

قوانين فاراداي للتحليل الكهربائي

قام مايكل فاراداي (Faraday) عام 1834م بدراسة التحليل الكهربائي وتوصل الى قانونين يحكمان عملية التحليل الكهربائي.

فكان فاراداي أول من اكتشف بشكل كمي العلاقة الموجودة بين كمية التيار المستعمل ومدى التغير الكيميائي الذي يحدث عند الأقطاب أثناء التحليل الكهربائي.

القانون الأول :

وينص على :

" تتناسب كمية المادة m (g) التي يطرأ عليها تغير كيميائي (أكسدة أو اختزال) (ذوبان، ترسيب، أو تصاعد غاز) عند الأقطاب تناسباً طردياً مع كمية الكهرباء (Q) التي تمر في المحلول الإليكتروليتي أو المصهور".

وتقاس كمية الكهرباء (Q) بالكولوم (Coulomb)، وهو عدد الأمبيرات (شدة التيار) المارة في وحدة الزمن.

صيغة القانون الأول رياضياً :

بافتراض أن كمية المادة التي يطرأ عليها تغير عند الأقطاب (ذوبان، ترسيب، تصاعد) كتلتها m وشدة التيار المطبقة هي I (A)، وزمن مرور التيار هو t (s).

فإن القانون الأول بصورته الرياضية :

$$m \propto Q \Rightarrow m \propto I \cdot t$$

$$m = K \cdot I \cdot t$$

حيث K : ثابت التناسب، ويسمى بالمكافئ الكهروكيميائي (electrochemical equivalents) . وتعتمد قيمته على نوع المادة التي طرأ عليها تغير.

ويمكن تعريف المكافئ الكهروكيميائي K رياضياً :

$$K = \frac{m}{I \cdot t}$$

$$K = \frac{m}{Q} = g/C$$

ومن العلاقة الرياضية ($K = m/Q$) يمكن تعريف المكافئ الكهروكيميائي بأنه :
 كمية المادة (بالجرامات أو الكيلوجرامات) التي يطرأ عليها تغير (أكسدة أو اختزال)
 نتيجة مرور كمية من الكهرباء مقدارها كولوم واحد.

حساب المكافئ الكهروكيميائي :

يحسب من العلاقة التالية :

$$K = \frac{Mw}{Z F} = \frac{Ew}{F}$$

أو

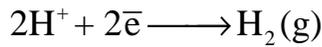
$$K = \frac{Aw}{Z F} = \frac{Ew}{F}$$

حيث (Mw) تعبر عن الوزن الجزيئي عندما يكون الناتج جزيئاً مثل (H₂, Cl₂....)،
بينما (Aw) تعبر عن الوزن الذري عندما يكون الناتج معدناً مثل (Ag, Cu ,.....).
و (Ew) يعبر عن الوزن المكافئ وهو عبارة عن قسمة الوزن الجزيئي أو الوزن الذري
على (Z) عدد الإلكترونات المتحركة في التفاعل الموزون.

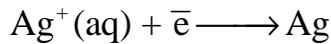
مثال (٧٥)

احسب الوزن المكافئ الكهروكيميائي لكل من الهيدروجين (H₂) والفضة (Ag) إذا
علمت أن الكتل الذرية (Ag = 108, H = 1)

الحل



$$K_{H_2} = \frac{2 \times 1}{2 \times 96500} = 1.036 \times 10^{-5} \text{ g/C} = 1.04 \times 10^{-8} \text{ Kg/C}$$



$$K_{Ag} = \frac{108}{1 \times 96500} = 1.119 \times 10^{-3} \text{ g/C} = 1.12 \times 10^{-6} \text{ Kg/C}$$

وبالتعويض بقيمة $K = \frac{Aw}{ZF}$ في القانون الأول: $m = K \cdot I \cdot t$ نحصل على:

$$m = K \cdot I \cdot t$$

$$m = \frac{Aw}{ZF} \cdot I \cdot t$$

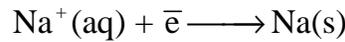
$$m = \frac{A_w \cdot I \cdot t}{Z \times 96500} \quad (\text{where } A_w \text{ for deposited atoms : Na, K, Cr, Cu, Ag})$$

OR

$$m = \frac{M_w \cdot I \cdot t}{Z \times 96500} \quad (\text{where } M_w \text{ for released molecules as : H}_2, \text{Cl}_2)$$

توضيح لقانون فاراداي الأول :

لنأخذ مثلاً ترسيب أيونات الصوديوم (الوزن الذري لمول منه = 23 g)



فعندما يكتسب أيون صوديوم إلكترونًا واحدًا فإنه يتكون ذرة صوديوم واحدة.

