كلية العلوم

القسم : **الكيمياء**

السنة : **الثانية**

المادة : كيمياء تحليلية

المحاضرة : **الثامنة** /نظري/

{{ مكتبة A to Z }}

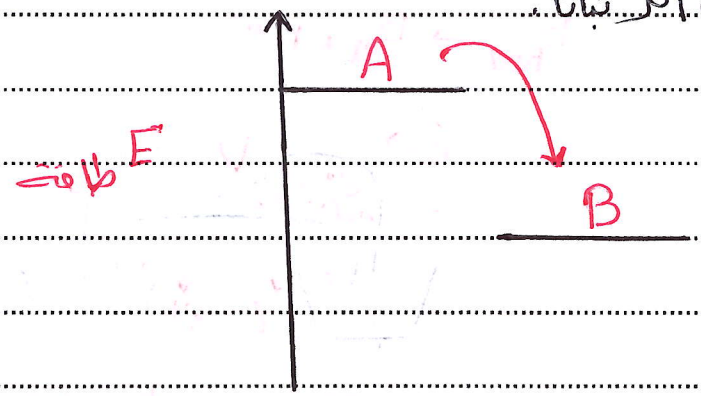
Facebook Group : مكتبة A to Z

2026

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر(What's app-Telegram)على الرقم 0931497960

تفاعلات الأكسدة والإرجاع

هي التفاعلات التي يتم فيها انتقال الإلكترونات من المادة المؤكسدة إلى المادة المرجعة بتحول العنصر A في الكرون للعنصر B حيث يصبح A أكثر ثباتاً كلما كانت طاقة العنصر أقل يكون أكثر ثباتاً.



أكسدة $A \rightarrow A^+ + e^-$

إرجاع $B + e^- \rightarrow B^-$

عملية الأكسدة والإرجاع هما عمليتان متلازمتان فالكهل الأكسدة إلى حدوث الإرجاع والعكس الإرجاع إلى حدوث الأكسدة ودائماً عدد الإلكترونات المفقودة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة.

الأكسدة: عملية مفقان العنصر إلكترون أو أكثر يرافقه زيادة في عدد الأكسدة

$Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

الإرجاع: عملية اكتساب العنصر إلكترون أو أكثر ويرافقه نقصان برقم الأكسدة

$Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$

العامل المؤكسد: المادة التي لها ميل لكسب الالكترونات أي انها تؤكسد المادة التي تتفاعل معها وهي المادة التي تتفاعل معها وهي المادة التي تعيد أرجاع في نفس الوقت

$A_{ox} + ne^- \rightarrow A_{Red}$

مؤكسد — مرجع

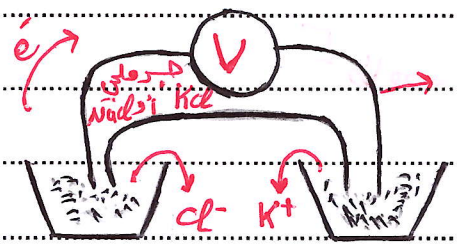
Ox رمز المؤكسد

Red مرجع

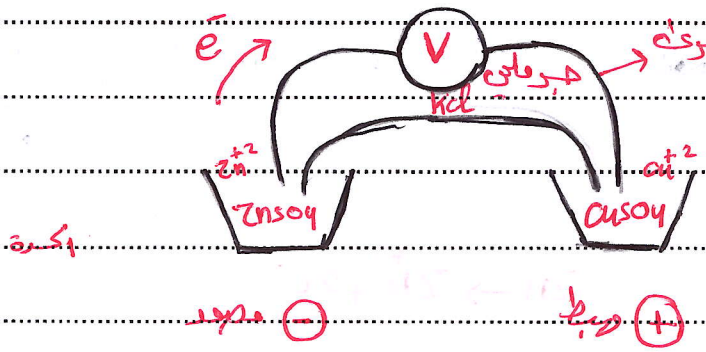
العامل المرجع: المادة التي لها ميل لفقد الالكترونات أي انها تؤكسد المادة التي تتفاعل معها أي تعيد أكسدة

$B_{Red} \rightarrow B_{ox} + ne^-$

الخلية الغلفانية:



الجسر الملحي: أو القنطرة الملحية تنقل الشوارد بين الوعائين وظيفتها تعادل الشحنات بين الوعائين ويتكون اما من Nacl أو Kcl مثال: حسب الشكل



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

$Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$ أكسدة

$Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$ إرجاع

$Zn + Cu^{+2} \rightarrow Zn^{+2} + Cu$

رمز الخلية الغلفانية:

$Zn_{(s)} / Zn^{+2}_{(aq)} (0.1M) // Cu^{+2}_{(aq)} (0.1M) / Cu_{(s)}$

نصف تفاعل أكسدة — قنطرة ملحية — نصف

المصعد (-) — تفاعل إرجاع

المهبط (+)

