قانون فاراداى للتحليل الكهربى (DC1-12)

الغرض من التجربة

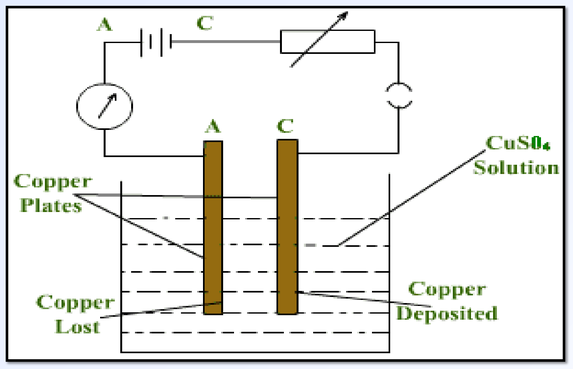
تعيين الوزن المكافئ الكهروكيميائى من النحاس

الأجهـــزة

بطارية – إلكترودان عبارة عن لوحين من النحاس – محلول كهربى - أميتر

نظرية التجربـــة

يطلق على السوائل التى تتحلل عندما يمر خلالها تيار كهربى اسم المحاليل الكهربية أو الإلكتروليت، كما تسمى العملية التى يحدث فيها التحلل اسم التحليل الكهربى. وعندما يغمر الكترودان متشابهان فى محلول كهربى ويسمح لتيار كهربى بالمرور عبر المحلول، فإن الايونات تميل إلى الترسب على الالكترود السالب.



الشكل (1): رسم تخطيطى لدائرة التحليل الكهربى

المكافئ الكهروكيميائى، (Z) ، لأيون ما هو الوزن بالجرامات التى يظهر حراً بواسطة مرور وحدة كمية الكهرباء، Q . وطبقا لهذا التعريف ، فان

$$M = ZQ = ZIt,$$

حيث (M) هى كتلة الأيونات المترسبة على الالكترود السالب ، و (I) التيار المارعبر المحلول الكهربى فى زمن (t).

يطلق مصطلح **فاراداى** (Faraday) على كمية الكهربية اللازمة لتحرير واحد جرام – ذرة (one gram-atom) من أى عنصر أحادى التكافؤ ، والفاراداى يساوى 96500 coulombs تقريباً. وتعنى (واحد جرام – ذرة) الكتلة التى عدد الجرامات لها هو نفسه المماثل للعدد الذى يمثل الكتلة الذرية للعنصر.

عندما يمر تيار من الكهربية بين الكترودين نحاسيين عبر محلول مخفف من كبريتات النحاس فى الماء ، فإن التحلل يتم وتتحرر أيونات النحاس من الأنود وتترسب على الكاثود. وإذا تم قياس الكتلة المترسبة على الكاثود خلال مرور التيار (I) فى زمن (t) فيمكن حساب (Z).

خطوات العمـــل

1. قس كتلة اللإلكترود السالب ، الكاثود، ولتكن m_1.
2. ضع الكاثود فى موضعه واسمح لكمية من الكهربية (I) بالمرور فى الدائرة باستخدام مجزئ الجهد لمدة (20 دقيقة)
3. استخدم قطعة من القماش لتجفيف الكاثود ، وقس كتلته ، m_2.
4. احسب الكتلة المترسبة. ($M = m_2 - m_1$)
5. أوجد قيمة المكافئ الكهروكيميائى من العلاقة
6. $Z = M / I t$
7. أعد تكرار الخطوات من 1 الى 6 على الأقل ثلاثة مرات واحسب (Z) فى كل مرة
8. احسب القيمة المتوسطة للمكافئ (Z) والانحراف القياسى (ΔZ)

النتائـــج

I (A)	t(min)	m_1(g)	m_2(g)	M(g)	Z(g/A.s)
Z_{av}=		(g/A.s)			

Edusoft
Innovate to educate