وإذا كان لدينا مول من أيونات الصوديوم (عدد أفوجادرو من أيونات الصوديوم) فإنه

يكتسب مولاً واحداً من الإلكترونات (عدد أفوجادرو من الإلكترونات) ليرسب مول من

ذرات الصوديوم (عدد أفوجادرو من ذرات الصوديوم) ووزن المول من الصوديوم هو

(23 g).

$$1 \text{ mol of } \bar{e} = 6.023 \times 10^{23} \text{ electrons} \longrightarrow 23 \text{ g (Na)}$$

$$2 \text{ mol of } \bar{e} = 2 \times 6.023 \times 10^{23} \text{ electrons} \longrightarrow 2 \times 23 \text{ g (Na)}$$

أي أن كمية المادة المتكونة تعتمد على عدد مولات الإلكترونات أي كمية الكهرباء المارة

في خلية التحليل الكهربائي.

تعريف الفاراداي

هو كمية الكهرباء التي شحنتها تعادل شحنة مول واحد من الإلكترونات ولها القدرة على ترسيب مكافئ جرامي واحد من أي عنصر.

أو الفاراداي هو كمية الكهرباء التي يجب أن تزود بها خلية ما لكي تنتج مولاً واحداً من الإلكترونات.

1 فاراداي = شحنة مول من الإلكترونات

وحيث أن شحنة الإلكترون الواحد تساوي 1.60198×10^{-19} Coulomb

وبالتالي فإن شحنة واحد فاراداي يساوي :

$$1\text{Faraday} = 1.60198 \times 10^{-19} \times 6.023 \times 10^{23} = 96487 \text{ Coulomb}$$

وللتقريب فإننا سنستخدم قيمة فاراداي بـ 96500 C لتسهيل الحسابات. والرقم للفاراداي (96487 C) وجد بالتجربة قبل إثباته بالحسابات.

تعريف الكولوم

هو كمية الشحنة التي تتحرك بعد أي نقطة معينة من الدائرة عندما يمر فيها تيار مقداره أمبير واحد (1 A) لمدة ثانية واحدة (1 S)

$$1 \text{ coulomb} = 1 \text{ ampere} \times 1 \text{ second}$$

$$1 \text{ C} = 1 \text{ A.S}$$

حساب كمية الكهرباء Q :

(١) تحسب كمية الكهرباء من العلاقة :

$$Q = I \cdot t$$

حيث I : شدة التيار بوحدة الأمبير (A).

t : الزمن بوحدة الثانية (S).

ووحدة كمية الكهرباء (Q) هي (A.S) أو كولوم (C)

(٢) لتحويل كمية الكهرباء الى فاراداي نتبع العلاقة :

$$F = \frac{Q}{96500}$$

$$m = \frac{A_w \cdot I \cdot t}{Z \cdot F} \quad \text{قوانين مشتقة من قانون فاراداي الأول :}$$

(١) القيمة I.t/F تعبر عن عدد الفاراداي (F) حيث :

$$F = \frac{I \cdot t}{96500}$$

وبالتعويض بها في المعادلة $m = \frac{A_w \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$ نحصل على :

$$m = \frac{A_w \cdot F}{Z}$$

الفصل العاشر: الكيمياء الكهربائية

إعداد د/ عم بن عبد الله الهزاري

وسبق وأن وضعنا في فصل طرق التعبير عن التركيز أن عدد المولات n :

$$n = \frac{m}{A_w}$$

$$m = n \cdot A_w$$

وبالتعويض بقيمة $m = n \cdot A_w$ في المعادلة $m = \frac{A_w \cdot F}{Z}$:

$$n \cdot A_w = \frac{A_w \cdot F}{Z}$$

وبقسمة الطرفين على A_w نحصل على :

$$n = \frac{F}{Z}$$

حيث F : كمية الكهرباء بالفاراداي.

