

II - الإبراز التجريبي لتفاعلات أكسدة اختزال :

(1) تجربة:

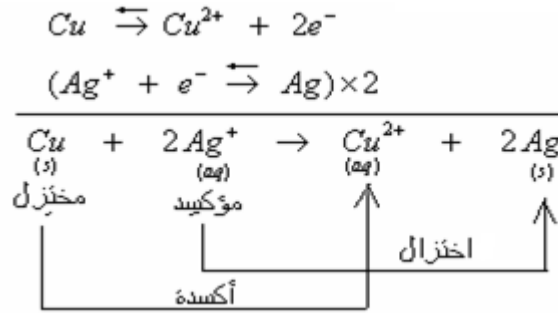
نغمر صفيحة من الفضة في محلول مائي لنترات الفضة ($Ag^+_{aq} + NO_3^-_{aq}$).



نلاحظ توضع طبقة من الفضة على الجزء المغمور من الصفيحة وتلون المحلول باللون الأزرق المميز لايونات النحاس II.

(2) تعليل:

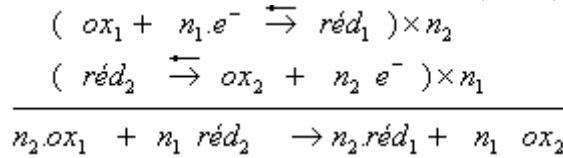
خلال هذا التحول تُكسَد فِظَرُ النحاس Cu إلى أبونات النحاس Cu^{2+} وذلك وفق نصف المعادلة التالية: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ بينما اختزلت أبونات الفضة Ag^+ إلى فِظَرُ الفضة Ag وذلك وفق نصف المعادلة التالية: $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ المزدوجتان مؤكسد-مختزل المتفاعلتان هما: Cu^{2+} / Cu و Ag^+ / Ag . وحسيلة التفاعل أكسدة اختزال نحصل عليها بإضافة نصفي المعادلتين السابقتين:



(3) تعميم:

بصفة عامة نصف معادلة التفاعل أكسدة اختزال نكتب كما يلي: $ox + n.e^- \rightarrow red$ الإلكترونات توجد دائما بجوار المؤكسد.

عندما يحدث تفاعل الأكسدة اختزال بين مزدوجتين: ox_1 / red_1 و ox_2 / red_2 بحيث يتفاعل مؤكسد المزدوجة الأولى مع مختزل الثانية فإن حسيطة التفاعل أكسدة اختزال نحصل عليها بالطريقة التالية:



أمثلة:

(1) اكتب نصف معادلة التفاعل أكسدة اختزال بالنسبة لكل من المزدوجات التالية: MnO_4^- / Mn^{2+} ، Cl_2 / Cl^- ، Al^{3+} / Al .

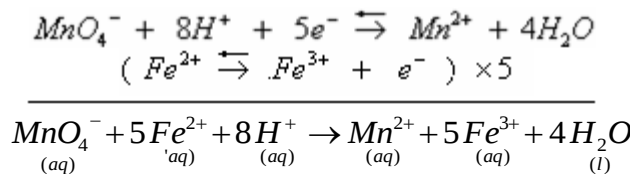
(2) اكتب معادلة التفاعل أكسدة اختزال الحاصل بين أيونات البرمنغنات MnO_4^- وأيونات الحديد II نعطى المزدوجتين: MnO_4^- / Mn^{2+} و Fe^{3+} / Fe^{2+} .

إجابة:

(1)

المزدوجة	نصف المعادلة
Al^{3+} / Al	$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$
Cl_2 / Cl^-	$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$
MnO_4^- / Mn^{2+}	$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

(2)



المؤكسد هو كل نوع كيميائي قادر على اكتساب إلكترون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي، ويسمى النوع الناتج **مختزلاً** مرافقاً. **المختزل** هو كل نوع كيميائي قادر على فقدان إلكترون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي، ويسمى النوع الناتج **مؤكسداً** مرافقاً. **تفاعل الأكسدة** هي فقدان إلكترون أو أكثر من طرف نوع كيميائي والنوع الكيميائي الذي تظراً عليه الأكسدة يسمى **مختزلاً**. **تفاعل الاختزال** هو اكتساب إلكترون أو أكثر من طرف نوع كيميائي والنوع الكيميائي الذي يظراً عليه الاختزال يسمى **مؤكسداً**.

