

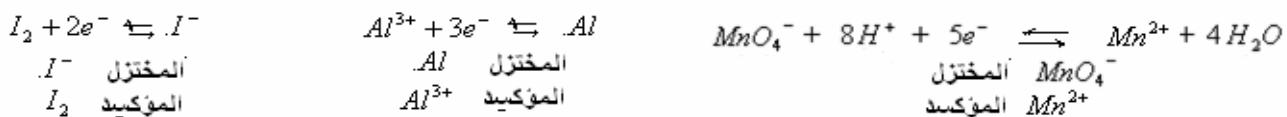
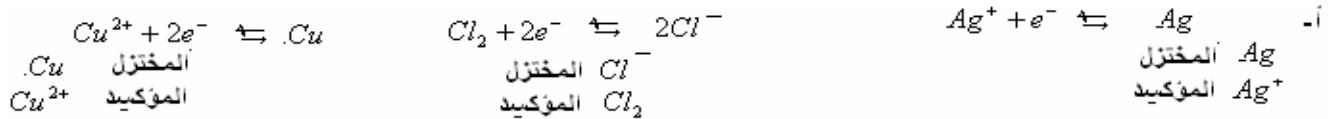
I الإبراز التجاري لمفهوم الأكسدة - اختزال:

1- نشاط رقم 1:

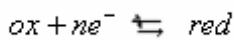
نعتبر المزدوجات مؤكسد مختزل التالية :

- . $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ و $\text{NO}_3^- / \text{NO}$ ، $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ ، I_2 / I^- ، $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$ ، $\text{Al}^{3+} / \text{Al}$ ، $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$ ، Ag^+ / Ag
- أ- أكتب نصف معادلة الأكسدة-اختزال الموافقة لكل مزدوجة مع تحديد المؤكسد والمختزل في كل حالة.

ب- ماذا تستنتج؟



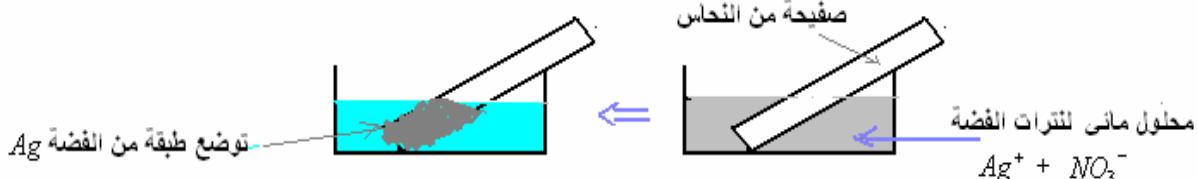
ب- يكتب النوعان المرافقان لمزدوجة مؤكسد - مختزل دائمًا حسب الترتيب التالي: ox / red ونصف المعادلة أكسدة اختزال تكتب كما يلي:



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

2- نشاط رقم 2 . *تجربة

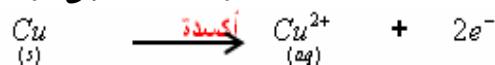
نغمي صفيحة من النحاس في كأس به محلول مائي لنترات الفضة ($(\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-)_{aq}$)



نلاحظ توضع طبقة من الفضة Ag على الجزء المغمور وتلون محلول باللون الأزرق نتيجة تكون الأيونات $\text{Cu}^{2+}_{(s)}$

*تحليل:

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



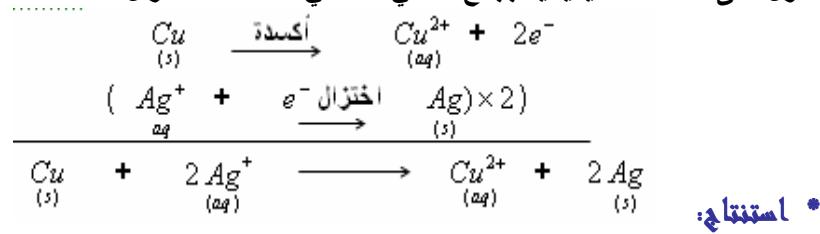
ذرات النحاس $\text{Cu}_{(s)}$ لعبت دور المختزل (لأنها فقща الإلكترونات) فتحولت إلى $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ وهذا النوعان ينتميان إلى المزدوجة $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}$.

⊗ بينما أيونات الفضة اختزلت إلى $\text{Ag}_{(s)}$ حسب نصف المعادلة :



أيونات الفضة Ag^+ لعبت دور المؤكسد (لأنها اكتسبت الإلكترونات) فتحولت إلى $\text{Ag}_{(s)}$ وهذا النوعان ينتميان إلى المزدوجة $\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}$

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



هذا الملف تم تحميله من موقع Talamid.ma

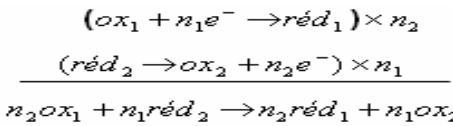
المؤكسد هو كل نوع كيميائي قادر على اكتساب الإلكترون أو أكثر خلال تحول كيميائي ، ويسمى النوع الناتج مختزلاً مرافقاً .

