

التوجيهات

الجزء الأول: التحولات السريعة والتحولات البطيئة لمجموعة كيميائية (8 س)

1. التحولات السريعة والتحولات البطيئة:

- تذكير بالمزدوجات مختزل / مؤكسد وكتابة معادلات تفاعلات أكسدة - اختزال.
- الإبراز التجريبي لتحولات سريعة وتحولات بطيئة .
- الإبراز التجريبي للعوامل الحركية: درجة الحرارة وتركيز المتفاعلات.

2. التتبع الزمني للتحويل، سرعة التفاعل:

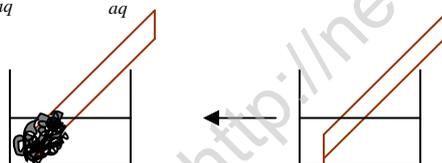
- خط منحنيات تطور كمية المادة أو تركيز نوع كيميائي وتقدم التفاعل خلال الزمن: استعمال جدول وصفي لتطور مجموعة كيميائية واستثمار التجارب.
- سرعة التفاعل: تعريف السرعة الحجمية لتفاعل معبر عنها بوحدة كمية المادة على وحدة الزمن والحجم: $v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dx}{dt}$ حيث تمثل x تقدم التفاعل و V حجم المحلول.
- تطور سرعة التفاعل خلال الزمن.
- زمن نصف التفاعل $(t_{1/2})$: تعريفه وطرق تحديده. اختيار طريقة تتبع التحويل حسب قيمة زمن نصف التفاعل $(t_{1/2})$.

التحولات السريعة التحولات البطيئة

I تفاعل الأكسدة - اختزال:

1) الإبراز التجريبي لمفهوم الأكسدة - اختزال:

أ) تجربة: نغمر 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+} .

ب) تعليل:

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



وهكذا لعبت ذرات النحاس دور المختزل (لأنها فقدت الإلكترونات) فتحولت إلى المؤكسد المرافق Cu^{2+} وهذان النوعان

ينتميان إلى المزدوج Cu^{2+}/Cu .

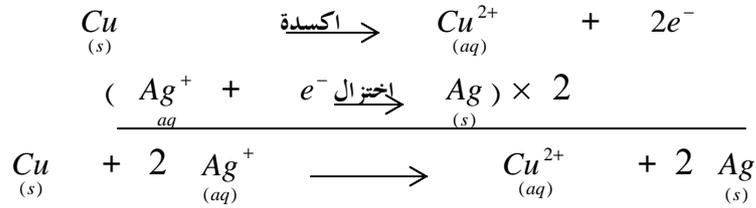
⊗ بينما أيونات الفضة اختزلت إلى Ag حسب نصف المعادلة :



بحيث لعبت أيونات الفضة Ag^+ دور المؤكسد (لأنها اكتسبت الإلكترونات) فتحولت إلى المختزل المرافق Ag وهذان النوعان ينتميان

إلى المزدوجة Ag^+/Ag .

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

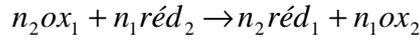


د) استنتاج:

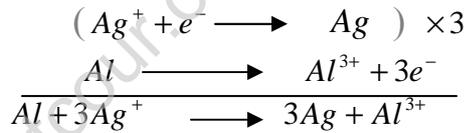
المؤكسد هو كل نوع كيميائي قادر على اكتساب الكترولون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي ، ويسمى النوع الناتج **مختزلا** مرافقا .
المختزل هو كل نوع كيميائي قادر على منح الكترولون أو أكثر خلال تفاعل كيميائي ، ويسمى النوع الناتج **مؤكسدا** مرافقا .
الأكسدة هي فقدان الإلكترونات من طرف نوع كيميائي والنوع الكيميائي الذي تطرأ عليه الأكسدة يسمى مختزلا .
والاختزال هو اكتساب الإلكترونات من طرف نوع كيميائي والنوع الكيميائي الذي يطرأ عليه الاختزال يسمى مؤكسدا .
بصفة عامة يتم تفاعل **الأكسدة-اختزال** بين مزدوجتين **مختزل/مؤكسد** ox_1 / red_1 و ox_2 / red_2 بحيث يحدث انتقال للإلكترونات

