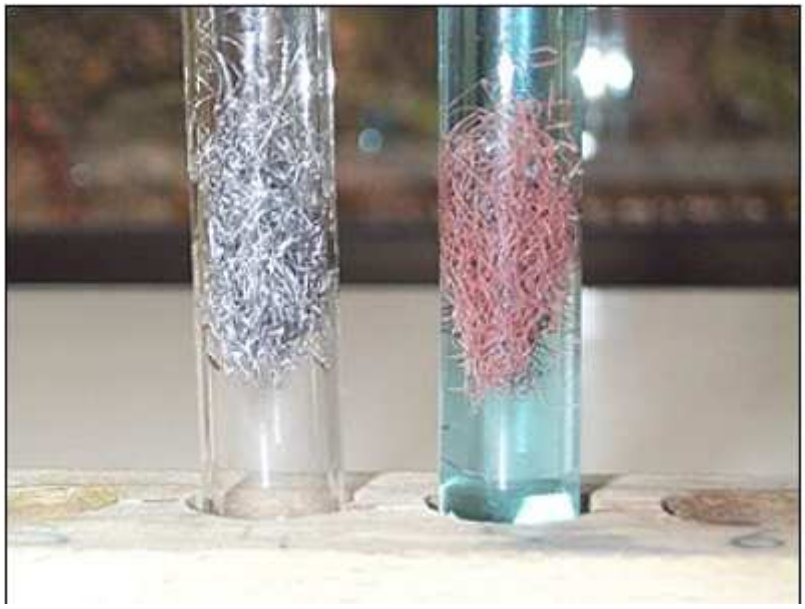
التفاعلات أكسدة – اختزال



I ـ التفاعل أكسدة – اختزال

1 ـ التبادل الإلكتروني

نشاط تجريبي :

نصب حجما من حلول كبريتات النحاس II في كأس ونضع بها قطعة من الحديد $Fe(s)$.

بعد نصف ساعة تقريبا نقوم بترشيح محتوى الكأس .

نضيف إلى عينة من الرشاحة المحصل عليها قطرات من محلول الصودا ، فيتكون راسب أخضر هو هيدروكسيد الحديد II .

استثمار :

1 ـ ما هي الأيونات الموجودة في محلول كبريتات النحاس II ؟

$Cu^{2+}(aq)$ و $SO_4^{2-}(aq)$

2 ـ بماذا نفسر اختفاء اللون الأزرق خلال التجربة ؟

اختفاء اللون الأزرق هو نتيجة اختفاء أيونات النحاس II $Cu^{2+}(aq)$ والتي تتحول إلى فلز النحاس الذي يتوضع على قطعة الحديد ويتميز بلونه الأحمر .

3 ـ ما هو مصدر الأيونات $Fe^{2+}(aq)$ التي تتفاعل مع الأيونات $HO^-(aq)$ والتي تأتي من محلول الصودا لتعطي هيدروكسيد الحديد II $Fe(HO)_2(s)$ ؟

تأتي أيونات الحديد II من تحول ذرات الحديد إلى أيونات الحديد II مما يفسر تآكل الحديد خلال هذا التفاعل .

4 ـ نعبر عن التحول الذي يحدث للأيونات $Cu^{2+}(aq)$ بالمعادلة التالية :

$$Cu^{2+}(aq) + \quad \rightarrow Cu(s)$$

أتمم كتابة المعادلة محددا طبيعة وعدد الدقائق التي يكتسبها الأيون $Cu^{2+}(aq)$ ليتحول إلى ذرة النحاس .

$$(1)\ Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$$

طبيعة الدقائق المكتسبة من طرف أيون النحاس II هي الإلكترونات وعددها اثنان .

5 ـ عبر عن التحول الذي حدث لفلز الحديد $Fe(s)$ أثناء هذا التفاعل بكتابة معادلة(2) مماثلة للمعادلة (1) .

فلز الحديد $Fe(s)$ تحول إلى أيون الحديد II وذلك بفقدانه إلكترونين حسب المعادلة التالية :

$$(2)\ Fe(s) \rightarrow Fe^{2+}(s) + 2e^-$$

6 ـ نسمي النوع الكيميائي الذي اكتسب إلكترونا أو أكثر خلال التفاعل الكيميائي بالمؤكسد l'oxydant ونسمي النوع الكيميائي الذي فقد إلكترونا أو أكثر خلال تفاعل كيميائي بالمختزل le reducteur .

