

التحولات السريعة والتحولات البطيئة العوامل الحركية

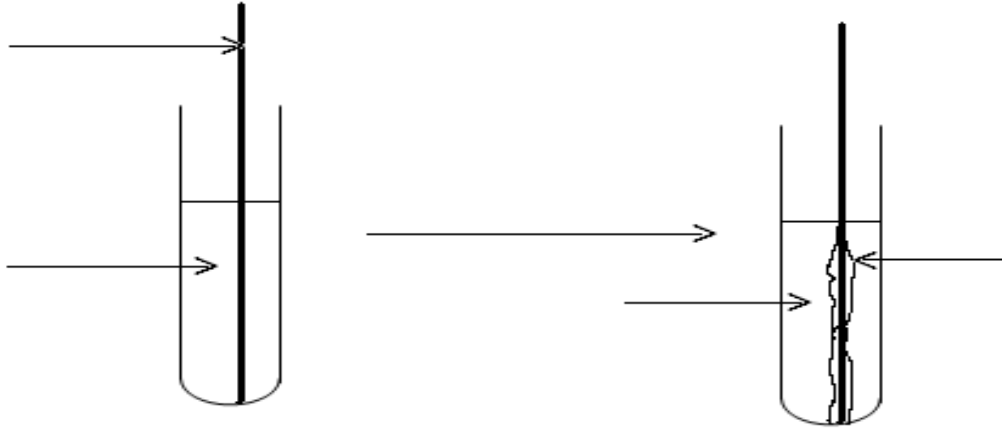
I - تذكير بالمزدوجات مختزل / مؤكسد .

1 - مثال لتفاعل أكسدة - اختزال : التفاعل بين أيونات الفضة $Ag^+(aq)$ وفلز النحاس **Cu** .

الدراسة التجريبية :

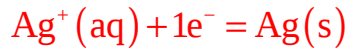
في أنبوب اختبار ، يحتوي على 5 ml من محلول نترات الفضة $Ag^+(aq) + NO_3^-(aq)$ نضع سلكا نظيفا من النحاس .

1 - اتمم التبيانة بوضع الاسم المناسب أمام كل سهم . ماهي ملاحظاتك ؟



2 - كيف تفسر هذه الملاحظات ؟

ظهور توضع ذي بريق فلزي حول الجزء المغمور من سلك النحاس . إنه فلز الفضة .
تكون فلز الفضة حسب نصف المعادلة التالية :



* يأخذ المحلول لونا أزرق مما يدل على تكون أيونات النحاس II وهي ناتجة عن تأكسد النحاس حسب نصف المعادلة التالية :



3 - حدد النوع الكيميائي الذي يلعب دور المؤكسد و النوع الكيميائي الذي يلعب دور المختزل .
و استنتج المزدوجات مختزل / مؤكسد المتداخلة في هذا التفاعل .

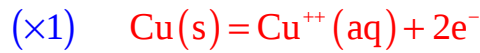
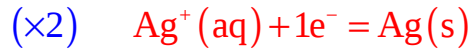
النوع الكيميائي الذي يلعب دور المؤكسد هو : أيون الفضة $Ag^+(aq)$ لكونه اكتسب إلكترونات واحدا خلال هذا التحول .

النوع الكيميائي الذي يلعب دور المختزل هو : فلز النحاس $Cu(s)$ لكونه فقد إلكترونات واحدا خلال هذا التحول .

المزدوجتين مختزل / مؤكسد : $Ag^+(aq) / Ag(s)$ و $Cu^{++}(aq) / Cu(s)$

4 - استنتج معادلة التفاعل بين أيونات الفضة و فلز النحاس

للحصول على المعادلة الحصيلة للتفاعل ننجز المجموع التالي :

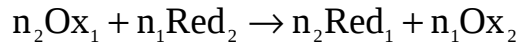
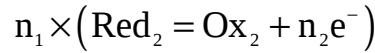
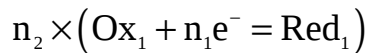


