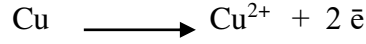


## تعيين كمية المادة بواسطة المعايرة أكسدة-ارجاع

### I - التفاعل أكسدة-ارجاع:

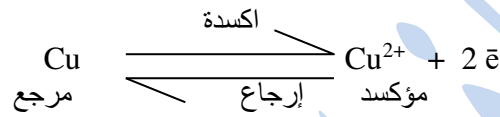
نضع في كأس محلول كبريتات النحاس  $CuSO_4$  ثم نضيف له قطعة من معدن الزنك  $Zn$ .  
الملاحظة:

زوال اللون الأزرق، و ترسب طبقة حمراء من النحاس على صفيحة الزنك.  
اختفاء اللون الأزرق راجع إلى اختفاء الشوارد  $Cu^{2+}$  و التي تحولت إلى معدن النحاس  $Cu$ ، أي أرجعت حسب المعادلة .



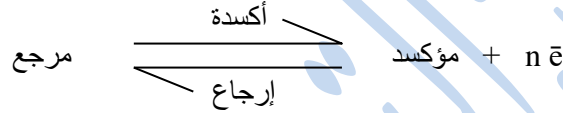
### النتيجة:

من التجريبتين نستنتج انه يمكن لذرات النحاس أن تتحول إلى شوارد النحاس ( أكسدة ) ، و كذلك شوارد النحاس يمكن أن تتحول إلى ذرات نحاس ( إرجاع ) ، و نعبّر عن ذلك بما نسميه المعادلة النصفية الالكترونية .



### نتيجة عامة:

بصفة عامة للمرور من المؤكسد الى المرجع أو العكس نتبع المعادلة التالية :



### 1- تعريف المؤكسد والمرجع:

✓ المؤكسد: هو كل نوع كيميائي قادر على اكتساب الالكترونات خلال تفاعل ما.

✓ المرجع: هو كل نوع كيميائي قادر على فقدان الالكترونات خلال تفاعل ما.

المرجع:  $Cu$  ;  $Fe$

المؤكسد:  $Cu^{2+}$  ;  $Ag^+$

### 2- تعريف الأكسدة ارجاع:

✓ الأكسدة: هي فقدان إلكترونات من قبل نوع كيميائي خلال تفاعل ما.

✓ الارجاع: هو اكتساب الالكترونات من قبل نوع كيميائي خلال تفاعل ما.

### II - الثنائية مؤكسد-مرجع:

#### 1- تعريف:

يكون نوعان كيميائيان ثنائية مؤكسد مرجع (ox/red)، إذا كان بالإمكان التحول من نوع إلى آخر باكتساب أو فقدان إلكترون أو أكثر.

#### 2- المعادلة النصفية أكسدة-ارجاع:

يتحول مؤكسد ثنائية إلى المرجع المرافق أو العكس حسب الظروف التجريبية المتوفرة، وللتعبير عن هذين التحولين نكتب:  $red = ox + n \bar{e}$  وهي المعادلة النصفية أكسدة-ارجاع.

حيث:  $n$ : عدد الالكترونات المكتسبة أو المفقودة.

#### 3- أمثلة لبعض الثنائيات:

المعادلة النصفية	المؤكسد ox	المرجع red	الثنائية ( ox / red )
$Zn = Zn^{2+} + 2 \bar{e}$	$Zn^{2+}$	$Zn$	$Zn^{2+} / Zn$
$Cl_2 + 2 \bar{e} = 2 Cl^-$	$Cl_2$	$Cl^-$	$Cl_2 / Cl^-$
$Al = Al^{3+} + 3 \bar{e}$	$Al^{3+}$	$Al$	$Al^{3+} / Al$
$H_2 = 2 H^+ + 2 \bar{e}$	$H^+$	$H_2$	$H^+ / H_2$
$Fe = Fe^{2+} + 2 \bar{e}$	$Fe^{2+}$	$Fe$	$Fe^{2+} / Fe$
$I_2 + 2 \bar{e} = 2 I^-$	$I_2$	$I^-$	$I_2 / I^-$
$Fe^{3+} + 1 \bar{e} = Fe^{2+}$	$Fe^{3+}$	$Fe^{2+}$	$Fe^{3+} / Fe^{2+}$
$S_4O_6^{2-} + 2 \bar{e} = 2 S_2O_3^{2-}$	$S_4O_6^{2-}$	$S_2O_3^{2-}$	$S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$