وعند تحويل كمية الكهرباء بالكولوم فإن العلاقة $n = \frac{F}{Z}$ تؤول الى :

$$n = \frac{F}{Z}$$

$$n = \frac{Q}{Z \times 96500}$$

$$n = \frac{I \times t}{Z \times 96500}$$

القانون الثاني لفاراداي

نصه : "عند مرور نفس الكمية من الكهرباء ، في خليتي تحليل كهربائي متصلتين على التوالي، فإن كميات المواد التي يطرأ عليها تغير عند الأقطاب (أكسدة أو اختزال) تتناسب طردياً مع أوزانها المكافئة".

حيث أن مرور واحد فاراداي (C 96500) في خلية التحليل الكهربائي يؤدي إلى ترسيب (أو تصاعد) واحد مكافئ جرامي من المادة التي يطرأ عليها تغير (أكسدة أو اختزال) عند القطب.

فإذا كان (m_1, m_2) هما كتلتا المادتين اللتين طرأ عليهما تغير، وكانت أوزانها المكافئة (Ew_1, Ew_2) ، فإن القانون الثاني يمكن صياغته رياضياً :

$$m_1 \propto Ew_1 \Rightarrow m_1 = K \cdot Ew_1$$

$$m_2 \propto Ew_2 \Rightarrow m_2 = K \cdot Ew_2$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{K \cdot Ew_1}{K \cdot Ew_2}$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Ew_1}{Ew_2}$$

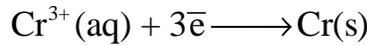
والصيغة الأخيرة :

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Ew_1}{Ew_2}$$

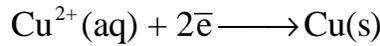
تعبر عن قانون فاراداي الثاني.

ولحساب الوزن المكافئ لأي معدن يترسب على القطب فإننا نقسم وزنه الذري على عدد الإلكترونات المتنقلة في التفاعل.

مثال (٧٦)



$$Ew_{\text{Cr}} = \frac{Aw_{\text{Cr}}}{3}$$



$$Ew_{\text{Cu}} = \frac{Aw_{\text{Cu}}}{2}$$

مثال (٧٧)

مرر تيار شدته (1.5 A) في محلول لكلوريد النحاس الثنائي ولمدة ساعة. فإذا كان وزن النحاس المترسب (1.778 g) فما الوزن المكافئ للنحاس؟

الحل

بتطبيق قانون فاراداي الأول :

$$m = \frac{Aw \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$m = \frac{Ew_{\text{Cu}} \cdot I \cdot t}{F}$$

$$Ew_{\text{Cu}} = \frac{m \cdot F}{I \cdot t}$$

$$Ew_{\text{Cu}} = \frac{1.778 \times 96500}{1.5 \times 60 \times 60}$$

$$Ew_{\text{Cu}} = 31.77 \text{ g/Eq}$$

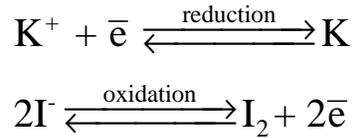
مثال (٧٨)

إذا مرر تيار كهربى شدته (10.4 A) لمدة (23 Min) فى محلول يوديد البوتاسيوم KI، احسب كتلة المواد التى تتجمع عند القطبين .

علماً بأن الكتل الذرية : (K = 39.1, I = 127)

الحل

معادلتى تفاعلى ترسيب اليود والبوتاسيوم :



وبتطبيق قانون فاراداي الأول يمكن حساب كتلتى البوتاسيوم واليود المترسبتين :

$$m_{\text{I}_2} = \frac{M_w \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$m_{\text{I}_2} = \frac{(2 \times 127) \times (10.4) \times (23 \times 60)}{2 \times 96500}$$

$$m_{\text{I}_2} = 18.89 \text{ g}$$

$$m_{\text{K}} = \frac{A_w \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$m_{\text{K}} = \frac{39.1 \times 10.4 \times 23 \times 60}{1 \times 96500}$$

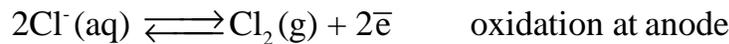
$$m_{\text{K}} = 5.8 \text{ g}$$

مثال (٧٩)

