تم تحميل هذا الملف من موقع Talamidi.com

# التحولات السريعة التحولات البطيئة

## I الإبراز التجريبي لمفهوم الأكسدة –اختزال:

### 1- نشاط رقم1:

**نعتبر المزدوجات مؤكسد مختزل التالية :**

$Ag^+/Ag$ ، $Cu^{2+}/Cu$ ، $Al^{3+}/Al$ ، $Cl_2/Cl^-$ ، $I_2/I^-$ ، $MnO_4^-/Mn^{2+}$ ، $NO_3^-/NO$ و $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$.

**أ- أكتب نصف معادلة الأكسدة-اختزال الموافقة لكل مزدوجة مع تحديد المؤكسد والمختزل في كل حالة.**

**ب- ماذا تستنتج؟**

---

أ-

$Ag^+ + e^- \leftrightarrows Ag$

المختزل $Ag$

المؤكسد $Ag^+$

$Cl_2 + 2e^- \leftrightarrows 2Cl^-$

المختزل $Cl^-$

المؤكسد $Cl_2$

$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrows Cu$

المختزل $Cu$

المؤكسد $Cu^{2+}$

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \leftrightarrows Mn^{2+} + 4H_2O$

المختزل $MnO_4^-$

المؤكسد $Mn^{2+}$

$Al^{3+} + 3e^- \leftrightarrows Al$

المختزل $Al$

المؤكسد $Al^{3+}$

$I_2 + 2e^- \leftrightarrows 2I^-$

المختزل $I^-$

المؤكسد $I_2$

**ب- يكتب النوعان المرافقان لمزدوجة مؤكسد – مختزل دائما حسب الترتيب التالي:** $ox/red$ **ونصف المعادلة أكسدة اختزال تكتب كما يلي:**

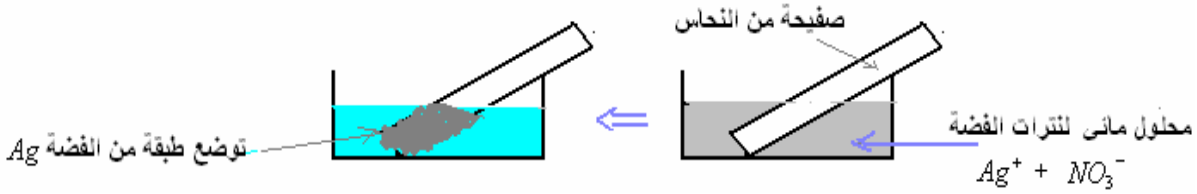
$$ox + ne^- \leftrightarrows red$$

**ومنه نستنتج أن المؤكسد هو كل نوع كيميائي قادر على اكتساب إلكترون أو أكثر خلال تحول كيميائي.**

### 2- نشاط رقم2 :

***تجربة:**

**نغمر صفيحة من النحاس في كأس به محلول مائي لنترات الفضة** ( $Ag^+_{aq} + NO_3^-_{aq}$ )




**نلاحظ توضع طبقة من الفضة** $Ag_{(s)}$ **على الجزء المغمور وتلون المحلول باللون الأزرق نتيجة تكون الأيونات** $Cu^{2+}_{(aq)}$ .

***تعليل:**

⊗ **خلال هذا التفاعل تأكسدت ذرات النحاس إلى أيونات النحاس حسب نصف المعادلة :**

$$Cu_{(s)} \xrightarrow{\text{أكسدة}} Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$$

**ذرات النحاس** $Cu$ **لعبت دور المختزل(لأنها فقدت الإلكترونات) فتحولت إلى :** $Cu^{2+}_{(aq)}$ **وهذان النوعان ينتميان إلى المزدوجة** $Cu^{2+}_{aq}/Cu_{(s)}$.

⊗ **بينما أيونات الفضة اختزلت إلى** $Ag_{(s)}$ **حسب نصف المعادلة :**

$$Ag^+_{(aq)} + e^- \xrightarrow{\text{اختزال}} Ag_{(s)}$$

**أيونات الفضة** $Ag^+_{(aq)}$ **لعبت دور المؤكسد(لأنها اكتسبت الإلكترونات) فتحولت إلى** $Ag_{(s)}$ **وهذان النوعان ينتميان إلى المزدوجة** $Ag^+_{(aq)}/Ag_{(s)}$.