$MnO_4^- + 8 H^+ + 5 e^- = Mn^{2+} + 4 H_2O$	$MnO_4^-$	$Mn^{2+}$	$MnO_4^- / Mn^{2+}$
$Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- = 2 Cr^{3+} + 7 H_2O$	$Cr_2O_7^{2-}$	$Cr^{3+}$	$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$

### ➤ خطوات موازنة تفاعلات أكسدة إرجاع:

- ✓ نوازن جميع الذرات ماعدا ذرات الأكسجين والهيدروجين.
- ✓ نوازن ذرات الأكسجين بإضافة الماء  $H_2O$  إلى الطرف الذي لا يحتوي على أكسجين.
- ✓ نوازن ذرات الهيدروجين بإضافة  $H^+$  أو  $H_3O^+$  إلى الطرف الذي لا يحتوي على الهيدروجين.
- ✓ نوازن الشحنات بإضافة الإلكترونات.

مثال:

أكتب المعادلة النصفية المتعلقة بالتنائين:  $MnO_4^-/Mn^{2+}$  و  $H^+_{(aq)}/H_2(g)$

❖ التنائية:  $H^+_{(aq)}/H_2(g)$

نكتب المعادلة النصفية:  $2H^+_{(aq)} + 2e^- = H_2(g)$

وهي تحقق انحفاظ عنصر الهيدروجين والشحن الكهربية.

❖ التنائية:  $MnO_4^-/Mn^{2+}$

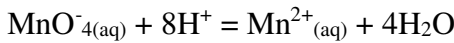
يجب علينا احترام انحفاظ العناصر الكيميائية والشحنات، ولتحقيق ذلك نتبع المراحل التالية:

✓ المرحلة 1: كتابة نصف المعادلة على الشكل:  $MnO_4^-_{(aq)} = Mn^{2+}_{(aq)}$

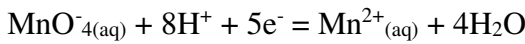
✓ المرحلة 2: موازنة عنصر المنغنيز:  $MnO_4^-_{(aq)} = Mn^{2+}_{(aq)}$

✓ المرحلة 3: موازنة الأكسجين بإضافة الماء:  $MnO_4^-_{(aq)} = Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$

✓ المرحلة 4: موازنة عنصر الهيدروجين بإضافة أيونات  $H^+$ :



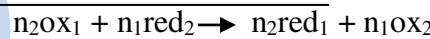
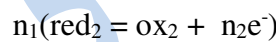
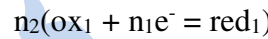
✓ المرحلة 5: موازنة الشحنة بإضافة الإلكترونات:



### III - معادلة التفاعل أكسدة-إرجاع:

لا يتم فقدان الكترول من قبل نوع كيميائي إلا إذا وجد نوع كيميائي آخر قادر على اكتساب هذه الإلكترونات. من هذه الخاصية، كل تفاعل أكسدة-إرجاع لابد أن تشارك فيه ثنائيتين  $ox_1/red_1$  و  $ox_2/red_2$ ، حيث: يتفاعل مؤكسد إحدى الثنائيتين مع مرجع الثنائية الأخرى.

فمثلا عند تفاعل مؤكسد  $ox_1$  مع المرجع  $red_1$  نحصل على المعادلة الأجمالية للتفاعل بإتباع الخطوات التالية:



### IV - المعايرة:

#### 1- المعايرة اللونية:

معايرة محلول ثنائي اليود  $I_2$  بواسطة محلول ثيوكبريتات الصوديوم  $Na_2S_2O_3$ .

الوسائل:

محلول ثنائي  $I_2$  اليود، ماصة، ماء مقطر، كأس بيشر، سحاحة مدرجة، محلول ثيوكبريتات الصوديوم  $Na_2S_2O_3$ ، محرك كهربائي.

وصف التجربة:

ضع حجم  $V_1 = 10ml$  من محلول ثنائي اليود  $I_2$  تركيزه مجهول  $C_1$  في بيشر حجمه  $100ml$ .

