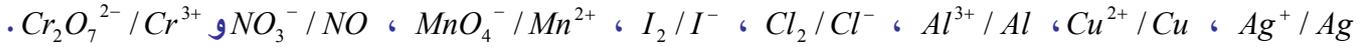


التحولات السريعة التحولات البطيئة

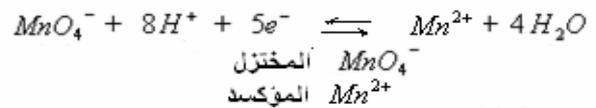
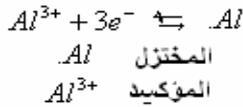
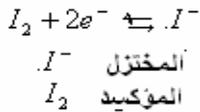
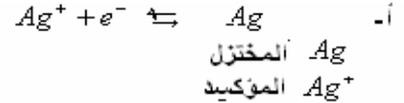
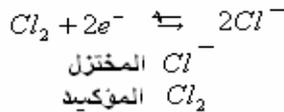
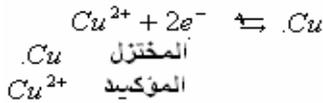
I إبراز التجريبي لمفهوم الأكسدة - اختزال:

1- نشاط رقم 1:

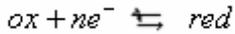
نعتبر المزدوجات مؤكسد مختزل التالية :



أ- أكتب نصف معادلة الأكسدة-اختزال الموافقة لكل مزدوجة مع تحديد المؤكسد والمختزل في كل حالة.
ب- ماذا تستنتج؟



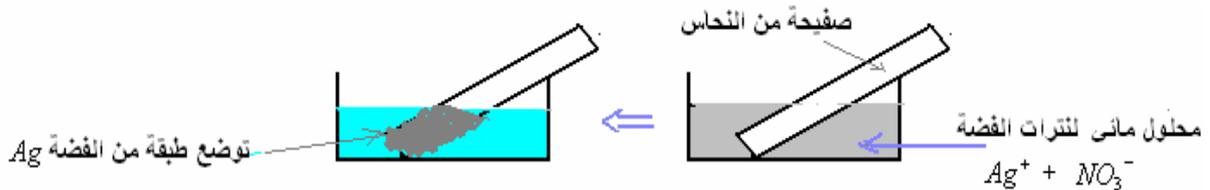
ب- يكتب النوعان المرافقان لمزدوجة مؤكسد - مختزل دائما حسب الترتيب التالي: ox/red ونصف المعادلة أكسدة اختزال تكتب كما يلي:



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

2- نشاط رقم 2 : تجربة*

نغمز صفيحة من النحاس في كأس به محلول مائي لنترات الفضة ($Ag^+ + NO_3^-$)



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

*تعليل:

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



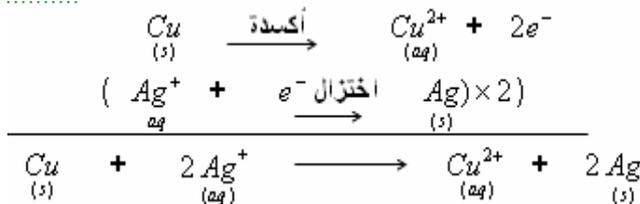
ذرات النحاس Cu لعبت دور المختزل (لأنها فقدت الإلكترونات) فتحولت إلى Cu^{2+} وهذان النوعان ينتميان إلى المزدوجة Cu^{2+}/Cu (s)

⊗ بينما أيونات الفضة اختزلت إلى Ag حسب نصف المعادلة :



أيونات الفضة Ag^+ لعبت دور المؤكسد (لأنها اكتسبت الإلكترونات) فتحولت إلى Ag وهذان النوعان ينتميان إلى المزدوجة Ag^+/Ag (s)

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



* استنتاج:

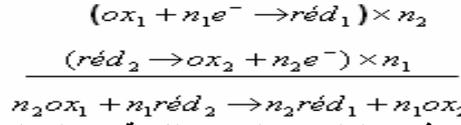
المؤكسد هو كل نوع كيميائي قادر على اكتساب إلكترون أو أكثر خلال تحول كيميائي ، ويسمى النوع الناتج **مختزلا** مرافقا .

