمحلول المعايير ، ثم نرسم البيان $G = f(V_B)$ الذي يعبر عن تغيرات ناقلية المزيج بدلالة حجم المحلول المعايير . و عند التكافؤ تبلغ الناقلية قيمة حدية (الشكل-2) .



تطبيق-1:

نريد معايرة محلول كبريتات الحديد الثنائي ($Fe^{2+} + SO_4^{2-}$) بمحلول برمنغنات البوتاسيوم ($K^+ + MnO_4^-$) ذو اللون البنفسجي ، لذلك نضع في كأس بيشر محلولاً من كبريتات الحديد الثنائي ذي اللون الأخضر حجمه $V_1 = 100 \text{ mL}$ وتركيزه المولي $C_1 = 0.1 \text{ mol/L}$ ، نحمض المحلول بحمض الكبريت المركز ، ثم نقطر قطرة قطرة عليه بواسطة سحاحة محلول برمنغنات البوتاسيوم ذي اللون البنفسجي و التركيز C_2 المجهول .
- نلاحظ بعد إضافة حجم معين $V_2 = 10 \text{ mL}$ من محلول برمنغنات البوتاسيوم تغير لون محلول كبريتات الحديد الثنائي من الأخضر إلى البرتقالي .

كما نلاحظ أيضاً أثناء عملية المعايرة وجود ثلاث مراحل هي :

المرحلة الأولى (قبل التكافؤ):

في هذه المرحلة يظهر اللون البنفسجي في الكأس ثم يختفي مباشرة ، و يبقى في النهاية اللون الأخضر .

المرحلة الثانية (عند التكافؤ) :

في هذه المرحلة تصبح محتويات الكأس ذات لون برتقالي .

المرحلة الثالثة (بعد التكافؤ) :

في هذه المرحلة تصبح محتويات الكأس ذات لون بنفسجي و يبقى هذا اللون ثابت حتى لو أكملنا إضافة محلول برمنغنات البوتاسيوم

التفسير :

يمكن تفسير المراحل السابقة كما يلي :

- قبل التكافؤ تختفي كل الشوارد MnO_4^- المضافة حيث ترجع جميعها إلى شوارد Mn^{2+} الشيء الذي أدى اختفاء اللون البنفسجي كلما أضفنا محلول فوق منغنات البوتاسيوم (المرحلة الأولى) .

- عند نقطة التكافؤ تستهلك كل الشوارد Fe^{2+} الموجودة في الكأس و الشوارد MnO_4^- المضافة ، وعندها يصبح الكأس يحتوي فقط على الشوارد Fe^{3+} ذات اللون البرتقالي ، و الشوارد Mn^{2+} عديمة اللون و هو الشيء الذي جعل محتويات الكأس تأخذ اللون البرتقالي في هذه المرحلة (الثانية) .

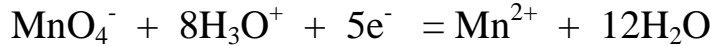
- عند تجاوز نقطة التكافؤ يصبح المحلول لا يحتوي على الشوارد Fe^{2+} التي من المفروض أن تتفاعل مع شوارد البرمنغنات المضافة . وبالتالي عند إضافة محلول برمنغنات البوتاسيوم ذي اللون البنفسجي لا يحدث شيء ، هذا يجعل لون المحلول يأخذ اللون البنفسجي للمحلول المضاف (المرحلة الثالثة)

• إيجاد تركيز المحلول المؤكسد :

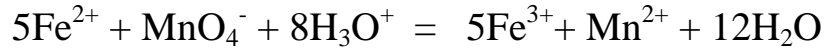
- أثناء هذا التفاعل تتأكسد شوارد الحديد الثنائي Fe^{2+} إلى شوارد الحديد الثلاثي Fe^{3+} وفق المعادلة :



في حين ترجع شوارد المنغنات MnO_4^- إلى شوارد المنغنيز Mn^{2+} وفق المعادلة :



بجمع معادلة الأكسدة و الأرجاع بعد ضرب طرفي معادلة الأكسدة في العدد (1) وطرفي معادلة الأرجاع في العدد (5) نجد :



- عند التكافؤ يكون :

$$\frac{n_0(Fe^{2+})}{5} = \frac{n_0(MnO_4^-)}{1} \rightarrow \frac{[Fe^{2+}]_0 \cdot V_1}{5} = \frac{[MnO_4^-]_0 \cdot V_{2E}}{1}$$

- في المحلول $(Fe^{2+} + SO_4^{2-})$ يكون : $[Fe^{2+}]_0 = C_1$ و في المحلول $(K^+ + MnO_4^{2-})$ يكون :

$$[M_2O_4^-]_0 = C_2$$

$$\frac{C_1 \cdot V_1}{5} = \frac{C_2 \cdot V_{2E}}{1} \rightarrow C_1 V_1 = 5 C_2 V_{2E} \rightarrow C_2 = \frac{C_1 V_1}{5 V_{2E}} \quad \text{ومنه يصبح :}$$

$$C_2 = \frac{0.1 \cdot 0.1}{5 \times 0.01} = 0.2 \text{ mol/L}$$

تطبيق-2 :

نريد معايرة محلول حمض كلور الهيدروجين ($H_3O^+ + Cl^-$) بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+ + HO^-$) بواسطة المعايرة اللونية ، لذلك نضع حجم $V_a = 10 \text{ mL}$ من محلول حمض كلور الماء تركيزه المولي C_a مجهول في بيشر و نضيف له قطرات من كاشف أزرق البروموتيمول الذي يلون المحلول باللون الأصفر ، ثم نضيف تدريجياً بواسطة سحاحة محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي $C_b = 0.2 \text{ mol/L}$ ، نلاحظ أن لون المحلول الموجود بالبيشر يتغير لونه من الأصفر إلى الأزرق عند إضافة 20 mL من محول هيدروكسيد الصوديوم .
التفاعل المنمذج للمعايرة هو : $H_3O^+ + HO^- = 2H_2O$.