من مختزل إحداهما إلى مؤكسد الأخرى $(ox_1 + n_1e^{-} \rightarrow red_1) \times n_2$

$(red_2 \rightarrow ox_2 + n_2e^{-}) \times n_1$



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:



2) إثبات معادلة تفاعل الأكسدة-اختزال:

أ) **تجربة:** نصب في كأس قليلا من محلول كبريتات الحديد II $(Fe^{2+} + SO_4^{2-})$.

ثم نضيف إليه قطرة ، قطرة ، محلول برمغنات البوتاسيوم $(K^{+} + MnO_4^{-})$ الحمض بخص الكبريتيك .



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

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

خلال هذه التجربة تم تفاعل بين أيونات البرمغنات MnO_4^{-} وأيونات الحديد II Fe^{2+} لإعطاء أيونات المنغيز Mn^{2+} وأيونات

الحديد III Fe^{3+} .

ب) معادلة التفاعل:

لنكتب نصف معادلة التفاعل بالنسبة للمزوجة Fe^{3+} / Fe^{2+} :



ولنكتب نصف معادلة التفاعل بالنسبة للمزوجة : $MnO_4^{-} / Mn^{2+}_{(aq)}$

بصفة عامة لموازنة نصف معادلة الأكسدة أو الإختزال نتبع الخطوات التالية :

- نوازن العنصر الذي تعرض لتفاعل الأكسدة أو الإختزال.

- نوازن عنصر الأوكسجين بإضافة جزيئات الماء H_2O .

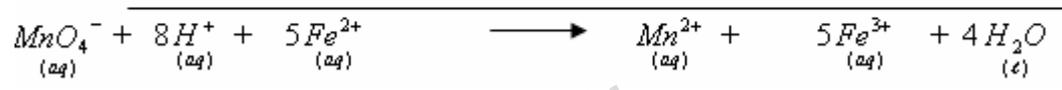
- نوازن عنصر الهيدروجين بإضافة البروتونات H^{+} .

- نحقق موازنة المعادلة من حيث الشحنات الكهربية بإضافة الإلكترونات جهة المؤكسد.

فحصل على نصف المعادلة التالية:



ونحصل على معادلة الأكسدة-إختزال بإضافة نصفي المعادلتين السابقتين .



تطبيق: اكتب نصف معادلة الأكسدة-إختزال بالنسبة للمزوجة $Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$



II التفاعلات السريعة والتفاعلات البطيئة:

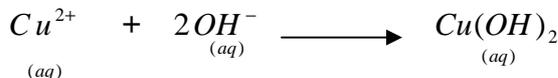
1) التفاعلات السريعة:

أ) تعريف:

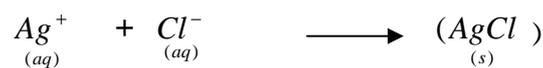
التفاعلات السريعة هي التفاعلات التي تحدث في مدة زمنية وجيزة بحيث لا يمكن تتبع تطورها بالعين المجردة أو بأدوات القياس .

ب) أمثلة:

* مثال 1: ترسيب هيدروكسيد النحاس



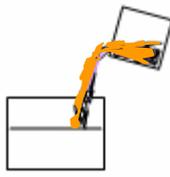
* مثال 2: ترسيب كلورور الفضة



* مثال 3:



نصب في كأس قليلا من محلول ثيو كبريتات الصوديوم $(2Na^{+}_{(aq)} + S_2O_3^{2-}_{(aq)})$ نضيف إليه تدريجيا محلول ثنائي اليود I_2 (aq)



يدل الإختفاء اللحظي للون البني لثنائي اليود على أن هذا التفاعل سريع.

