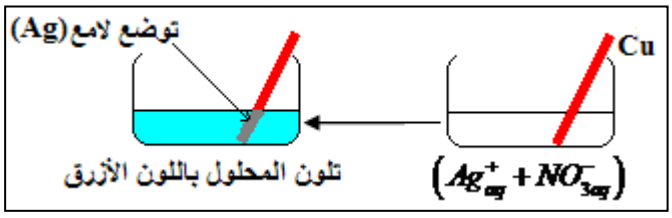
التحولات السريعة والتحولات البطيئة
Transformations rapides et transformations lentes

I ـ تذكير: الأكسدة ـ اختزال

1 ـ تحول الأكسدة ـ اختزال

أ ـ تجربة: الإبراز التجريبي لمفهوم الأكسدة ـ اختزال.

نصب في كأس حجما $V = 10m\ell$ من محلول نترات الفضة $\left(Ag^+_{aq} + NO^-_{3aq}\right)$ ثم ندخل صفيحة من نحاس.



نلاحظ بعد لحظات:

* توضع فلز لامع (Ag) على الجزء المغمور من Cu .
* تلون المحلول تدريجيا باللون الأزرق دليل على وجود الأيونات Cu^{2+}.

ب ـ تعليل

كتابة نصفي معادلتي الأكسدة والاختزال:

ـ معادلة الأكسدة: $Cu_{(s)} \rightleftharpoons Cu^{2+}_{aq} + 2e^-$

لعبت ذرات النحاس دور المختزِل (فقدت إلكترونات)، فتحولت إلى المؤكسِد المرافق Cu^{2+} .

مزدوجة مختزِل/مؤكسِد: $Cu^{2+}_{aq} / Cu_{(s)}$

ـ معادلة الاختزال: $Ag^+_{aq} + e^- \rightleftharpoons Ag$

لعبت أيونات الفضة Ag^+ دور المؤكسِد (اكتسبت إلكترونات)، فتحولت إلى المختزِل المرافق Ag .

مزدوجة مختزِل/مؤكسِد: $Ag^+_{aq} / Ag_{(s)}$

2 ـ تعاريف

* المؤكسِد هو كل نوع كيميائي قادر على اكتساب إلكترون أو أكثر ويسمى النوع الناتج المختزل المرافق:

ox_1/red_1 $\quad ox_1 + n_1e^- \rightleftharpoons red_1$

* المختزِل هو كل نوع كيميائي قادر على فقدان إلكترون أو أكثر ويسمى النوع الناتج المؤكسد المرافق:

ox_2/red_2 $\quad red_2 \rightleftharpoons ox_2 + n_2e^-$

* تفاعل الأكسدة ـ اختزال: تفاعل يتميز بانتقال إلكترونات بين المؤكسِد والمختزِل.

3 ـ أمثلة لتفاعل الأكسدة ـ اختزال

مثال 1 :

أكسدة فلز الزنك Zn بأيونات النحاس II (Cu^{2+}) .

تتفاعل المزدوجتان $Cu^{2+}_{aq} / Cu_{(s)}$ و $Zn^{2+}_{aq} / Zn_{(s)}$ وفق نصفي المعادلتين:

اختزال $\quad Cu^{2+}_{aq} + 2e^- \rightleftharpoons Cu_S$

أكسدة $\quad Zn_S \rightleftharpoons Zn^{2+}_{aq} + 2e^-$

معادلة الأكسدة ـ اختزال: $\quad Cu^{2+}_{aq} + Zn_S \rightarrow Cu_S + Zn^{2+}_{aq}$

مثال 2 :

تفاعل أيونات البرمنغنات MnO^-_{4aq} وأيونات الحديد II Fe^{2+}_{aq} في وسط حمضي، نلاحظ فقدان محلول برمنغنات البوتاسيوم

للونه البنفسجي نتيجة تكون أيونات المغنيزيوم Mn^{2+} العديمة اللون. فيما يمكن إبراز وجود Fe^{3+} بإضافة محلول الصودا حيث يتكون راسب أحمر.

تتفاعل المزدوجتان: $Fe^{3+}_{aq} / Fe^{2+}_{aq}$ و $MnO^{-}_{4aq} / Mn^{2+}_{aq}$

معادلة الأكسدة ـ اختزال:

$$5\times\left(Fe^{2+}_{aq} \rightleftharpoons Fe^{3+}_{aq} + e^{-}\right)$$

$$MnO^{-}_{4aq} + 8H^{+} + 5e^{-} \rightleftharpoons Mn^{2+}_{aq} + 4H_2O_{(\ell)}$$

$$MnO^{-}_{4aq} + 8H^{+} + 5Fe^{2+}_{aq} \rightarrow Mn^{2+}_{aq} + 5Fe^{3+}_{aq} + 4H_2O_{(\ell)}$$

II ـ التحولات السريعة والبطيئة

1 ـ التحولات السريعة

أ ـ نشاط تجريبي 1

المناولة: نصب في كأس حجما $V_1 = 20m\ell$ من محلول ثيوكبريتات الصوديوم $\left(2Na^{+}_{aq} + S_2O^{2-}_{3aq}\right)$ عديم اللون، نضيف إليها تدريجيا حجما $V_2 = 10m\ell$ من محلول ثنائي اليود I_2 ذو لون بني.

ب ـ استثمار:

1 ـ كيف تفسر اختفاء لون محلول ثنائي اليود؟

2 ـ هل اختفاء لون محلول ثنائي اليود I2 لحظي أم تدريجي؟

3 ـ اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث في الكأس.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

التحولات السريعة هي التحولات التي تحدث خلال مدة وجيزة، فلا يمكننا تتبع تطورها بالعين المجردة أو بأجهزة القياس المعتادة والمتوفرة في المختبر.