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.

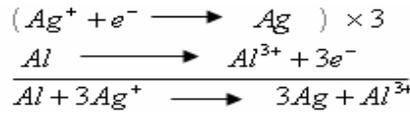
الاختزال هو اكتساب الإلكترونات من طرف نوع كيميائي والنوع الكيميائي الذي يطرأ عليه الاختزال يسمى مؤكسدا.

بحيث يحدث انتقال الإلكترونات من مختزل ox_1 / red_1 و ox_2 / red_2 بصفة عامة يتم تفاعل **الأكسدة-اختزال** بين مزدوجتين **مختزل/مؤكسد** إحداهما إلى مؤكسد الأخرى :



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+} / Al و Ag^+ / Ag هو كما يلي:



II التحولات السريعة والتحولات البطيئة:

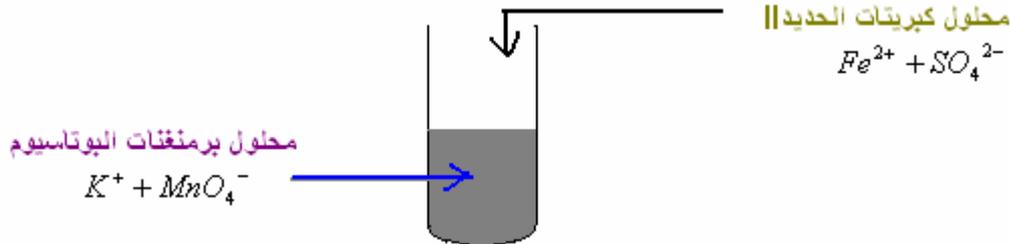
1) التحولات السريعة:

(أ) **تعريفه:**

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

(ب) **نشاط رقم 1:** نصب في كأس قليلا من محلول برمنغنات البوتاسيوم ($K^+ + MnO_4^-$) المحمض بحمض الكبريتيك ثم نضيف إليه

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

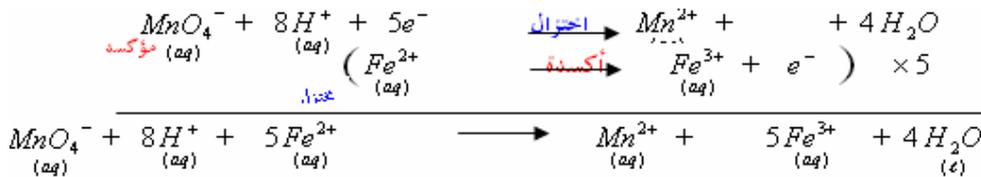


نلاحظ أن محلول برمنغنات البوتاسيوم يفقد لونه البنفسجي نتيجة تكون أيونات المنغنيز Mn^{2+} العديمة اللون في المحاليل المائية.

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

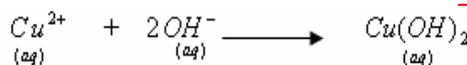
خلال هذه التجربة تم تفاعل بين الأيونات MnO_4^- والأيونات Fe^{2+} لإعطاء أيونات المنغنيز Mn^{2+} وأيونات الحديد III Fe^{3+} .

معادلة التفاعل:



(ج) **نشاط رقم 2:** أمثلة أخرى لتحولات سريعة:

* **تجربة 1:** ترسيب هيدروكسيد النحاس



* **تجربة 2:** ترسيب كلورور الفضة



(2) التحولات البطيئة:

(أ) تعريفه:

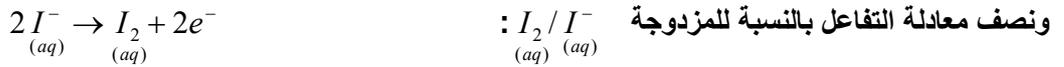
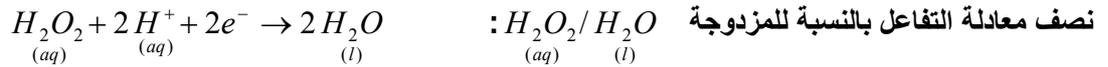
التحولات البطيئة هي التي تستغرق مدة زمنية نستطيع خلالها تتبعه بالعين المجردة أو بأدوات القياس .