II- التحويلات السريعة والتحويلات البطيئة :

1) التحويلات السريعة :

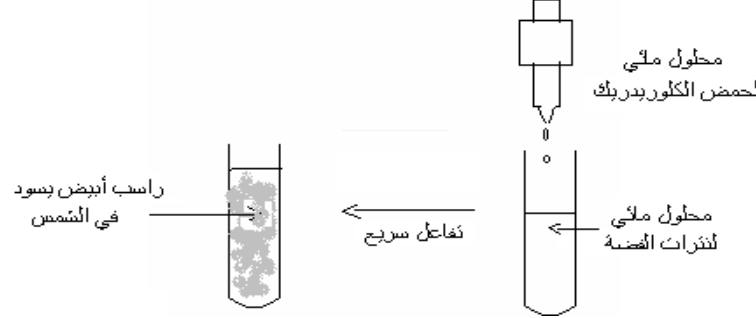
(أ) تعريف :

التحويلات السريعة هي التي تحدث في مدة زمنية وجيزة بحيث لا يمكن تتبع تطورها بالعين المجردة أو بأدوات القياس. (وكان التفاعل يحدث بمجرد تماس المتفاعلين).

(ب) أمثلة :

- ترسيب كلورور الفضة :

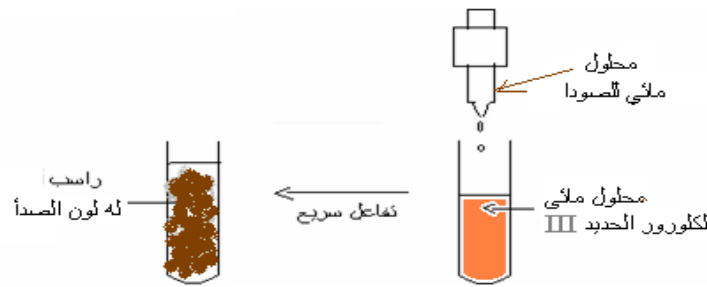
نصب في أنبوب اختبار قليلاً من محلول مائي لنترات الفضة ($Ag^+ + NO_3^-$) ثم نضيف إليه قليلاً من محلول مائي لحمض الكلوريدريك ($H_3O^+ + Cl^-$)



نلاحظ تكون راسب أبيض لكلورور الفضة (الذي يتميز بكونه يسود في الشمس) وذلك وفق تفاعل سريع معادلته تكتب كما يلي: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$

III ترسيب هيدروكسيد الحديد

نصب في أنبوب اختبار قليلاً من محلول مائي لكلورور الحديد III ($Fe^{3+} + 3Cl^-$) ثم نضيف إليه قليلاً من محلول مائي للصودا ($Na^+ + HO^-$).



نلاحظ تكون راسب له لون الصدأ لهيدروكسيد الحديد III وذلك وفق تفاعل سريع معادلته تكتب كما يلي: $Fe^{3+} + 3HO^- \rightarrow Fe(OH)_3$

2) التحويلات البطيئة :

(أ) تعريف :

التحويلات البطيئة هي التي تستغرق مدة زمنية نستطيع خلالها تتبع تطورها بالعين المجردة أو بأدوات القياس.

(ب) مثال :

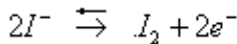
- تفاعل أيونات اليودور مع الماء الأكسجيني (أي: بروكسيد الهيدروجين) في وسط حمضي.