احسب كتلة الألومنيوم المترسبة (Al) والكلور المتصاعدة (Cl₂) عند التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الألومنيوم AlCl₃، إذا كانت شدة التيار المارة (5 A) لمدة ساعتين بين أقطاب بلاتين. الكتل الذرية (Cl = 35.5, Al = 27)

الحل

نكتب تفاعلات المصعد والمهبط كما يلي :



ولحساب كتلة الألومنيوم المترسبة والكلور المتصاعدة نطبق قانون فاراداي:

$$m_{\text{Cl}_2} = \frac{Mw_{\text{Cl}_2} \cdot I \cdot t}{Z F}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = \frac{(2 \times 35.5) \times (5) \times (2 \times 3600)}{2 \times 96500}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = 13.24 \text{ g}$$

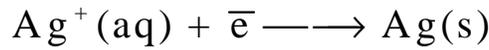
$$m_{\text{Al}} = \frac{(Aw_{\text{Al}}) \times I \times t}{Z \times F}$$

$$m_{\text{Al}} = \frac{27 \times 5 \times 2 \times 3600}{3 \times 96500} = 3.36 \text{ g}$$

مثال (٨٠)

احسب الزمن اللازم لترسيب (2.16 g) من الفضة عند إمرار تيار كهربائي في محلول نترات الفضة شدته (32 A) علماً بأن الكتلة الذرية للفضة تساوي (108)

الحل



$$m_{\text{Ag}} = \frac{A_w \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot Z \cdot F}{A_w \cdot I}$$

$$t = \frac{2.16 \times 1 \times 96500}{108 \times 32}$$

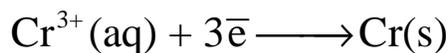
$$t = 60.31 \text{ S}$$

مثال (٨١)

كم دقيقة لازمة لترسيب (7 g) من الكروم وذلك بإمرار تيار ثابت قدره (3A) في محلول CrCl_3 (حيث $A_w = 52$)

الحل

معادلة التفاعل :



ولحساب الزمن نتبع قانون فاراداي الأول :

$$m_{Cr} = \frac{A_w \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{Cr} \cdot Z \cdot F}{A_w \cdot I}$$

$$t = \frac{7 \times 3 \times 96500}{52 \times 3}$$

$$t = 12990.38 \text{ S}$$

$$t = \frac{12990.38 \text{ } \cancel{\text{S}}}{60 \cancel{\text{S}} \text{ min}^{-1}}$$

$$t = 216.51 \text{ min}$$

مثال (٨٢)

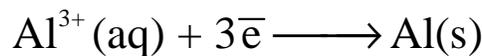
ما كمية الكهرباء بالفاراداي اللازمة لإنتاج :

(أ) 27 g of Al (ب) 8 g of O₂ علماً بأن الكتل الذرية : (Al = 27, O = 16)

16)

الحل

(أ) معادلة تكوين الألومنيوم :



$$m_{Al} = \frac{Aw.I.t}{Z.F}$$

$$27 = \frac{27 \times I \times t}{3 \times 96500}$$

$$It = \frac{27 \times 3 \times 96500}{27}$$

$$It = 289500 \text{ C}$$

$$It = 289500 \text{ C} \times \left(\frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \right)$$

$$It = 3 \text{ F}$$

(ب) معادلة تكوين الأكسجين :



$$m_{\text{O}_2} = \frac{Mw.I.t}{Z.F}$$

$$8 = \frac{32 \times I \times t}{2 \times 96500} \Rightarrow It = \frac{8 \times 2 \times 96500}{32}$$

$$It = 48250 \text{ C} \Rightarrow It = 48250 \text{ C} \times \left(\frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \right)$$

$$It = 0.5 \text{ F}$$

مثال (٨٣)

احسب كمية الكهرباء بالكولوم لتكوين (10 g) من اليود من محلول يوديد البوتاسيوم وفقاً

للمعادلة التالية : $2\text{I}^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{I}_2 (\text{s}) + 2\text{e}^-$ (علماً بأن الكتلة الذرية لليود : $Aw_I = 127$).