(ب) نشاط رقم 1

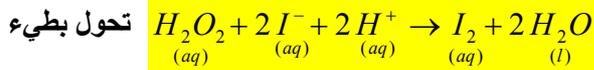
نمزج في كأس قليلا من محلول يودور البوتاسيوم ($K^+ + I^-$) والماء الأوكسيجيني H_2O_2 المحمض بقطرات من حمض الكبريتيك المركز . مباشرة بعد مزج المحلولين يحدث تفاعل بين I^- و H_2O_2 فيتكون تدريجيا الماء وثنائي اليود I_2 ذي اللون البني.



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



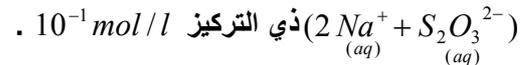
ونحصل على معادلة الأكسدة-اختزال بإضافة نصفي المعادلتين السابقتين طرفا بطرف.



تحول بطيء

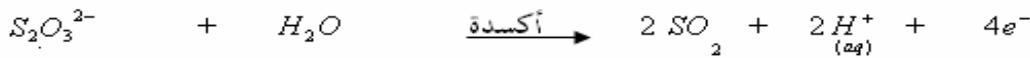
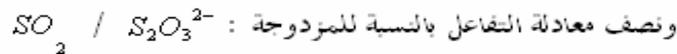
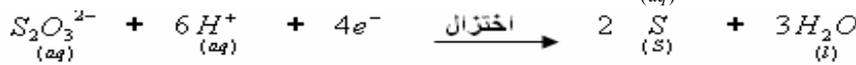
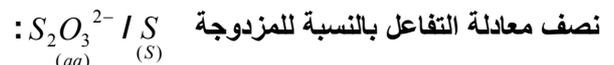
(ج) نشاط رقم 2:

نمزج في كأس 10ml من محلول حمض الكلوريدريك ($H^+ + Cl^-$) المركز (1mol/l) وقليلًا من محلول ثيوكبريتات الصوديوم



نلاحظ أن محتوى الكأس يأخذ بعد لحظات لونا يميل إلى الأزرق ثم يصبح أصفر ويعزى ذلك إلى ازدواجية تحول الأيونات $S_2O_3^{2-}$ في

وسط حمضي إلى S ثم إلى (SO_2) .



وحصيلة التفاعل هي:

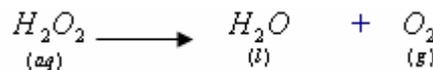


(د) أمثلة أخرى لتحولات بطيئة:

- تفاعل الأسترة.

- تكون الصدأ الذي ينتج عنه تآكل الحديد.

ملحوظة 1: تعتبر بعض التفاعلات جد بطيئة بحيث تظهر وكأنها لا تحدث، نقول إنها حركيا متوقفة. مثال: تحلل الماء الأوكسيجيني



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

(III) الإبراز التجريبي للعوامل الحركية:

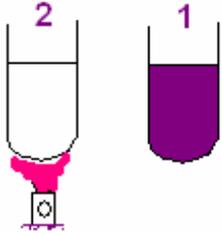
(1) تعريفه:

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 $H_2C_2O_4$ ذي تركيز $0,5mol/l$.



نترك الكأس (1) عند درجة حرارة عادية ونرفع درجة الثاني إلى $40^{\circ}C$.

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

نلاحظ اختفاء اللون البنفسجي المميز للأيونات MnO_4^- أسرع في الكأس ٢

الذي تم تسخينه (أي رفع درجة حرارته).

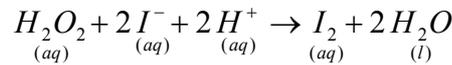
نستنتج أنه كلما كانت درجة الحرارة مرتفعة كلما ازدادت سرعة التفاعل.

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



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 **العزاز 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 البدني للمتفاعلات . بينما التخفيض من سرعة التفاعل أو التوقيف نحصل عليهما بخفض درجة الحرارة أو بتخفيف الوسط التفاعلي .