حدد في المعادلتين (1) و(2) المؤكسد والمختزل

المؤكسد هو أيون النحاس II $Cu^{2+}(aq)$ و**المختزل** هو الحديد $Fe(s)$

نلاحظ أنه خلال هذا التفاعل هناك **تبادل إلكتروني بين المؤكسد والمختزل** .نسمي هذا **التفاعل بتفاعل أكسدة – اختزال** .

7 ـ نسمي المعادلتين (1) و (2) نصفي المعادلة أكسدة واختزال . علما أن الدقائق المكتسبة أو المفقودة خلال هذا التفاعل لا يمكن أن تكون حرة طليقة في المحلول ، استنتج معادلة التفاعل الكيميائي وأعط تعريفا مناسبا للتفاعل الأكسدة والاختزال .

بجمع المعادلتين (1) و (2) نحصل على المعادلة الحصيلة للتفاعل :

$$Cu^{2+}(aq)+Fe(s)\rightarrow Fe^{2+}(aq)+Cu(s)$$

2 ـ تعاريف

أ ـ تعريف بالأكسدة والاختزال

الأكسدة هي فقدان لإلكترونات من طرف نوع كيميائي خلال تفاعل ما ، الاختزال هو اكتساب لإلكترونات من طرف نوع كيميائي خلال تفاعل ما .

لا يمكن لنوع كيميائي أن يتأكسد إلا بوجود نوع كيميائي يختزل . الأكسدة والاختزال ظاهرتان متلازمتان .

ب ـ المؤكسد والمختزل

نسمي مؤكسدا كل نوع كيميائي قادر على اكتساب إلكترونات خلال تفاعل كيميائي ، ونسمي مختزلا كل نوع كيميائي قادرا على فقدان لإلكترونات خلال تفاعل كيميائي .

يمكن لنوع كيمائي أن يلعب دور المؤكسد أو المختزل أن يكون أيونا $Cu^{2+}(aq)$ أو ذرة $Fe(s)$ أو جزيئة $O_2(g)$.

ج ـ التفاعل أكسدة واختزال

التفاعل أكسدة واختزال هو تبادل إلكتروني بين مؤكسد ومختزل ، حيث يفقد المختزل إلكترونات بينما يكتسبها المؤكسد .

II ـ المزدوجة مؤكسد ـ مختزل

1 ـ تعريف

في التجربة السابقة لاحظنا أن أيونات النحاس II $Cu^{2+}(aq)$ كمؤكسد تحول خلال التفاعل الكيمائي إلى ذرات النحاس $Cu(s)$. نسمي المجموعة المكونة من $Cu^{2+}(aq)$ و $Cu(s)$ بمزدوجة مؤكسد – مختزل . ونرمز لها بالكتابة :

$$Cu^{2+}(aq)/\ Cu(s)$$

بصفة عامة ، يكون نوعان كيميائيان مزدوجة مؤكسد – مختزل $(ox/\ red)$ إذا طان بالإمكان التحول من نوع إلى آخر باكتساب أو فقدان إلكترون أو أكثر .

أمثلة :

$$Fe^{2+}(aq)/\ Fe(s),\ Zn^{2+}(aq)/\ Zn(s),\ Ag^{+}(s)/\ Ag(s)$$

2 ـ نصف المعادلة أكسدة ـ اختزال

نعتبر بصفة عامة المزدوجة مؤكسد ت مختزل التالية : $(ox/\ red)$

عندما يتحول المؤكسد إلى المختزل المرافق نكتب $ox+ne^{-}\rightarrow red$

عندما يتحول المختزل إلى المؤكسد المرافق نكتب $red\rightarrow ox+ne^{-}$

وللتعبير عن هذين التحولين الممكنين نكتب : $red=ox+ne^{-}$ حيث n تمثل عدد الإلكترونات المتبادلة خلال التفاعل . وتسمى هذه الكتابة بنصف المعادلة الإلكترونية أو نصف المعادلة أكسدة ـ اختزال .