طريقة حساب جهد الخلية:

جهد الخلية $E_{cell} = E_{مهبط} - E_{مصعد}$

كيف نوازن المعادلة التي بها أكسدة وإرجاع؟

$Fe^{+3} \rightarrow Fe^{+2}$

$Fe^{+3} + e^- \rightarrow Fe^{+2}$

$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

$MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2}$

$5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$

$Cr_2O_7^{-2} \rightarrow Cr^{3+}$

$6e^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$

اكتب المعادلة الكاملة لكل مما يأتي وصف التفاعل التالي:

$MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2}$

$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$

$5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$ إرجاع (1)

$(5)\times$ $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^-$ أكسدة (2)

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

نجمع ① و ② بعد ضرب ② بـ 5 فنحصل على:

$$MnO_4^- + 5Fe^{+2} + 8H^+ \rightarrow Mn^{+2} + 5Fe^{+3} + 4H_2O$$

$$MnO_4^- + Fe^{+2} \rightarrow Mn^{+2} + Fe^{+3}$$

مثال آخر:

$$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$$

$$Cr_2O_7^{-2} \rightarrow Cr^{+3}$$

1.x $\quad 6e^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$ $\quad$ إرجاع

6.x $\quad Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^-$ $\quad$ أكسدة

$$Cr_2O_7^{-2} + 6Fe^{+2} + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{+3} + 6Fe^{+3} + 7H_2O$$

معادلة نيرنست:

درس نيرنست العلاقة بين كمون المرجع وتركيز كل من المرجع والمؤكسد للمادة المدروسة

$$E_{(V)} = E^\circ - \frac{R \cdot T}{n \cdot F} \ln \frac{[Red]}{[Ox]}$$

$E_{(V)}$: كمون المرجع — E°: الكمون القياسي للمرجع — R: ثابت الغازات العامة — T: درجة الحرارة — n: عدد الإلكترونات — F: ثابت فاراداي — $[Red]$: تركيز المرجع والمادة — $[Ox]$: تركيز المؤكسد والمادة

بعد التعويض بالقوانين وتحويل ln إلى log يصبح شكل المعادلة:

$$E_{(V)} = E^\circ - \frac{0.059}{n} \log \frac{[Red]}{[Ox]}$$

مثال:

$$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$$

$$E = E^\circ - \frac{0.059}{2} \times \log \frac{[Cl_2]}{[Cl]}$$

احسب كمون الإلكترود المغمور بالمحلول الذي يحوي على $0.5M$ من أيونات الفضة Ag^+ و $E^\circ = 0.34V$

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

$$E = E^\circ - \frac{0.059}{n} \log \frac{[Red]}{[ox]}$$

$$E = 0.34 - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{0.5} \Rightarrow E = 0.33V$$

احسب كمون المرجع لنصف التفاعل (البرمنغنات)

$$5e^- + 8H^+ + MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

$$E^\circ = 1.51V$$

في محلول يحتوي على 0.2M برمنغنات البوتاسيوم و 0.5M كلوريد المنغنيز $MnCl_2$ وذلك عند pH = 0

$$E = E^\circ_{(MnO_4/Mn)} - \frac{0.059}{n} \log \frac{[Red]}{[ox]}$$

$$E = E^\circ_{(MnO_4/Mn)} - \frac{0.059}{5} \log \frac{[Mn^{+2}]}{[MnO_4^-][H^+]^8}$$

حساب تركيز $[H^+]$ حيث pH = 0

$$[H^+] = 10^{-pH} = 1$$

$$\Rightarrow E = 1.51 - \frac{0.059}{5} \log \frac{0.5}{0.2(1)^8} \Rightarrow E = 1.48V$$

إذا كان تركيز محلول البرمنغنات 0.05M وتركيز شاردة النحاس 0.01M في درجة حرارة الغرفة احسب كمون نصف كمية من النحاس بكامل الخلية علماً أن $E^\circ = 0.33V$ لنحاس و $E^\circ = 1.22V$ لماء

ارجاع $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$

أكسدة $H_2O \rightarrow \frac{1}{2}O_2 + 2H^+ + 2e^-$

لنحاس $E = E^\circ - \frac{0.059}{n} \log \frac{[Red]}{[ox]}$

$$E = 0.33 - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{0.01} \Rightarrow E = 0.27V$$

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

ثانياً $E = 1.22 - \frac{0.059}{2} \log \frac{1}{(0.05)^2}$ ← تركيز البداية

$E = 1.17\ V$

بالمثل $E = ?$

$Cu^{+2} + H_2O \rightarrow Cu + \frac{1}{2}O_2 + 2H^+$

$E = E_{\text{وسط}} - E_{\text{مصعد}}$

$= 0.27 - 1.17 = \square\ V$

TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

مكتبة A to Z