الحل

بتطبيق قانون فاراداي الأول :

$$m_{I_2} = \frac{(Mw_{I_2}) \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$It = \frac{m_{I_2} \cdot Z \cdot F}{Mw_{I_2}}$$

$$It = \frac{10 \times 2 \times 96500}{(2 \times 127)}$$

$$It = 7598.4 \text{ C}$$

مثال (٨٤)

عند مرور تيار كهربى على خليتين متصلتين على التوالي (شدة التيار المارة واحدة)، تحتوي إحداهما على محلول $CuSO_4$ والأخرى على محلول $AgNO_3$ ، ترسبت كمية من الفضة مقدارها (2 g) احسب : أ) وزن النحاس المترسب ب) شدة التيار المار لترسيب (2 g) من الفضة في زمن قدره ساعة. (علماً بأن الكتل الذرية : $Cu = 63.5$, $Ag = 108$)

$$63.5, Ag = 108$$

الحل

أ) بتطبيق قانون فاراداي الثاني :

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{Ew_{\text{Ag}}}{Ew_{\text{Cu}}}$$

$$\frac{2 \text{ g}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{(108/1)}{(63.5/2)}$$

$$\frac{2 \text{ g}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{108}{31.75}$$

$$m_{\text{Cu}} = \frac{2 \times 31.75}{108} = \frac{63.5}{108} = 0.59 \text{ g}$$

ب) حساب شدة التيار المار لترسيب (2 g) من الفضة في زمن قدره ساعة.

بتطبيق قانون فاراداي الأول :

$$m_{\text{Ag}} = \frac{Aw_{\text{Ag}} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$2 = \frac{108 \times I \times 3600 \text{ S}}{1 \times 96500}$$

$$I = \frac{2 \times 1 \times 96500}{108 \times 3600}$$

$$I = 0.5 \text{ A}$$

مثال (٨٥)

احسب عدد الساعات اللازمة لتيار كهربائي مقداره (7 A) ليرسب 241 g من النحاس

من محلول كلوريد النحاس II (CuCl_2)، علماً بأن ($Aw = 63.5$) .

الحل

معادلة الترسيب : $(\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu})$ ، وبتطبيق قانون فارادي الأول :

$$m_{\text{Cu}} = \frac{A_w \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$241 \text{ g} = \frac{63.5 \times 7 \times t}{2 \times 96500}$$

$$t = \frac{241 \times 2 \times 96500}{63.5 \times 7}$$

$$t = 104641.17 \text{ S}$$

$$t = 104641.17 \text{ S} \times \left(\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ S}} \right)$$

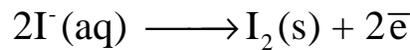
$$t = 29.067 \text{ h}$$

مثال (٨٦)

ما شدة التيار بالأمبير اللازم لتحرير (10 g) من اليود من محلول يوديد البوتاسيوم في زمن قدره ساعة واحدة (حيث $A_w = 127$).

الحل

معادلة تحرير اليود :



وبتطبيق قانون فارادي الأول :

$$m_{I_2} = \frac{Mw_{I_2} \times I \times t}{Z \cdot F}$$

$$10 \text{ g} = \frac{(2 \times 127) \times I \times 3600}{2 \times 96500}$$

$$I = \frac{10 \times 2 \times 96500}{(2 \times 127) \times 3600}$$

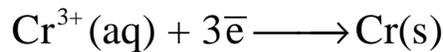
$$I = 2.11 \text{ A}$$

مثال (٨٧)

كم من الوقت يلزم لإنتاج (25 g) من الكروم (Cr) من محلول CrCl_3 بإمرار تيار كهربائي مقداره (2.75 A) ($A_w = 52$)

الحل

معادلة ترسيب الكروم :



ولحساب الزمن نتبع قانون فاراداي الأول :

$$m_{\text{Cr}} = \frac{A_w_{\text{Cr}} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{\text{Cr}} \cdot Z \cdot F}{A_w_{\text{Cr}} \cdot I} = \frac{25 \times 3 \times 96500}{52 \times 2.75} = 50611.89 \text{ S} = 14.06 \text{ hours}$$

مثال (٨٨)

كم من الزمن (بالساعة) يلزم لترسيب (21.4 g) من الفضة من محلول (AgNO₃)
بتيار قدره (10.0 A). (الكتلة الذرية للفضة : Ag = 108)