I - 2. تعاريف

* **المؤكسد** هو نوع كيميائي قادر على اكتساب الكترون او اكثر، ويسمى النوع الناتج، المختزل المرافق . $\text{oxydant} + \text{ne} = \text{réducteur}$
 * **المختزل** هو نوع كيميائي قادر على منح الكترون او اكثر، ويسمى النوع الناتج، المؤكسد المرافق $\text{réducteur} = \text{ne}^- + \text{oxydant}$
 * **المزدوجة مختزل / مؤكسد** هي عبارة عن زوج مكون من مؤكسد ومختزل مرافقين. تتميز المزدوجة مختزل / مؤكسد بنصف المعادلة اكسدة - مختزل:

$$\text{Ox} + \text{ne}^- = \text{Red}$$

خلال تفاعل اكسدة - اختزال تتدخل مزدوجتان مختزل / مؤكسد حيث يحدث انتقال الالكترونات بصفة عامة ، خلال تفاعل أكسدة اختزال تشارك مزدوجتان مؤكسد - مختزل $\text{Ox}_1 / \text{Red}_1$ و $\text{Ox}_2 / \text{Red}_2$. حيث يتفاعل مؤكسد إحدى المزدوجات مع مختزل المزدوجة الأخرى .
 مثلا عند تفاعل المؤكسد Ox_1 مع المختزل Red_2 اي ان Ox_1 و Red_2 متفاعلان . للحصول على المعادلة الحصيلة للتفاعل ، نكتب نصفي المعادلة الإلكترونية وننجز المجموع :



مثال : اكتب معادلة تفاعل الاكسدة - اختزال بين ايونات البرمنغنات وايونات الحديد (II) في وسط حمضي .

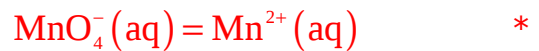
يحدث تفاعل أكسدة - اختزال بين المزدوجتين $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ و $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$. النوعان

المتفاعلان هما المؤكسد $\text{MnO}_4^-(\text{aq})$ والمختزل Fe^{2+}

نكتب نصفي معادلتى الاكسدة - اختزال الموافقين لهاتين المزدوجتين :

بالنسبة للمزدوجة $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$:

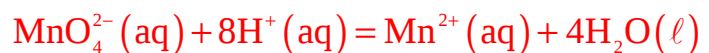
لكتابة هذه المعادلة نتبع الخطوات التالية :



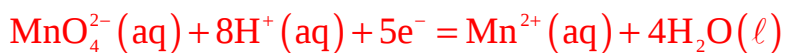
* توازن عنصر المنغنيز بين المؤكسد والمختزل . $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) = \text{Mn}^{2+}(\text{aq})$

* توازن عنصر الأوكسجين بإضافة جزيئات الماء : $\text{MnO}_4^{2-}(\text{aq}) = \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4\text{H}_2\text{O}(\ell)$

* توازن عنصر الهيدروجين بإضافة أيونات الهيدروجين (لأن التحول من أيونات البرمنغنات إلى أيونات المنغنير عديمة اللون تساهم فيه أيونات $\text{H}^+(\text{aq})$ أي يكون المحلول حمضيا)



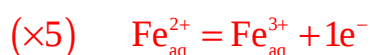
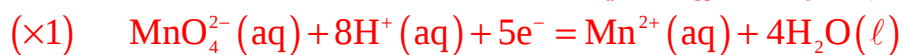
* توازن الشحن الكهربائية بإضافة الإلكترونات :



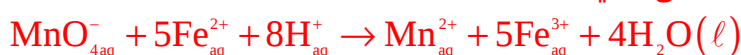
بالنسبة للمزدوجة $\text{Fe}_{\text{aq}}^{3+} / \text{Fe}_{\text{aq}}^{2+}$:



ثم ننجز المجموع التالي :



المعادلة الحصيلة للتفاعل هي :



II _ التحولات السريعة التحولات البطيئة

1 _ التحولات السريعة

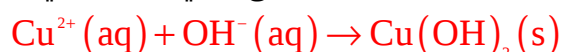
أ _ مثال : التفاعل بين ايونات الهيدروكسيد وايونات النحاس(II)

نصب في أنبوب اختبار 5ml من محلول كبريتات النحاس (II) ونضيف إليه قطرات من محلول الصودا .