خلال هذا التفاعل تأكسدت أيونات ثيو كبريتات $S_2O_3^{2-}$ إلى أيونات ثيونات $S_4O_6^{2-}$ وفق نصف المعادلة التالية:



بينما اختزلت جزيئات اليود I_2 إلى I^- وفق نصف المعادلة التالية:



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



2) التفاعلات البطيئة:

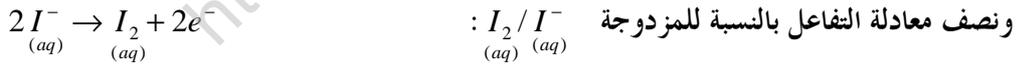
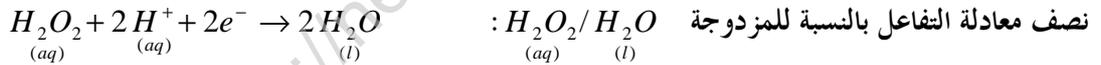
أ) تعريف:

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

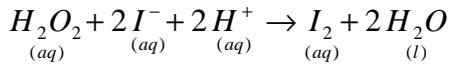
ب) مثال 1:

نمزج في كأس قليلا من محلول يودور البوتاسيوم ($K^+ + I^-$) والماء الأكسيجيني H_2O_2 اخمض 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.



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



يمكن تتبع تطور هذا التفاعل بمعايرة ثنائي اليود I_2 المكون بواسطة أيونات ثيو كبريتات $S_2O_3^{2-}$.

ج) مثال 2:

نمزج في كأس 10ml من محلول حمض الكلوريدريك ($H^+ + Cl^-$) المركز (1mol/l) وقليلا من محلول ثيو كبريتات

الصوديوم ($2Na^+ + S_2O_3^{2-}$) ذي التركيز 10^{-1} mol/l .

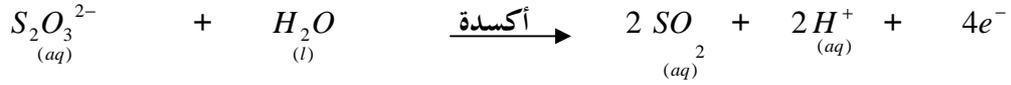
نلاحظ أن محتوى الكأس يأخذ بعد لحظات لونا أصفران نتيجة تكون الكبريت وهذا التحول بطيء لأنه يستغرق مدة تسمح بتبعه، خاصة عندما نسلط عليه حزمة من الضوء الأبيض ودقائق الكبريت العالقة في المحلول تشتت الضوء وخاصة الموجات الموافقة للون الأزرق فيأخذ الخليط في البداية لونا أزرقا ثم يتحول إلى الأصفر.

يتميز هذا التفاعل بازدواجية تحول الأيونات $S_2O_3^{2-}$ في وسط حمضي على إلى S ثم إلى $(SO_2)_{(aq)}$.

نصف معادلة التفاعل بالنسبة للمزدوجة $S_2O_3^{2-} / S$:



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



وحصيلة التفاعل هي:

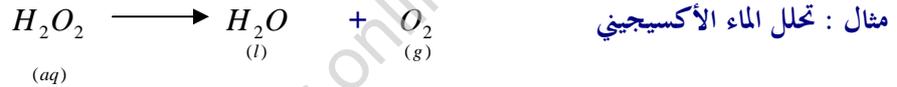


(د) أمثلة أخرى لتحولات بطيئة :

- تفاعل الأسترة.

- تكون الصدأ الذي ينتج عنه تآكل الحديد.

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



ملحوظة 2: لإبراز التحولات البطيئة نستعمل بعض التقنيات الفيزيائية، مثل: استعمال المانوميتر أو مقياس

المواصلة أو استعمال جهاز pH - ميتر.

III) الإبراز التجريبي للعوامل الحركية:

1) تعريف:

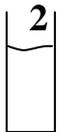
نسمي عاملا حركيا كل مقدار مؤثر على سرعة تحول كيميائي .