- يدل تغير لون المحلول المتواجد في البيشر على بلوغ التكافؤ .

- نبحث عن قيمة C_a :

- عند التكافؤ يكون :

$$[H_3O^+]_0 V_a = [HO^-]_0 V_{bE} \quad n_0(H_3O^+) + n_0(HO^-) =$$

- في المحلول ($H_3O^+ + Cl^-$) يكون : $[H_3O^+]_0 = C_a$ و في المحلول ($Na^+ + OH^-$) يكون : $[HO^-]_0 = C_b$ ومنه يصبح :

$$C_a V_a = C_b V_{bE} \rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$$

$$C_a = \frac{0.2 \cdot 0.02}{0.01} = 0.4 \text{ mol/L}$$

تطبيق-3 :

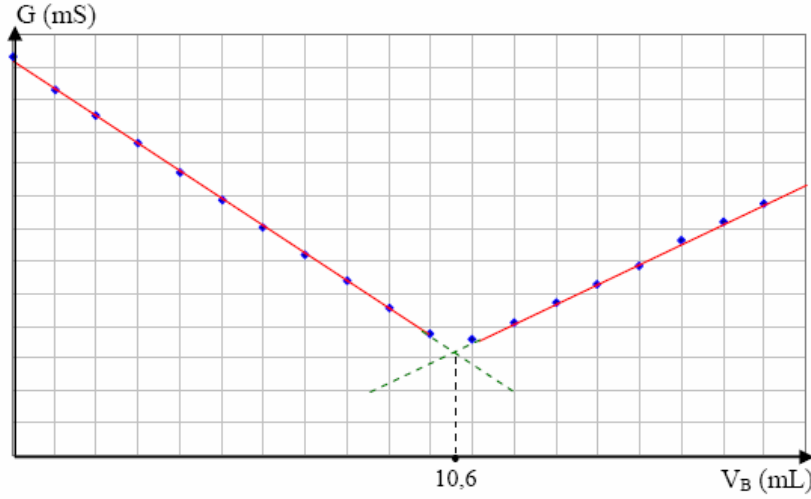
نريد معايرة محلول حمض كلور الهيدروجين ($H_3O^+ + Cl^-$) بمحلول هيدروكسيد الصوديوم ($Na^+ + HO^-$) بواسطة المعايرة عن طريق الناقلية ، لذلك نضع حجم $V_a = 100 \text{ mL}$ من محلول حمض كلور الماء تركيزه المولي C_a مجهول في بيشر ، ثم نملاً السحاحة حتى الصفر بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه المولي $C_b = 0.01 \text{ mol/L}$.

نجهز التركيب الخاص بقياس الناقلية ثم نغمر في البيشر خلية قياس الناقلية ، نضيف تدريجياً بواسطة السحاحة محلول هيدروكسيد الصوديوم ونقرأ في كل إضافة الشدة المنتجة للتيار ، نحسب قيمة الناقلية من العبارة $G = \frac{I}{U}$ ، و ندون النتائج في جدول حيث حصلنا على الجدول التالي :

$V_B(\text{mL})$	0	1	2	3	4	5	6	7	8
$G(\text{ms})$	24.6	22.6	21.0	19.3	17.5	15.8	14.1	12.4	10.8

9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
9.1	7.5	7.1	8.2	9.4	10.6	11.7	13.3	14.4	15.4

نرسم البيان $G = f(V_b)$ فنحصل على البيان التالي :



- عند التكافؤ و بنفس الطريقة السابقة يكون :

$$C_B V_A = C_B V_{BE} \rightarrow C_a = \frac{C_b V_{bE}}{V_a}$$

عند بلوغ التكافؤ تبلغ الناقلية قيمة حدية و عليه يكون من البيان $V_{bE} = 10.6 \text{ mL}$ و منه :

$$C_a = \frac{10 \cdot 10^{-3} \cdot 10.6 \cdot 10^{-3}}{0.1} = 1.06 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

**** الأستاذ : فرقاني فارس ****

ثانوية مولود قاسم نايت بلقاسم
الخرروب - قسنطينة

Fares_Fergani@yahoo.Fr

Tel : 0771998109

نرجو إبلاغنا عن طريق البريد الإلكتروني بأي خلل في الدروس أو التمارين و حلولها .
وشكرا مسبقا

لتحميل نسخة من هذه الوثيقة و للمزيد . أدخل موقع الأستاذ ذو العنوان التالي :

www.sites.google.com/site/faresfergani