ضع في سحاحة محلول ثيوكبريتات الصوديوم  $Na_2S_2O_3$  تركيزه  $C_2 = 0.01mol/l$ .

لاحظ ألوان المحاليل قبل بداية المعايرة.

أسكب تدريجيا محلول ثيوكبريتات الصوديوم على محلول اليود.

كيف تفسر الزوال التدريجي للون محلول اليود.

أكتب معادلة تفاعل الأكسدة الإرجاعية الحادث علما أن الثنائيات الداخلة في التفاعل:  $(I_2 / I^-)$  و  $(S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-})$ .

حدد المؤكسد والمرجع؟

عند سكب حجم (حيث لون محلول اليود لم يزل كليا) قدم جدول لتقدم التفاعل. و ماهو المتفاعل المحد؟

عند سكب حجم نلاحظ الزوال الكلي للون محلول اليود، كيف تفسر هذا، وأستنتج التركيز المولي لمحلول اليود المعايير؟

تحليل التجربة:



أكتب معادلة الأكسدة الأرجاعية ؟  
 أكتب المعادلة الإجمالية للأكسدة الأرجاعية ؟  
 أرسم المنحنى البياني  $G = f ( V_1 )$  وحدد النقطة التي يحدث فيها انقلاب في قيمة الناقلية و ماذا تمثل ؟  
 ماهو تركيز محلول  $( Fe^{2+} + SO_4^{2-} )$  ؟  
**تحليل التجربة:**

حساب تركيز المحلول الممدد  $C_2^-$  :

$$C_2^- = \frac{C_2}{100} \rightarrow C_2^- = 10^{-3} \text{ mol/l}$$

حساب الحجم  $V_2$  من  $( K^+ + MnO_4^- )$  الاصيلي ، من قانون التمديد لدينا .

$$C_2 V_2 = C_2^- V_2^- \rightarrow V_2 = \frac{C_2^- V_2^-}{C_2}$$

$$V_2 = \frac{10^{-3} \cdot 200}{0.1}$$

$$\rightarrow V_2 = 2 \text{ ml}$$

$$\rightarrow V_2 = 2 \text{ ml}$$

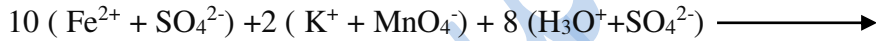
حجم الماء المضاف .

$$V_{H_2O} = 200 - 2 \rightarrow V_{H_2O} = 198 \text{ ml}$$

معادلة الاكسدة الأرجاعية:



كتابة المعادلة الإجمالية للأكسدة الأرجاعية:



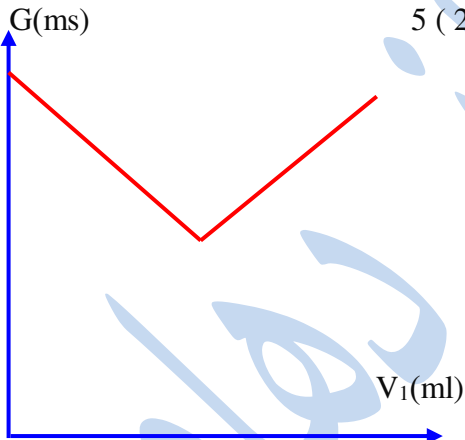
رسم المنحنى البياني  $G = f ( V_1 )$

من البيان نلاحظ ان حجم  $( Fe^{2+} + SO_4^{2-} )$  اللازم للمعايرة هو  $V_{1eq} = 10.3 \text{ ml}$  وتبلغ الناقلية ادنى قيمة لها  $G = 0.94 \text{ ms}$  وتمثل هذه النقطة نقطة التكافؤ .

تركيز محلول  $( Fe^{2+} + SO_4^{2-} )$  :

$$KMnO_4 ; C_2 = 10^{-3} \text{ mol/l} \quad . \quad V_2 = 200 \text{ ml}$$

$$FeSO_4 ; C_1 = ? \quad . \quad V_{1eq} = 10.3 \text{ ml}$$



عند نقطة التكافؤ يكون .

$$\frac{C_1 V_{1eq}}{2} = \frac{C_2 V_2}{1}$$

$$\rightarrow C_1 = 0.097 \text{ mol/l}$$

$$\rightarrow C_1 \approx 0.1 \text{ mol/l}$$