ملحوظة : لكتابة نصف المعادلة الإلكترونية يجب الأخذ بعين الاعتبار :

عندما يكون المؤكسد ox متفاعلا تكتب على الشكل التالي : $ox+ne^{-}=red$

عندما يكون المختزل red متفاعلا تكتب على الشكل التالي : $red=ox+ne^{-}$

مثال : في التفاعل المدروس في النشاط التجريبي :

$Cu^{2+}(aq)$ كمتفاعل إذن نصف المعادلة أكسدة ـ اختزال هي : $Cu^{2+}(aq)+2e^{-}=Cu(s)$

و $Fe(s)$ كمتفاعل ، نصف المعادلة أكسدة ـ اختزال هي : $Fe(s)=Fe^{2+}(aq)+2e^{-}$

3 ـ أمثلة لمزدوجات مؤكسد ـ مختزل

معظم المزدوجات مؤكسد ـ مختزل تكتب بشكل بسيط لذا نسميها بالمزدوجات البسيطة
$red = ox + ne$. ونجد من هذا النوع المزدوجات المتعلقة بالعناصر الفليزية ذات الصيغة العامة
M^{n+} / M حيث يمثل M الفلز (المختزل) و M^{n+} الكاتيون الفلزي (المؤكسد)

جدول بعض المزدوجات مؤكسد ـ مختزل

المزدوجة	نصف المعادلة الإلكترونية	اسم المختزل	اسم المؤكسد
$Ag^+(s)/\ Ag(s)$	$Ag^+(aq)+e^-=Ag(s)$	فلز الفضة	أيون الفضة
$Zn^{2+}(aq)/\ Zn(s)$	$Zn^{2+}(aq)+2e^-=Zn(s)$	فلز الزنك	أيون الزنك
$Al^{3+}(aq)/\ Al(s)$	$Al^{3+}(aq)+3e^-=Al(s)$	فلز الألومنيوم	أيون الألومنيوم
$Fe^{2+}(aq)/\ Fe(s)$	$Fe^{2+}(aq)+2e^-=Fe(s)$	فلز الحديد	أيون الحديدII
$Sn^{2+}(s)/\ Sn(s)$	$Sn^{2+}(aq)+2e^-=Sn(s)$	فلز القصدير	أيون القصدير

4 ـ مزدوجات مؤكسد ـ مختزل أخرى

المزدوجة $H^+(aq)/\ H_2(g)$

نصف المعادلة الإلكترونية لهذه المزدوجة : $2H^+(aq)+2e^-=H_2(g)$

مثال : عند تفاعل محلول حمض الكلوريدريك $H^+(aq)+C\ell^-(aq)$ مع فلز الزنك $Zn(s)$ ينتج عن هذا التفاعل غاز ثنائي الهيدروجين $H_2(g)$ وأيونات الزنك $Zn^{2+}(aq)$.

$H^+(aq)$ تلعب دور المؤكسد و الزنك $Zn(s)$ كمختزل .

المزدوجة $MnO_4^-(aq)/\ Mn^{2-}(aq)$

أيونات البرمنغنات $MnO_4^-(aq)$ مؤكسد وأيون المنغنيز $Mn^{2+}(aq)$ مختزل المرافق له .

تتميز الأيونات البرمنغنات باللون البنفسجي بينما أيونات المنغنيز عديمة اللون

كتابة نصف المعادلة الإلكترونية بالنسبة للمزدوجة $MnO_4^-(aq)/\ Mn^{2-}(aq)$

لكتابة هذه المعادلة نتبع الخطوات التالية :

* $MnO_4^-(aq)=Mn^{2+}(aq)$

* توازن عنصر المنغنيز بين المؤكسد والمختزل . $MnO_4^-(aq)=Mn^{2+}(aq)$

* توازن عنصر الأوكسيجين بإضافة جزيئات الماء : $MnO_4^{2-}(aq)=Mn^{2+}(aq)+4H_2O(\ell)$