نصب في أنبوب اختبار قليلاً من يودور البوتاسيوم ($K^+ + I^-$) ثم نضيف إليه قليلاً من الماء الأكسجيني H_2O_2 المحمض بإضافة قطرات من حمض الكبريتيك نلاحظ التكون التدريجي لثنائي اليود I_2 الذي يتميز بلونه البني حيث يتطور لون الخليط التفاعلي مع مرور الزمن فيأخذ لونا أصفراً فاتحاً في البداية ثم يصير داكناً ثم يميل تدريجياً إلى اللون البني الذي يزداد ذكاته مع مرور الزمن.

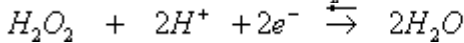


إذن التفاعل الحاصل بين أيونات اليودور I^- التي تنتمي للمزدوجة I_2 / I^- وبين جزيئات H_2O_2 التي تنتمي للمزدوجة H_2O_2 / H_2O تفاعل بطيء.

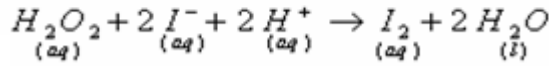
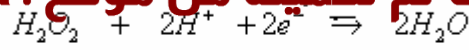
خلال هذا التحول توكسدت أيونات اليودور I^- إلى I_2 وذلك وفق نصف المعادلة التالية :



بينما اختزلت جزيئات H_2O_2 إلى H_2O وذلك وفق نصف المعادلة التالية :



ونحصل على حصة التفاعل أكسدة اختزال بإضافة نصفي المعادلتين السابقتين:



تحول بطيء

أمثلة أخرى لتحولات بطيئة -تفاعل فلز الفلزات (مثل الزنك أو الحديد أو المغنيزيوم...) مع أيونات الأوكسونيوم.

III - العوامل الحركية :

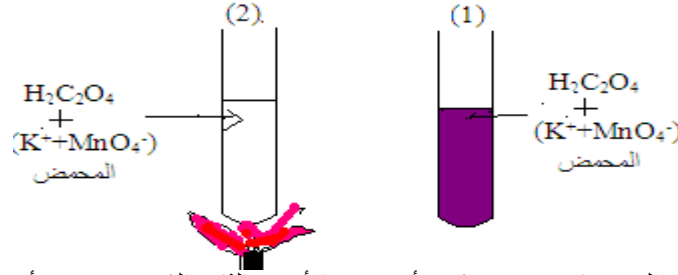
1) تعريف :

نسمي عاملا حركيا كل مقدار مؤثر على سرعة تحول كيميائي.

2) إبراز التجريبي للعوامل الحركية :

أ) درجة الحرارة :

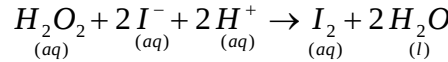
لإبراز تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل ننجز التجربة التالية.
نصب في أنبوبي اختبار (1) و(2) نفس الحجم من محلول حمض الأكساليك $H_2C_2O_4$ ثم نضيف في نفس اللحظة لكل منهما نفس الحجم من محلول برمنغنات البوتاسيوم $(K^+ + MnO_4^-)$ المحمض بإضافة قطرات من حمض الكبريتيك ونفخ درجة حرارة الأنبوب الثاني إلى $40^\circ C$



نلاحظ اختفاء أن اللون البنفسجي المميز لأيونات البرمنغنات MnO_4^- يكون أسرع في الأنبوب الثاني الذي تم تسخينه (أي رفع درجة حرارته) .
نستنتج أنه كلما كانت درجة الحرارة مرتفعة كلما ازدادت سرعة التفاعل .
إن درجة الحرارة تعتبر عاملا حركيا.

ب) تأثير التركيز البدئي للمتفاعلات :

تتفاعل أيونات اليودور I^- مع جزيئات الماء الأكسجيني 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.
كما نشير الى ان هناك عوامل اخرى 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 .

Abdelkrim SBIRO

(pour toutes observation contactez mon email)

sbiabdou@yahoo.fr

المملكة المغربية

الله ولي التوفيق.