

## التفاعلات أكسدة – اختزال

### I – التفاعل أكسدة – اختزال

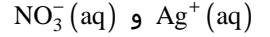
#### 1 – التبادل الإلكتروني

##### نشاط تحريبي :

نصب حجما من محلول نترات الفضة  $(Ag^+(aq) + NO_3^-(aq))$  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 – ما هي الأيونات الموجودة في محلول نترات الفضة ؟



#### 2 – لماذا نفسر التوضع اللامع خلال التجربة ؟

تحول أيونات الفضة  $Ag^+(aq)$  إلى فلز الفضة والذي يتوضع على قطعة الحديد ويتميز بلونه اللامع .

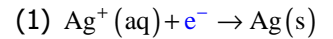
#### 3 – ما هو مصدر الأيونات $Fe^{2+}(aq)$ التي تتفاعل مع الأيونات $HO^-(aq)$ والتي تأتي من محلول الصودا لتعطي

#### هيدروكسيد الحديد II $Fe(OH)_2(s)$ ؟

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

#### 4 – نعبّر عن التحول الذي يحدث للأيونات $Ag^+(aq)$ بالمعادلة التالية : $Ag^+(aq) + \dots \rightarrow Ag(s)$

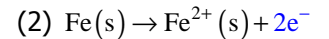
أتمم كتابة المعادلة محمدا طبيعة وعدد الدقائق التي يكتسبها الأيون  $Ag^+(aq)$  ليتحول إلى ذرة الفضة.



طبيعة الدقائق المكتسبة من طرف أيون الفضة هي الإلكترونات وعددها واحد .

#### 5 – 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 :



#### 6 – نسمي النوع الكيميائي الذي اكتسب إلكترونات أو أكثر خلال التفاعل الكيميائي بالمؤكسد $oxydant$ ونسمي النوع الكيميائي الذي فقد إلكترونات أو أكثر خلال تفاعل كيميائي بالمختزل $le reducteur$ .

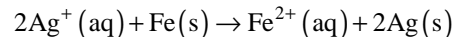
حدد في المعادلتين (1) و(2) المؤكسد والمختزل

**المؤكسد** هو أيون الفضة  $Ag^+(aq)$  **والمختزل** هو الحديد  $Fe(s)$

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

#### 7 – 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 مناسباً للتفاعل الأكسدة والاختزال .

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



#### 2 – تعاريف

##### أ – تعريف بالأكسدة والاختزال

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

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

##### ب – المؤكسد والمختزل

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

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

##### ج – التفاعل أكسدة واختزال

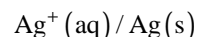
التفاعل أكسدة واختزال هو تبادل إلكتروني بين مؤكسد ومختزل ، حيث يفقد المختزل إلكترونات بينما يكتسبها المؤكسد .

##### II – المزدوجة مؤكسد – مختزل

##### 1 – تعريف

في التجربة السابقة لاحظنا أن أيونات الفضة  $Ag^+(aq)$  كمؤكسد تحول خلال التفاعل الكيميائي إلى ذرات الفضة  $Ag(s)$  . نسمي

المجموعة المكونة من  $Ag^+(aq)$  و  $Ag(s)$  بمزدوجة مؤكسد – مختزل . ونرمز لها بالكتابة :

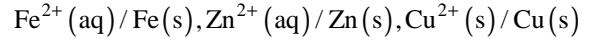


بصفة عامة ، يكون نوعان كيميائيان مزدوجة مؤكسد – مختزل (ox / red) إذا كان بالإمكان التحول من نوع إلى آخر باكتساب أو

فقدان إلكترونات أو أكثر .

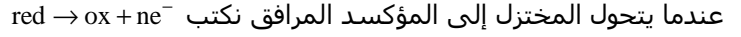
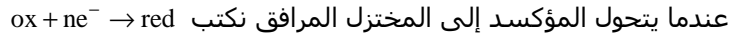
## التفاعلات أكسدة - اختزال

أمثلة :



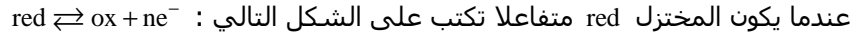
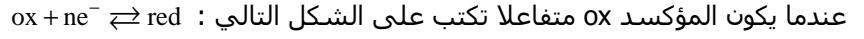
### 2 - نصف المعادلة أكسدة - اختزال

تعتبر بصفة عامة المزدوجة مؤكسد ت مختزل التالية : (ox / red)

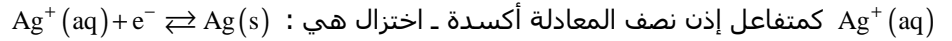


وللتعبير عن هذين التحويلين الممكنين نكتب :  $\text{red} \rightleftharpoons \text{ox} + \text{ne}^-$  حيث n تمثل عدد الإلكترونات المتبادلة خلال التفاعل . وتسمى هذه الكتابة بنصف المعادلة الإلكترونية أو نصف المعادلة أكسدة - اختزال .