1 _ ماذا تلاحظ ؟ ما اسم المركب الناتج ؟

ترسب جسم صلب لونه أزرق . محلول هيدروكسيد النحاس II صيغته $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$

2 _ اكتب معادلة التفاعل التي تحدث في الأنبوب



3 _ ما هي رتبة قدر المدة الزمنية التي يحدث فيها التفاعل ؟ ما هو استنتاجك ؟

أقل من جزء الثانية لا يمكن أن نتبعه بالعين المجردة إذن فهو تحول سريع .

ب _ تعريف

التحولات السريعة هي التحولات التي تحدث في مدة وجيزة أي لا يمكن تتبع تطورها بالعين المجردة أو بأجهزة القياس المعتادة و المتوفرة في المختبر

II _ التحولات البطيئة

أ _ مثال : تفاعل أكسدة _ اختزال ذاتية لايونات ثيوكبريتات $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ في وسط حمضي

نمزج في كأس 10ml من محلول حمض الكلوريدريك تركيزه $1.0\text{mol}/\ell$ و 50ml من محلول ثيوكبريتات الصوديوم تركيزه $1,0 \cdot 10^{-1}\text{mol}/\ell$.

نسلط حزمة من الضوء الأبيض على جانب الكأس ونلاحظ محتواه .

يأخذ محتوى الكأس بعد لحظات لون يميل إلى الأزرق ثم يصبح اصفر ويفقد شفافيته بعد حين

1 _ على ماذا يدل التطور التدريجي للخليط التفاعلي ؟

خلال هذا التحول تنتج دقائق صلبة من الكبريت عالقة في المحلول بوجود الضوء ينشئت هذا

الآخر خاصة الضوء ذا الموجة الموافقة للضوء الأزرق . عند تكاثر كمية الكبريت الناتج يفقد

الخليط شفافيته ويصبح لونه أصفر .

2 _ ما هي رتبة قدر المدة الزمنية التي يحدث فيها التفاعل ؟ ما هو استنتاجك ؟

تقدر المدة الزمنية المستغرقة خلال هذا التحول بدقة تقريبا نستنتج أن التفاعل بطيء لكوننا

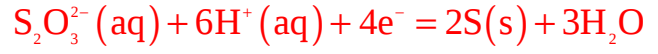
يمكن تتبعه بواسطة العين المجردة .

3 _ أثبت معادلة التفاعل أكسدة _ اختزال الذي تتدخل فيه المزدوجتان

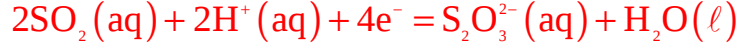
$\text{SO}_2(\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ و $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) / \text{S}(\text{s})$

إثبات المعادلة الحصيلة للتفاعل :

بالنسبة للمزدوجة : $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) / \text{S}(\text{s})$

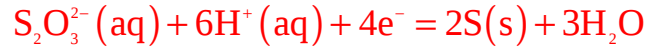


بالنسبة للمزدوجة $\text{SO}_2(\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$



في هذا التحول تلعب أيون ثيوكبريتات دور المؤكسد والمختزل وهو مانسميه بازدواجية التحول أو التحول الذاتي dismutation

للحصول على المعادلة الحصيلة لهذا التحول ننجز المجموع التالي :



ب - تعريف

التحولات البطيئة هي التي تستغرق من عدة ثواني إلى عدة ساعات بحيث يمكن تتبع تطورها بالعين أو بأجهزة القياس المتوفرة في المختبر

تمرين تطبيقي

صنف التحولات الكيميائية التالية الى تحولات سريعة وتحولات بطيئة في الجدول

اسفله :