⊗ **ويمكن الحصول على المعادلة الكيميائية بجمع نصفي معادلتي الأكسدة –اختزال :**

$$Cu_{(s)} \xrightarrow{\text{أكسدة}} Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$$

$$(2Ag^+_{aq} + 2e^- \xrightarrow{\text{اختزال}} 2Ag_{(s)})$$

$$Cu_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

*** استنتاج:**

Talamidi.com تم تحميل هذا الملف من موقع

**المؤكسد** هو كل نوع كيميائي قادر على اكتساب إلكترون أو أكثر خلال تحول كيميائي ، ويسمى النوع الناتج **مختزلا** مرافقا .

**المختزل** هو كل نوع كيميائي قادر على منح إلكترون أو أكثر خلال تحول كيميائي، ويسمى النوع الناتج **مؤكسدا** مرافقا .

**الأكسدة** هي فقدان الإلكترونات من طرف نوع كيميائي والنوع الكيميائي الذي تطرأ عليه الأكسدة يسمى مختزلا.

**الاختزال** هو اكتساب الإلكترونات من طرف نوع كيميائي والنوع الكيميائي الذي يطرأ عليه الاختزال يسمى مؤكسدا.

بحيث يحدث انتقال الإلكترونات من مختزل $ox_1 / réd_1$ و $ox_2 / réd_2$ بصفة عامة يتم تفاعل **الأكسدة-اختزال** بين مزدوجتين **مختزل/مؤكسد** إحداهما إلى مؤكسد الأخرى :

$$(ox_1 + n_1e^- \rightarrow réd_1) \times n_2$$
$$(réd_2 \rightarrow ox_2 + n_2e^-) \times n_1$$
$$n_2ox_1 + n_1réd_2 \rightarrow n_2réd_1 + n_1ox_2$$

**مثال:** عندما نغمر صفيحة من الألمنيوم في محلول مائي لنترات الفضة نحصل على توضع الفضة على الصفيحة ونبرز في نهاية التفاعل تكون أيونات الألمنيوم . إذن التفاعل الذي تم بين المزدوجتين $Al^{3+}_{(aq)} / Al_{(s)}$ و $Ag^+_{(aq)} / Ag_{(s)}$ هو كما يلي:

$$(Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag) \times 3$$
$$Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$$
$$Al + 3Ag^+ \longrightarrow 3Ag + Al^{3+}$$

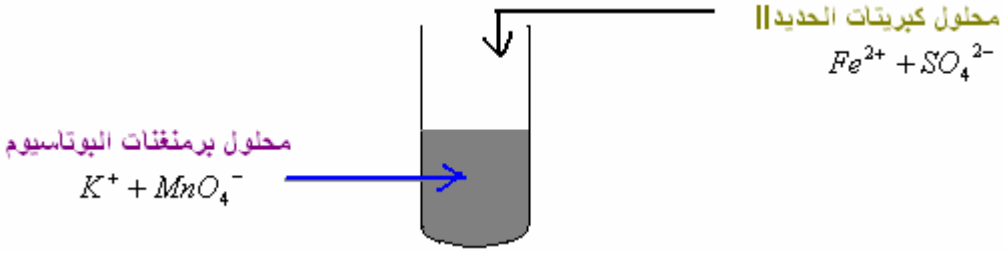
# II التحولات السريعة والتحولات البطيئة:

## 1)التحولات السريعة:

### أ) تعريف:

التحولات السريعة هي التي تحدث في مدة زمنية وجيزة بحيث لا يمكن تتبع تطورها بالعين المجردة أو بأدوات القياس .

### ب)نشاط رقم1: نصب في كأس قليلا من محلول برمغنات البوتاسيوم $(K^+ + MnO_4^-)$ المحمض بحمض الكبريتيك ثم نضيف إليه محلول كبريتات الحديد II $(Fe^{2+} + SO_4^{2-})$. فيحدث تفاعل سريع.