ملحوظة : لكتابة نصف المعادلة الإلكترونية يجب الأخذ بعين الاعتبار :



مثال : في التفاعل المدروس في النشاط التجريبي :



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

### 3 - أمثلة لمزدوجات مؤكسد - مختزل

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

### جدول بعض المزدوجات مؤكسد - مختزل

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

### 4 - مزدوجات مؤكسد - مختزل أخرى

#### المزدوجة $\text{H}^+(\text{aq}) / \text{H}_2(\text{g})$

نصف المعادلة الإلكترونية لهذه المزدوجة :  $2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$

مثال : عند تفاعل محلول حمض الكلوريدريك  $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$  مع فلز الزنك  $\text{Zn}(\text{s})$  ينتج عن هذا التفاعل غاز ثنائي

الهيدروجين  $\text{H}_2(\text{g})$  وأيونات الزنك  $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$  .

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

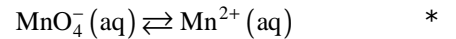
#### المزدوجة $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$

أيونات البرمنغنات  $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$  مؤكسد وأيون المنغنيز  $\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$  مختزل المرافق له .

تتميز الأيونات البرمنغنات باللون البنفسجي بينما أيونات المنغنيز عديمة اللون

كتابة نصف المعادلة الإلكترونية بالنسبة للمزدوجة  $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) / \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$

لكتابه هذه المعادلة تتبع الخطوات التالية :



\* توازن عنصر المنغنيز بين المؤكسد والمختزل .  $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$

\* توازن عنصر الأوكسجين بإضافة جزيئات الماء :  $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\ell)$

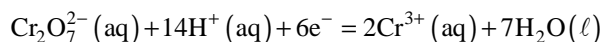
\* توازن عنصر الهيدروجين بإضافة أيونات الهيدروجين ( لأن التحول من أيونات البرمنغنات إلى أيونات المنغنيز عديمة اللون تساهم

فيه أيونات  $\text{H}^+(\text{aq})$  أي يكون المحلول حمضيا )  $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\ell)$

\* توازن الشحنة الكهربائية بإضافة الإلكترونات :  $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\ell)$

## التفاعلات أكسدة - اختزال

تمرين تطبيقي : نعتبر المزدوجة  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})/\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$  . بحضور مختزل مناسب تختزل أيونات ثنائي كرومات  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq})$  لونها برتقالي إلى أيونات كرومات  $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$  لونها أخضر . وتبين التجربة أن هذا التحول يكون مصحوبا بتغير قيمة pH .

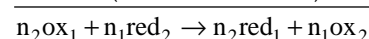
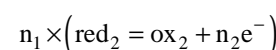
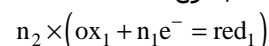


### جدول بعض المزدوجات مؤكسد- مختزل

المزدوجة	نصف المعادلة الإلكترونية	اسم المختزل	اسم المؤكسد
$\text{H}^+(\text{aq})/\text{H}_2(\text{g})$	$\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{H}_2(\text{g})$	ثنائي الهيدروجين	أيون الهيدروجين المتميه
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	أيون الحديد II	أيون الحديد III
$\text{MnO}_4^-(\text{aq})/\text{Mn}^{2+}(\text{aq})$	$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8\text{H}^+(\text{aq}) + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\ell)$	أيون البمنغنات	أيون المنغنيز
$\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$	$\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-(\text{aq})$	أيون اليودور	ثنائي اليود
$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$	أيون التيوكبريتات	أيون ريباعي تيونات

### III - معادلة التفاعل أكسدة - اختزال

بصفة عامة ، خلال تفاعل أكسدة اختزال تشارك مزدوجتان مؤكسد- مختزل  $\text{ox}_1/\text{red}_1$  و  $\text{ox}_2/\text{red}_2$  ، حيث يتفاعل مؤكسد إحدى المزدوجات مع مختزل المزدوجة الأخرى . مثلا عند تفاعل المؤكسد  $\text{ox}_1$  مع المختزل  $\text{red}_2$  ، للحصول على المعادلة الحصيلة للتفاعل ، نكتب نصفي المعادلة الإلكترونية وننجز المجموع :



#### 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 القلوية هي العناصر التي تنتمي إلى العمود الأول من الجدول ( باستثناء عنصر الهيدروجين ) .

\* القلويات الترابية وهي عناصر العمود الثاني من الجدول .

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

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

مثلا : ثنائي الأوكسجين  $\text{O}_2(\text{g})$  ، ثنائي الكلور  $\text{Cl}_2(\text{g})$  .