الحل

$$m_{\text{Ag}} = \frac{Aw_{\text{Ag}} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot Z \cdot F}{Aw_{\text{Ag}} \cdot I}$$

$$t = \frac{21.4 \times 1 \times 96500}{108 \times 10.0}$$

$$t = 1912.13 \text{ S}$$

$$t = 0.53 \text{ hours}$$

مثال (٨٩)

كم من الزمن بالساعة تلزم لترسيب 35.3 g من الكروم من محلول CrCl₃ بتيار قدره
6 A ؟ (Aw_{Cr} = 52 g/mol)

الحل



$$m_{Cr} = \frac{A_{w_{Cr}} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{Cr} \cdot Z \cdot F}{A_{w_{Cr}} \cdot I}$$

$$t = \frac{35.3 \times 3 \times 96500}{52 \times 6}$$

$$t = 32754.327 \text{ S}$$

$$t = 32754.327 \times \left(\frac{1 \text{ h}}{3600} \right) \text{ hours} = 9.098 \text{ hours}$$

مثال (٩٠)

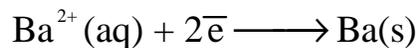
ما مقدار الزمن اللازم لمرور تيار شدته (10 A) خلال خلية بها مصهور كلوريد الباريوم (BaCl₂) حتى ينتج كمية مقدارها : (أ) 15 g من الباريوم. (ب) احسب كمية الكلور المتكونة.

حيث أن (A_{w_{Ba}} = 137.3, A_{w_{Cl}} = 35.5)

الحل

(أ) 15 g of Ba

معادلة اختزال (ترسيب) الباريوم :



$$m_{\text{Ba}} = \frac{Aw_{\text{Ba}} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{\text{Ba}} \cdot Z \cdot F}{Aw_{\text{Ba}} \cdot I}$$

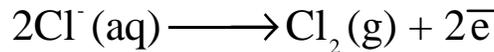
$$t = \frac{15 \times 2 \times 96500}{137.3 \times 10}$$

$$t = 2108.52 \text{ S}$$

$$t = 0.586 \text{ h}$$

(ب) حساب كمية الكلور المتكونة في نفس المدة :

معادلة تكوين غاز الكلور (تفاعل الأكسدة) :



$$m_{\text{Cl}_2} = \frac{Mw_{\text{Cl}_2} \cdot I \cdot t}{Z F}$$

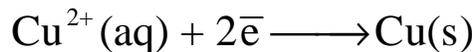
$$m_{\text{Cl}_2} = \frac{(2 \times 35.5) \times (10) \times (2108.52)}{2 \times 96500}$$

$$m_{\text{Cl}_2} = 7.76 \text{ g}$$

مثال (٩١)

احسب عدد الساعات اللازمة لتيار مقداره (4 A) ليرسب (127 g) من النحاس من

محلول كبريتات النحاس (CuSO_4)، علماً بأن التفاعل عند الكاثود هو:



علماً بأن : (Aw_{Cu} = 63.5, 1 F = 96500 C)

الحل

$$m_{Cu} = \frac{Aw \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{Cu} \cdot Z \cdot F}{Aw \cdot I}$$

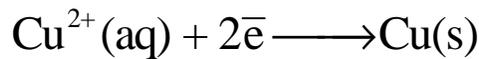
$$t = \frac{127 \times 2 \times 96500}{63.5 \times 4}$$

$$t = 96500 \text{ S}$$

$$t = 26.8 \text{ h}$$

مثال (٩٢)

احسب عدد الساعات اللازمة لتيار كهربائي مقداره (7 A) ليرسب (241 g) من النحاس من محلول كلوريد النحاس CuCl₂ علماً بأن التفاعل عند الكاثود هو :



(حيث (Aw_{Cu} = 63.5, 1 F = 96500 C).