2) أمثلة لبعض العوامل الحركية :

أ) درجة الحرارة :

ننجز التجربة التالية لإبراز تأثير درجة الحرارة على سرعة التفاعل .

نصب في أنبوبي إختبار (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 برمغنت البوتاسيوم $(K^+ + MnO_4^-)$.

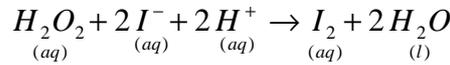
نلاحظ اختفاء اللون البنفسجي المميز للأيونات MnO_4^- أسرع في الكأس 2

الذي تم تسخينه (أي رفع درجة حرارته).

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

ب) تأثير تراكيز المتفاعلات :

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

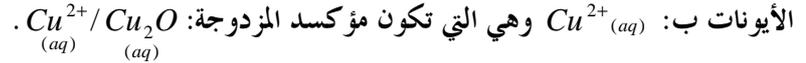


نصب في كأسين نفس الحجم H_2O_2 الحمض بقطرات من حمض الكبريتيك ونضيف لكل منهما نفس الحجم من محلول $(K^+ + I^-)$ لكن تركيز هذا الأخير في الكاس الثاني أكبر منه في الكأس الأول .
نلاحظ أن التفاعل يكون أسرع كلما كان تركيز واحد المتفاعلات أكبر .
كما نشير إلى أن هناك عوامل أخرى مثل الحفاز والمذيب .

3) تفاعلان خاصان:

أ) متفاعل فهلين: تفاعل خاص بطيء يستعمل كرائز لتمييز الألدهيدات .

يحتوي محلول فهلين على أيونات النحاس II معقد في وسط قاعدي تعطي للمحلول لونا أزرقا داكنا، وللتبسيط نرمز لهذه

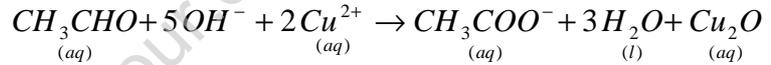
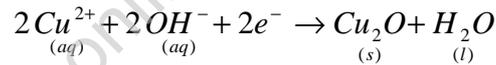
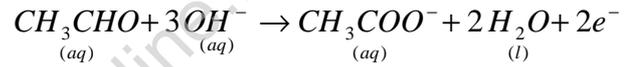


نصب في أنبوب اختبار قليلا من فهلين ونضيف إليها قليلا من الإيثانال CH_3CHO وهو ألدهيد.

التفاعل الحاصل جد بطيء لكن عند تسخينه ببطء يتكون أو أكسيد النحاس Cu_2O على شكل راسب ذي لون أحمر آجوي .

إذن تم تفاعل بين المزدوجتين : CH_3COO^-/CH_3CHO و : Cu^{2+}/Cu_2O .

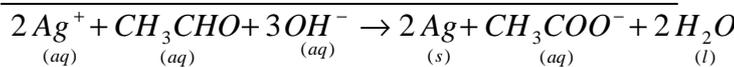
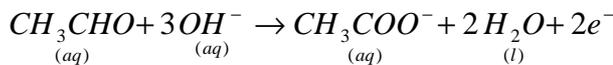
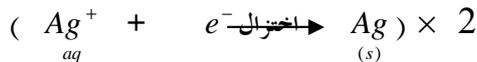
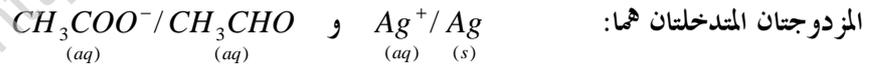
(aq) (aq)



ب) متفاعل تولينس (المسمى كذلك: نترات الفضة الأمونياكي $(Ag(NH_3)_2)^+$) تفاعل آخر

خاص بطيء يستعمل كرائز لتمييز الألدهيدات .

يتفاعل هذا الرائز مع الإيثانال في وسط قاعدي فيتكون راسب من الفضة الذي يستعمل لتفويض المرايا .



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