تكون الصدأ

تكون راسب كلورور الفضة

احتراق الميثان

تفاعل حمض الكلوريدريك مع الزنك

التفاعل بين حمض الكلوريدريك و الصودا

تخمير كحولي

الاسترة

تفاعل الاكسدة - اختزال بين الزنك وايونات النحاس (II)

التحولات البطيئة	التحولات السريعة
تكون الصدأ	تكون راسب كلورور الفضة
تفاعل الاكسدة - اختزال بين الزنك وايونات النحاس (II)	التفاعل بين حمض الكلوريدريك و الصودا
تخمير كحولي	تفاعل حمض الكلوريدريك مع الزنك
الاسترة	احتراق الميثان

III – إبراز التجريبي للعوامل الحركية .

تعريف :

نسمي عاملا حركيا كيميائيا ، كل مقدار يمكن من تغيير سرعة تطور مجموعة كيميائية .

1 – تأثير تراكيز المتفاعلات

تجربة :

نحضر في ثلاث كؤوس تحتوي على أحجام مختلفة من محلول حمض ليودور البوتاسيوم

$K^+(aq) + I^-(aq)$ ذي تركيز $0,2 \text{ mol/l}$.

نصب في كل من هذه الكؤوس وفي نفس اللحظة 20ml من محلول الماء الأوكسيجيني ذي

تركيز مولي 5.10^{-2} mol/l . نحرك بسرعة محتوى كل كأس ، ونلاحظ تطور لون الخليط في كل

كأس .

1 – املأ الجدول التالي

كأس الرقم	(1)	(2)	(3)
حجم محلول اليودور البوتاسيوم	10ml	20ml	40ml
حجم حمض الكبريتيك	10ml	10ml	10ml
حجم الماء المقطر	60	50ml	30ml
حجم الماء الأوكسيجيني	20	20	20
حجم الخليط التفاعلي	100ml	100ml	100ml
التركيز البدئي $[I^-]_0$	$0,02 \text{ mol/l}$	$0,04 \text{ mol/l}$	$0,08 \text{ mol/l}$
التركيز البدئي $[H^+]_0$	$0,1 \text{ mol/l}$	$0,1 \text{ mol/l}$	$0,1 \text{ mol/l}$
التركيز البدئي $[H_2O_2]_0$	$0,01 \text{ mol/l}$	$0,01 \text{ mol/l}$	$0,01 \text{ mol/l}$
المدة الزمنية			

حساب التركيز البدئي للمتفاعلات

حساب التركيز البدئي للمتفاعلات :

$[I^-]_0 *$

$$[I^-]_0 = \frac{C_0 \cdot V_0}{V_T}$$

C_0 التركيز البدئي لمحلول يودور البوتاسيوم و V_0 الحجم البدئي لمحلول يودور البوتاسيوم

$[H_2O_2]_0 *$

$$[H_2O_2]_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_T}$$

C_1 التركيز البدئي لمحلول الماء الأوكسيجيني و V_1 الحجم البدئي لمحلول الماء

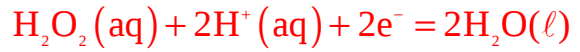
الأوكسيجيني .

2 – أكتب نصفي المعادلة المقرونيين بالمزدوجتين $I_2(aq) / I^-(aq)$ و $H_2O_2(aq) / H_2O(l)$

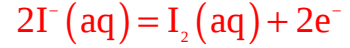
ثم استنتج معادلة التفاعل أكسدة - اختزال في الكأس .

حدد المؤكسد والمختزل في هذا التفاعل .

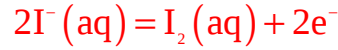
بالنسبة للمزدوجة : $H_2O_2(aq) / H_2O(l)$



بالنسبة للمزدوجة $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$



في هذا التحول يلعب الماء الأوكسيجيني دور المؤكسد وأيونات اليودور دور المختزل .
للحصول على المعادلة الحصيلة لهذا التحول ننجز المجموع التالي :



3 - بمقارنة اللحظات t_1 ، t_2 ، t_3 وربطها مع التراكيز البدئية للأيونات $\text{I}^- \text{aq}$ في المحاليل ،
استنتج تأثير هذه التراكيز على سرعة التحول .