* توازن عنصر الهيدروجين بإضافة أيونات الهيدروجين (لأن التحول من أيونات البرمنغنات إلى أيونات المنغنيز عديمة اللون تساهم فيه أيونات $H^+(aq)$ أي يكون المحلول حمضيا)

$$MnO_4^{2-}(aq)+8H^+(aq)=Mn^{2+}(aq)+4H_2O(\ell)$$

* توازن الشحن الكهربائية بإضافة الإلكترونات :

$$MnO_4^{2-}(aq)+8H^+(aq)+5e^-=Mn^{2+}(aq)+4H_2O(\ell)$$

تمرين تطبيقي : نعتبر المزدوجة $Cr_2O_7^{2-}(aq)/\ Cr^{3+}(aq)$. بحضور مختزل مناسب تختزل أيونات ثنائي كرومات $Cr_2O_7^{2-}(aq)$ لونها برتقالي إلى أيونات كرومات $Cr^{3+}(aq)$ لونها أخضر . وتبين التجربة أن هذا التحول يكون مصحوبا بتغير قيمة pH .

$$Cr_2O_7^{2-}(aq)+14H^+(aq)+6e^-=2Cr^{3+}(aq)+7H_2O(\ell)$$

جدول بعض المزدوجات مؤكسد ـ مختزل

المزدوجة	نصف المعادلة الإلكترونية	اسم المختزل	اسم المؤكسد

$H^+(aq)/\ H_2(g)$	$H^+(aq)+2e^-=H_2(g)$	ثنائي الهيدروجين	أيون الهيدروجين المتميه
$Fe^{3+}(aq)/\ Fe^{2+}(aq)$	$Fe^{3+}(aq)+e^-=Fe^{2+}(aq)$	أيون الحديد II	أيون الحديد III
$MnO_4^-(aq)/\ Mn^{2-}(aq)$	$nO_4^{2-}(aq)+8H^+(aq)+5e^-=Mn^{2+}(aq)+4H_2O(\ell)$	أيون البمنغنات	أيون المنغنيز
$I_2(aq)/\ I^-(aq)$	$I_2(aq)+2e^-=2I^-(aq)$	أيون اليودور	ثنائي اليود
$S_4O_6^{2-}(aq)/\ S_2O_3^{2-}(aq)$	$S_4O_6^{2-}(aq)+2e^-=2S_2O_3^{2-}(aq)$	أيون التيوكبريتات	أيون رياعي تيونات

III ـ معادلة التفاعل أكسدة ـ اختزال

بصفة عامة ، خلال تفاعل أكسدة اختزال تشارك مزدوجتان مؤكسد مختزل $ox_1/\ red_1$ و $ox_2/\ red_2$ ،. حيث يتفاعل مؤكسد إحدى المزدوجات مع مختزل المزدوجة الأخرى .

مثلا عند تفاعل المؤكسد ox_1 مع المختزل red_2 . للحصول على المعادلة الحصيلة للتفاعل ، نكتب نصفي المعادلة الإلكترونية وننجز المجموع :

$$n_2\times\left(ox_1+n_1e^-=red_1\right)$$

$$n_1\times\left(red_2=ox_2+n_2e^-\right)$$

$$n_2ox_1+n_1red_2\rightarrow n_2red_1+n_1ox_2$$

ملحوظة :

يمكن ربط الطابع المؤكسد أو المختزل لبعض الأجسام البسيطة بموقع العناصر الكيميائية المرتبطة بها في الجدول الدوري للعناصر الكيميائية .

مثلا أهم المختزلات المعروفة هي

* فلزات توجد في الجزء الأيسر من الجدول هناك الفلزات القلائية هي العناصر التي تنتمي إلى العمود الأول من الجدول (باستثناء عنصر الهيدروجين) .

* القلائيات الترابية وهي عناصر العمود الثاني من الجدول .

أمثلة : $Na(s)=Na^+(aq)+1e^-$ أو $Ca(s)=Ca^{2+}(aq)+2e^-$

أهم المؤكسدات المعروفة هي أجسام بسيطة مرتبطة بعناصر كيميائية توجد في الجزء الأيمن من الجدول .

مثلا : ثنائي الأوكسيجين $O_2(g)$ ، ثنائي الكلور $C\ell_2(g)$.

$$C\ell_2(g)+2e^-=2C\ell^-(aq)$$