المغتزل هو كل نوع كيميائي قادر على منح الإلكترون أو أكثر خلال تحول كيميائي، ويسمى النوع الناتج مؤكسداً مرافقاً .

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

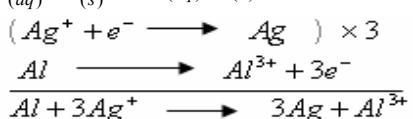
الاختزال هو اكتساب الإلكترونات من طرف نوع كيميائي والنوع الكيميائي الذي يطرأ عليه الاختزال يسمى مؤكسداً.

حيث يحدث انتقال الإلكترونات من مختزلاً $ox_1 / réd_1$ وبصفة عامة يتم تفاعل الأكسدة-اختزال بين مزدوجتين مختزلاً/مؤكسداً أحدهما إلى مؤكسد الأخرى :



مثال: عندما نصر صفيحة من الألمنيوم في محلول مائي لتراث الفضة نحصل على توضع الفضة على الصفيحة ونبز في نهاية

التفاعل تكون أيونات الألمنيوم . إذن التفاعل الذي تم بين المزدوجتين Ag^{+} / Ag و Al^{3+} / Al هو كما يلي:



II التحولات السريعة والتحولات البطيئة:

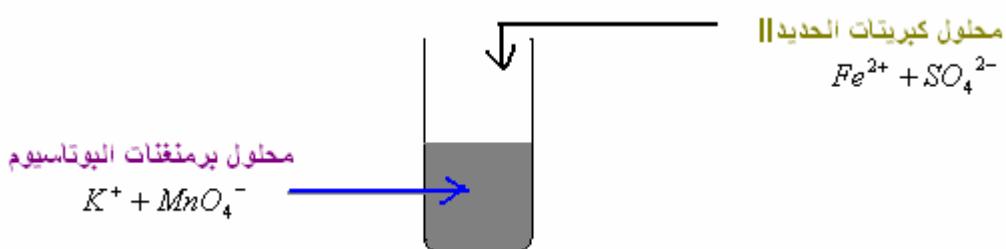
1) التحولات السريعة:

(ا) تعريف:

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

بـ(نـشـاط دـقـهـ1): نصب في كأس قليلاً من محلول برمغات البوتاسيوم ($K^{+} + MnO_4^{-}$) المحمض بحمض الكبريتيك ثم نضيف إليه

محلول كبريتات الحديد $Fe^{2+} + SO_4^{2-}$. فيحدث تفاعل سريع .

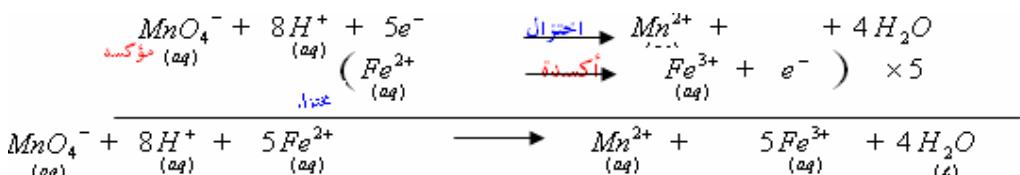


نلاحظ أن محلول برمغات البوتاسيوم يفقد لونه البنفسجي نتيجة تكون أيونات المنقذ Mn^{2+} العديمة اللون في المحاليل المائية.

ونبز باستعمال محلول الصودا وجود الأيونات Fe^{3+} في محلول المحصل عليه(التي تعطي للمحلول لون الصدأ).

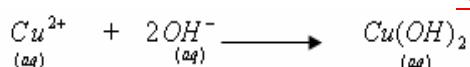
خلال هذه التجربة تم تفاعل بين الأيونات MnO_4^{-} والأيونات Fe^{2+} لإعطاء أيونات المنقذ Mn^{2+} وأيونات الحديد III .

معادلة التفاعل:



ج) نشاط دقة 2: أمثلة أخرى لتحولات سريعة:

* تجربة 1: ترسيب هيدروكسيد النحاس



* تجربة 2: ترسيب كلورور الفضة

2) التحولات البطيئة:

أ) تعريفها:

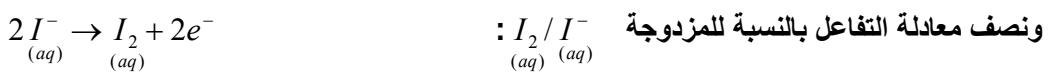
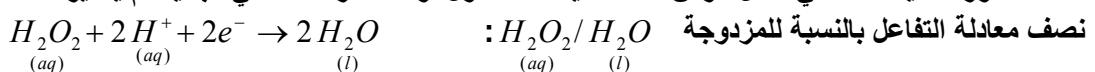
التحولات البطيئة هي التي تستغرق مدة زمنية تستطيع خلالها تتبعه بالعين المجردة أو بأدوات القياس.