نلاحظ أن $t_1 < t_2 < t_3$ نستنتج أن التركيز البدئي للمتفاعلات له تأثير على تطور تحول كيميائي .
كلما كان التركيز البدئي لمتفاعل أكبر ، كلما كان تطور التحول أسرع

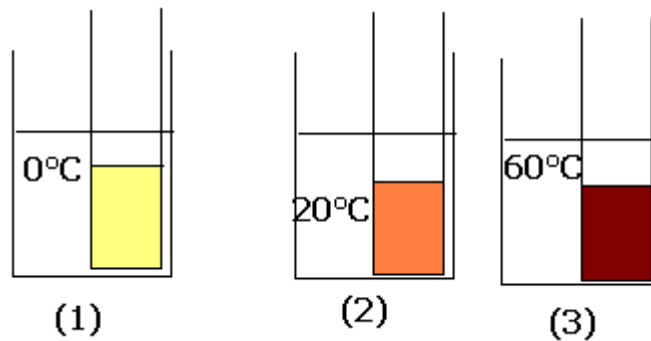
II - تأثير درجة الحرارة

تجربة :

نعتبر دائما تفاعل أكسدة الأيونات اليودور I^- بالماء الأوكسيجيني H_2O_2 :



نحضر ثلاثة أنابيب اختبار ، يحتوي كل واحد منها على 5ml من محلول محمض ليودور
البوتاسيوم ذي التركيز المولي 0,2mol/l . نضع الأنبوب الأول في الكأس (1) التي تحتوي على
خليط من الماء والثلج (0°C) والأنبوب الثاني في الكأس (2) التي تحتوي على ماء درجة حرارته
اعتيادية 20°C والثالث في الكأس (3) التي تحتوي على الماء الساخن عند درجة الحرارة 60°C
في نفس الوقت نضيف 5ml من الماء الأوكسيجيني ذي التركيز المولي 5.10^{-2}mol/l إلى كل
أنبوب اختبار ، ثم نحرك الخليط بسرعة .



ما تأثير درجة الحرارة على مدة تطور هذا التفاعل ؟
كلما كانت درجة حرارة الوسط التفاعلي مرتفعة كلما تم التوصل إلى الحالة النهائية للتحول
خلال مدة أقل .

تؤثر درجة الحرارة على التحولات الكيميائية بطريقتين :

• تسريع أو إطلاق تحول برفع درجة الحرارة .

أمثلة لتسريع تحولات كيميائية :

تصنيع الأمونياك تفاعل بطيء عند درجة الحرارة الاعتيادية . من أجل تسريع هذا التحول يتم إنجازها عند درجة حرارة مرتفعة .

صناعة الحديد : تساعد درجة الحرارة المرتفعة في الأفران العالية (100°C) Haut Fournaux على تسريع اختزال أوكسيد الحديد إلى فلز الحديد .
طهي المواد الغذائية : نستعمل طنجرة الضغط لتسريع التحول الذي يحدث بين المواد المستعملة في الطهي .

• إبطاء أو توقيف تحول يخفض درجة الحرارة

أمثلة :

إبطاء تفاعلات التحلل بسبب الجراثيم microorganisme للمواد الغذائية وذلك بحفظها في درجة حرارة جد منخفضة .

توقيف تحول كيميائي : نحتاج في مختبرات الكيمياء إلى تحليل تركيب ما عند لحظة معينة وبما أن الخليط هو في حالة تحول كيميائي مستمر ، يجب توقيفه عند لحظة إنجاز القياسات لتكون التحليلات صحيحة . في هذه الحالة نقوم بالغطس الكيميائي trempe وهو غمر الخليط في تلك اللحظة في حمام من الثلج (0°C) ويتوقف التفاعل .
يمكن كذلك إنجاز الغطس الكيميائي ، بإضافة كمية كبيرة من المذيب إلى الوسط التفاعلي ، لأن تخفيض تراكيز المتفاعلات ، يجعل التحول جد بطيء .