نلاحظ أن محلول برمغنات البوتاسيوم يفقد لونه البنفسجي نتيجة تكون أيونات المنغنيز $Mn^{2+}_{(aq)}$ العديمة اللون في المحاليل المائية.

و نبرز باستعمال محلول الصودا وجود الأيونات $Fe^{3+}_{(aq)}$ في المحلول المحصل عليه(التي تعطي للمحلول لون الصدأ).

خلال هذه التجربة تم تفاعل بين الأيونات $MnO_4^-_{(aq)}$ والأيونات $Fe^{2+}_{(aq)}$ لإعطاء أيونات المنغنيز $Mn^{2+}_{(aq)}$ وأيونات الحديد III $Fe^{3+}_{(aq)}$.

معادلة التفاعل:

$$MnO_4^-_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5e^- \quad \text{(اختزال)}$$
$$(Fe^{2+}_{(aq)} \rightarrow Fe^{3+}_{(aq)} + e^-) \times 5 \quad \text{(أكسدة)}$$
$$MnO_4^-_{(aq)} + 8H^+_{(aq)} + 5Fe^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Mn^{2+}_{(aq)} + 5Fe^{3+}_{(aq)} + 4H_2O_{(\ell)}$$

### ج) نشاط رقم2: أمثلة أخرى لتحولات سريعة:

* **تجربة1**:ترسيب هيدروكسيد النحاس

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)} \longrightarrow Cu(OH)_{2(s)}$$

* **تجربة2**: ترسيب كلورور الفضة

تم تحميل هذا الملف من موقع Talamidi.com

$$Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} \longrightarrow (AgCl)_{(s)}$$

# 2) التحولات البطيئة:

## أ) تعريف:

**التحولات البطيئة هي التي تستغرق مدة زمنية نستطيع خلالها تتبعه بالعين المجردة أو بأدوات القياس .**

## ب)نشاط رقم 1

**نمزج في كأس قليلا من محلول يودور البوتاسيوم $(K^+ + I^-)$والماء الأكسيجيني $H_2O_2$ المحمض بقطرات من حمض الكبريتيك المركز .**
**مباشرة بعد مزج المحلولين يحدث تفاعل بين $I^-$ و $H_2O_2$ فيتكون تدريجيا الماء وثنائي اليود $I_2$ ذي اللون البني.**

**نلاحظ تطور الخليط التفاعلي خلال الزمن: يأخذ المحلول لونا أصفرا فاتحا في البداية ثم يصير داكنا ثم يميل إلى اللون البني .**

**نصف معادلة التفاعل بالنسبة للمزدوجة $H_2O_2/H_2O$ :** $H_2O_{2(aq)} + 2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2H_2O_{(l)}$

**ونصف معادلة التفاعل بالنسبة للمزدوجة $I_2/I^-$ :** $2I^-_{(aq)} \rightarrow I_{2(aq)} + 2e^-$

**ونحصل على معادلة الأكسدة-اختزال بإضافة نصفي المعادلتين السابقتين طرفا بطرف.**

$H_2O_{2(aq)} + 2I^-_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow I_{2(aq)} + 2H_2O_{(l)}$ **تحول بطيء**

## ج)نشاط رقم2:

**نمزج في كأس $10ml$ من محلول حمض الكلوريدريك $(H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)})$المركز$(1mol/l)$وقليلا من محلول ثيوكبريتات الصوديوم $(2Na^+_{(aq)} + S_2O_3^{2-}{}_{(aq)})$ذي التركيز $10^{-1}mol/l$ .**

**نلاحظ أن محتوى الكأس يأخذ بعد لحظات لونا يميل إلى الأزرق ثم يصبح أصفر ويعزى ذلك إلى ازدواجية تحول الأيونات $S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}$ في وسط حمضي إلى $S_{(S)}$ ثم إلى $(SO_{2(aq)})$.**

**نصف معادلة التفاعل بالنسبة للمزدوجة $S_2O_3^{2-}{}_{(aq)}/S_{(S)}$ :**

$$S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} + 6H^+_{(aq)} + 4e^- \xrightarrow{\text{اختزال}} 2S_{(S)} + 3H_2O_{(l)}$$

ونصف معادلة التفاعل بالنسبة للمزدوجة : $SO_2 / S_2O_3^{2-}$

$$S_2O_3^{2-} + H_2O \xrightarrow{\text{أكسدة}} 2SO_2 + 2H^+_{(aq)} + 4e^-$$

وحصيلة التفاعل هي:

$$S_2O_3^{2-}{}_{(aq)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow S_{(S)} + SO_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$$

## د) أمثلة اخرى لتحولات بطيئة :

- تفاعل الأسترة.
- تكون الصدأ الذي ينتج عنه تآكل الحديد.