ب) نشاط رقم 1

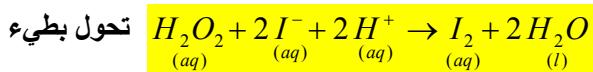
نمزج في كأس قليلاً من محلول يودور البوتاسيوم $(\text{K}^+ + \text{I}^-)$ والماء الأوكسجيني H_2O_2 الممحض بقطارات من حمض الكبريتيك المركز . مباشرةً بعد مزج المحلولين يحدث تفاعل بين I^- و H_2O_2 فيكون تدريجياً الماء وثاني اليود I_2 ذي اللون البني.



نلاحظ تطور الخليط التفاعلي خلال الزمن: يأخذ محلول لوناً أصفرًا فاتحاً في البداية ثم يصير داكناً ثم يميل إلى اللون البني .

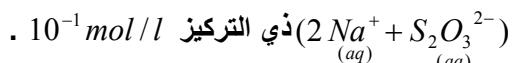


ونحصل على معادلة الأكسدة-اختزال بإضافة نصف المعادلتين السابقتين طرفاً بطرف.



ج) نشاط رقم 2:

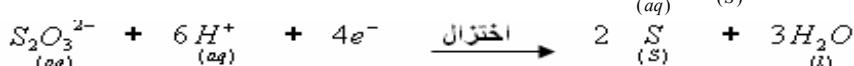
نمزج في كأس 10ml من محلول حمض الكلوريد里ك $(\text{H}^+ + \text{Cl}^-)$ (المركز) (1mol/l) وقليلاً من محلول ثيوکبريتات الصوديوم



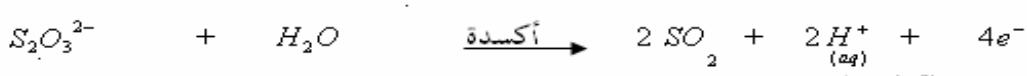
نلاحظ أن محتوى الكأس يأخذ بعد لحظات لوناً يميل إلى الأزرق ثم يصبح أصفر ويُعزى ذلك إلى ازدواجية تحول الأيونات $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ في

وسط حمضي إلى $\text{S}^{(S)}$ ثم إلى $\text{SO}_{(aq)}^2$.

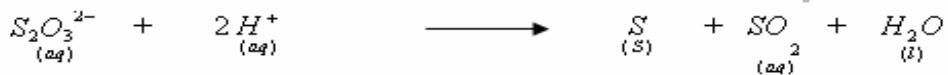
نصف معادلة التفاعل بالنسبة للمزدوجة $: \text{S}_2\text{O}_3^{2-} / \text{S}^{(S)}$



نصف معادلة التفاعل بالنسبة للمزدوجة $: \text{SO}_{(aq)}^2 / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$



وحصيلة التفاعل هي:

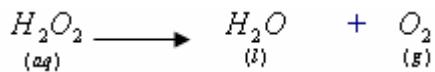


د) أمثلة أخرى لتحولات بطيئة :

- تفاعل الأسترة.

- تكون الصدأ الذي ينتج عنه تآكل الحديد.

ملحوظة 1: تعتبر بعض التفاعلات جد بطيئة بحيث تظهر وكأنها لا تحدث، نقول إنما حركياً متوقفة. مثال: تحلل الماء الأوكسجيني



ملحوظة 2: لإبراز التحولات البطيئة نستعمل بعض التقنيات ، مثل: استعمال المانوميتر أو مقاييس المواصلة أو جهاز pH - ميتر.

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

III) الإبراز التجريبي للعوامل الحركية:

1) تعريفه:

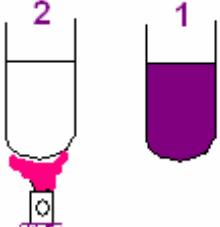
نسمى عالما حركيا كل مقدار مؤثر على سرعة تحول كيميائي .

2) أمثلة لبعض العوامل الحركية :

أ) درجة الحرارة :

تتجز التجربة التالية لإبراز تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل .

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



ترك الكأس (1) عند درجة حرارة عادية وترفع درجة الثاني إلى 40°C.

تضيق في نفس اللحظة إلى كل منها 5ml برمغات البوتاسيوم ($K^+ + MnO_4^-$).

تلحظ اختفاء اللون البنفسجي المميز للأيونات MnO_4^- أسرع في الكأس 2

الذى تم تسخينه (أى رفع درجة حرارته).

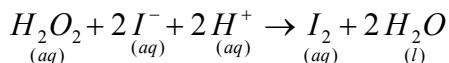
نستنتج أنه كلما كانت درجة الحرارة مرتفعة كلما ازدادت سرعة التفاعل.

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

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

ب) تأثير تركيز المتفاعلات :

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



نصب في كاسين نفس الحجم H_2O_2 المحمض بقطرات من حمض الكبريتيك وتضيق لكل منها 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 أحد المتفاعلات أكبر.

إذن تركيز المتفاعلات يعتبر عالما حركيا .

كما نشير إلى أن هناك عوامل أخرى مثل العفاز والمذيبة .

III) بعض تطبيقاته 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 البدني للمتفاعلات . بينما التخفيض من سرعة التفاعل أو التوقف نحصل عليهم بخفض درجة الحرارة أو بتخفيف الوسط التفاعلي .