الحل

$$m_{Cu} = \frac{Aw \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{Cu} \cdot Z \cdot F}{Aw \cdot I}$$

$$t = \frac{241 \times 2 \times 96500}{63.5 \times 7}$$

$$t = 104641.2 \text{ S}$$

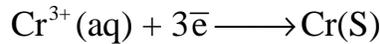
$$t = 29.067 \text{ h}$$

مثال (٩٣)

إذا لزم (96.5 C) لترسيب (0.0177 g) من الكروم الثلاثي (Cr^{3+}) بالتحليل الكهربائي.
احسب الوزن الذري للكروم ($F = 96500$)

الحل

معادلة الترسيب :



$$m_{\text{Cr}} = \frac{A_{\text{w}_{\text{Cr}}} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$0.0177 = \frac{A_{\text{w}_{\text{Cr}}} \times 96.5\text{C}}{3 \times 96500}$$

$$A_{\text{w}_{\text{Cr}}} = \frac{0.0177 \times 3 \times 96500}{96.5}$$

$$A_{\text{w}_{\text{Cr}}} = 53.1 \text{ g/mol}$$

مثال (٩٤)

ما شدة التيار بالأمبير اللازمة لترسيب (0.225 g) من Ni من محلول NiSO_4 في زمن قدره (10 Min) ($F = 96500 \text{ C}$) ، (والكتلة الذرية = $A_{\text{w}_{\text{Ni}}} = 58.71$).

الحل

بتطبيق قانون فاراداي الأول :

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

$$m_{Ni} = \frac{Aw_{Ni} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$I = \frac{m_{Ni} \cdot Z \cdot F}{Aw_{Ni} \cdot t}$$

$$I = \frac{0.225 \times 2 \times 96500}{58.71 \times (10 \times 60)}$$

$$I = 1.23 \text{ A}$$

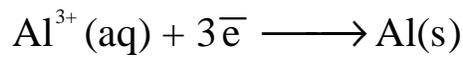
مثال (٩٥)

ما كتلة الألومنيوم التي تترسب بالتحلل الكهربائي نتيجة لمرور تيار قدره 40 A ولمدة 30

($Aw_{Al} = 27$) Min

الحل

معادلة التفاعل :



بتطبيق قانون فاراداي الأول :

$$m_{Al} = \frac{Aw_{Al} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$m_{Al} = \frac{27 \times 40 \times (30 \times 60)}{3 \times 96500}$$

$$m_{Al} = 6.715g$$

مثال (٩٦)

كم ثانية تلزم لترسيب (21.4 g) من الفضة من محلول نترات الفضة AgNO_3 بتيار قدره (10.0 A) (الكتلة الذرية $\text{Ag} = 108$).

الحل



بتطبيق قانون فاراداي الأول :

$$m_{\text{Ag}} = \frac{A_{\text{w}}_{\text{Ag}} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{\text{Ag}} \cdot Z \cdot F}{A_{\text{w}} \cdot I}$$

$$t = \frac{21.4 \times 1 \times 96500}{108 \times 10}$$

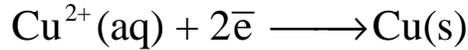
$$t = 1912.13 \text{ S}$$

مثال (٩٧)

كم دقيقة تلزم لطلاء (5.00 g) من النحاس من محلول كبريتات النحاس بتيار قدره (5.00 A) (الكتلة الذرية للنحاس : $\text{Cu} = 63.5 \text{ g/mol}$).

الحل

معادلة التفاعل :



بتطبيق قانون فاراداي الأول :

$$m_{\text{Cu}} = \frac{Aw_{\text{Cu}} \cdot I \cdot t}{Z \cdot F}$$

$$t = \frac{m_{\text{Cu}} \cdot Z \cdot F}{Aw_{\text{Cu}} \cdot I}$$

$$t = \frac{5 \times 2 \times 96500}{63.5 \times 5}$$

$$t = 3039.37 \text{ S}$$

$$t = 3039.37 \text{ S} \times \left(\frac{1 \text{ min}}{60 \text{ S}} \right)$$

$$t = 50.66 \text{ Min}$$

مثال (٩٨)

في إحدى التجارب، وصل كولومتران (خليتان) على التوالي، إحداهما يحتوي محلول كبريتات النحاس (CuSO_4) والثاني يحوي ملحاً مجهولاً (X) وقد وجد أن (1.25 g) من النحاس قد تم الطلاء بها خلال نفس الفترة الزمنية التي استعمل فيها للطلاء 3.42 g من الفلز المجهول (X).

أ) إذا كانت حالة التأكسد لأيون الفلز المجهول هي (+2) فاحسب الكتلة المولية (الوزن

الجزئي) للمجهول ($A_{w_{Cu}} = 63.5$)

ب) كم مولاً من الإلكترونات مرت خلال هذا الكولومتر.