ج ـ تحولات أخرى سريعة

* تفاعل الترسيب: $Ag^{+}_{aq} + C\ell^{-}_{aq} \rightarrow AgC\ell_{(S)}$

$$Cu^{2+}_{aq} + HO^{-}_{aq} \rightarrow Cu\left(HO\right)_{2(S)}$$

* تفاعل بين أيونات البرمنغنات MnO^{-}_{4} و Fe^{2+}.

2 ـ التحولات البطيئة

أ ـ نشاط تجريبي 2

* المناولة: أكسدة أيونات اليودور I^{-}_{aq} بواسطة الماء الأوكسيجيني H_2O_2 في وسط حمضي.

نمزج في كأس حجما $V_1 = 5m\ell$ من محلول يودور البوتاسيوم $\left(K^{+}_{aq} + I^{-}_{aq}\right)$ تركيزه $C_1 = 5.10^{-3}mol.\ell^{-1}$ ،

و $V_2 = 5m\ell$ من الماء الأوكسيجيني H_2O_2 محمض تركيزه $C_2 = 0,25mol.\ell^{-1}$.

يظهر لون بني في الخليط **تدريجيا** مما يبين ظهور ثنائي اليود I_2 .

يبين التطور التدريجي للون الخليط أن التحول الذي يحدث **بطيء**، يمكن قياس المدة الزمنية.

المزدوجتان المتواجدتان: $H_2O_{2aq}/H_2O_{(\ell)}$ و I_{2aq}/I^-_{aq}

المعادلة الحصيلة:

$$2I^-_{aq} \rightleftharpoons I_{2aq} + 2e^-$$

$$H_2O_{2aq} + 2H^+ + e^- \rightleftharpoons 2H_2O_{(\ell)}$$

$$2I^-_{aq} + H_2O_{2aq} + 2H^+ \rightarrow I_{2aq} + 2H_2O_{(\ell)}$$

يكون التحول بطيئا، عندما يمكن تتبعه بالعين المجردة أو بأداة قياس خلال عدة دقائق أو عدة ساعات.

ب ـ أمثلة أخرى لتحولات بطيئة

* تفاعل الأكسدة اختزال بين الزنك Zn وأيونات النحاس II Cu^{2+} ؛

* تكون الصدأ؛

* تفاعل الأسترة.

III ـ الإبراز التجريبي للعوامل الحركية.

1 ـ تعريف

نسمي عاملا حركيا كل مقدار مؤثر على سرعة تحول كيميائي.

2 ـ أمثلة لبعض العوامل الحركية

أ ـ تأثير درجة الحرارة.

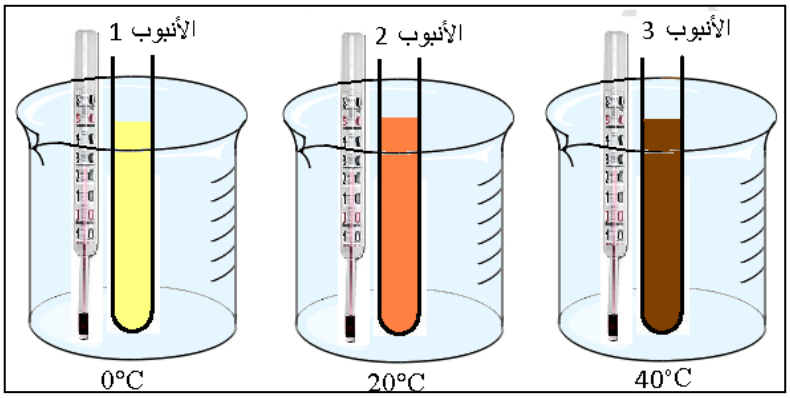
نعتبر التفاعل : $2I^-_{aq} + H_2O_{2aq} + 2H^+ \rightarrow I_{2aq} + 2H_2O_{(\ell)}$

* نحضر ثلاث أنابيب اختبار، يحتوي كل واحد منها على حجم $V_1 = 5cm^3$ من محلول محمض ليودور البوتاسيوم $\left(K^+_{aq} + I^-_{aq}\right)$ ذي التركيز المولي $C_1 = 0{,}2mo\ell.\ell^{-1}$.

* الأنابيب موضوعة في أوساط درجة حرارتها مختلفة (0°C , 20°C, 40°C).

* نضيف في نفس اللحظة إلى كل أنبوب حجما $V_2 = 5cm^3$ من الماء الأوسيجيني تركيزه $C_2 = 5.10^{-2}mo\ell.\ell^{-1}$.

قارن مدة تكون اللون البني في الأنابيب.



.....

.....

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

ب ـ تأثير تراكيز المتفاعلات.

في نفس التفاعل السابق بين $\left(K^+_{aq} + I^-_{aq}\right)$ والماء الأوكسيجيني H_2O_2 عند درجة الحرارة ثابتة، نغير تراكيز المتفاعل I^-_{aq} .

نلاحظ أنه كلما كان تركيز أيونات اليودور أكبر كان التحول أسرع والعكس صحيح.

يكون تطور مجموعة كيميائية أسرع كلما كان التركيز البدئي للمتفاعلات أكبر.

خلاصة:

العوامل الحركية، مقادير تؤثر على سرعة التحول الكيميائي.

درجة حرارة الوسط التفاعلي والتركيز البدئي للمتفاعلات عاملان حركيان. فكلما كانت درجة الحرارة مرتفعة والتراكيز البدئية للمتفاعلات كبيرة كانت سرعة التحول أكبر.