**ملحوظة1:** تعتبر بعض التفاعلات جد بطيئة بحيث تظهر وكأنها لاتحدث،نقول إنها حركيا متوقفة. مثال : تحلل الماء الأوكسيجيني .

$$H_2O_{2(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + O_{2(g)}$$

**ملحوظة2:**لإبراز التحولات البطيئة نستعمل بعض التقنيات ،مثل:استعمال المانوميتر أو مقياس المواصلة أو جهاز $pH$ - ميتر.

Talamidi.com تم تحميل هذا الملف من موقع

# III) الإبراز التجريبي للعوامل الحركية:

## 1)تعريف:

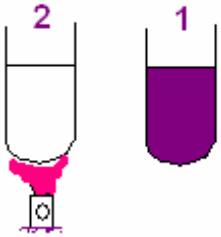
**نسمي عاملا حركيا كل مقدار مؤثر على سرعة تحول كيميائي .**

## 2)أمثلة لبعض العوامل الحركية :

### أ)درجة الحرارة :

ننجز التجربة التالية لإبراز تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل .

نصب في أنبوبي اختبار (1)و (2) $10ml$ من محلول حمض الأوكساليك $H_2C_2O_4$ $_{(aq)}$ ذي تركيز $0,5mol/l$.




نترك الكأس (١) عند درجة حرارة عادية ونرفع درجة الثاني إلى $40°c$.

نضيف في نفس اللحظة إلى كل منهما $5ml$ برمغنات البوتاسيوم $(K^+ + MnO_4^-)$.

نلاحظ اختفاء اللون البنفسجي المميز للأيونات $MnO_4^-$ أسرع في الكأس ٢ الذي تم تسخينه (أي رفع درجة حرارته).

نستنتج أنه كلما كانت درجة الحرارة مرتفعة كلما ازدادت سرعة التفاعل.

إذن درجة الحرارة تعتبر عاملا حركيا ، لها تأثير على سرعة التحولات الكيميائية.

**إذن درجة الحرارة تعتبر عاملا حركيا ، لها تأثير على سرعة التحولات الكيميائية.**

### ب) تأثير تركيز المتفاعلات

**تتفاعل ايونات اليودور $I^-$ مع جزيئات الماء الأكسيجيني $H_2O_2$ في وسط حمضي حسب المعادلة :**

$$H_2O_{2\,(aq)} + 2\,I^-_{(aq)} + 2\,H^+_{(aq)} \rightarrow I_{2\,(aq)} + 2\,H_2O_{(l)}$$

**نصب في كأسين نفس الحجم $H_2O_2$ المحمض بقطرات من حمض الكبريتيك ونضيف لكل منهما نفس الحجم من محلول $(K^+ + I^-)$ لكن تركيز هذا الأخير في الكأس الثاني أكبر منه في الكأس الأول .**

**نلاحظ أن التفاعل يكون أسرع كلما كان تركيز احد المتفاعلات اكبر.**

**إذن تركيز المتفاعلات يعتبر عاملا حركيا .**

**كما نشير إلى أن هناك عوامل أخرى مثل الحفاز والمذيب .**

# III) بعض تطبيقات العوامل الحركية.

**يتم تسريع أو تخفيض سرعة تحول كيميائي بالتأثير على العوامل الحركية.**

**فالتسريع قد نحصل عليه إما برفع درجة حرارة الوسط التفاعلي أو بالزيادة في التركيز البدئي للمتفاعلات .بينما التخفيض من سرعة التفاعل أو التوقيف نحصل عليهما بخفض درجة الحرارة أو بتخفيف الوسط التفاعلي .**