الحل

أ) حساب الكتلة المولية للمجهول :

بتطبيق قانون فاراداي الثاني :

$$\frac{m_{Cu}}{m_x} = \frac{E_{w_{Cu}}}{E_{w_x}}$$

$$\frac{1.25}{3.42} = \frac{63.5/2}{E_{w_x}}$$

$$E_{w_x} = \frac{3.42(63.5/2)}{1.25}$$

$$E_{w_x} = 86.87$$

ولإيجاد الوزن المولي (الجزئي) من قيمة الوزن المكافئ :

$$M_{w_x} = E_{w_x} \times 2 = 86.87 \times 2 = 173.74 \text{ g/mol}$$

ب) عدد مولات الإلكترونات التي مرت خلال هذا الكولومتر:

نحسب أولاً كمية الكهرباء ($Q = I t$) التي مرت من قانون فاراداي الأول باستخدام كتلة

أحد العنصرين المترسبين وليكن النحاس :

$$m_{Cu} = \frac{Aw. I. t}{Z. F}$$

$$1.25 = \frac{63.5 \times (I.t)}{2 \times 96500C}$$

$$I.t = \frac{1.25 \times 2 \times 96500}{63.5}$$

$$I.t = 3799.2 C$$

ومن المعلوم أن مرور (1 F = 96500 C) يعني مرور مول واحد من الإلكترونات وهو يعادل عدد أفوجادرو من الإلكترونات :

$$96500 C \longrightarrow 1 \text{ mole} \longrightarrow 6.023 \times 10^{23} \bar{e}$$

$$3799.2 C \longrightarrow n \bar{e} \longrightarrow X \bar{e}$$

وبأخذ أحد العلاقتين :

$$96500 C \longrightarrow 6.023 \times 10^{23} \bar{e}$$

$$3799.2 C \longrightarrow X \bar{e}$$

$$Xe = \frac{3799 \times 6.023 \times 10^{23}}{96500}$$

$$Xe = 2.37 \times 10^{22} \bar{e}$$

مثال (٩٩)

وصل كولومتران (خليتان) على التوالي بحيث يمر نفس التيار في كل منهما، وفي إحدى التجارب تم ترسيب (0.125 mol) من النحاس (Cu) من محلول كبريتات النحاس (CuSO₄) في أحد الكولومتراتين.

كم مولاً من الكروم (Cr) رسبت في نفس الوقت من محلول كبريتات الكروم Cr₂(SO₄)₃

علماً بأن الكتل الذرية (Aw_{Cu} = 63.5, Aw_{Cr} = 52).

الحل

معادلتا الترسيب هما : $(\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})), (\text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \longrightarrow \text{Cr}(\text{s}))$

أولاً : نوجد الأوزان المكافئة لكلا الفلزين :

$$Ew_{\text{Cu}} = \frac{Aw_{\text{Cu}}}{Z_{\text{Cu}}} = \frac{63.5}{2} = 31.75$$

$$Ew_{\text{Cr}} = \frac{Aw_{\text{Cr}}}{Z_{\text{Cr}}} = \frac{52}{3} = 17.33$$

ثانياً : نحول وزن مولات النحاس المترسبة الى وزن بالجرام حيث :

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \times Aw_{\text{Cu}} = 0.125 \times 63.5 = 7.94 \text{ g}$$

الفصل العاشر: الكيمياء الكهربائية

إعداد د/ عمر بن عبد الله الهزاري

ثالثاً : نوجد وزن الكروم المترسب من قانون فاراداي الثاني :

$$\frac{m_{Cu}}{m_{Cr}} = \frac{Ew_{Cu}}{Ew_{Cr}}$$

$$\frac{7.94}{m_{Cr}} = \frac{31.75}{17.33}$$

$$m_{Cr} = \frac{7.94 \times 17.33}{31.75}$$

$$m_{Cr} = 4.3g$$

ثم نحول هذا الوزن للكروم الى مولات كما هو مطلوب في السؤال :

$$n_{Cr} = \frac{m_{Cr}}{Aw_{Cr}} = \frac{4.3}{52} = 0.083 \text{ mol}$$