

4. ELEKTROLİZ

AMAÇLAR

1. Sıvı içinde elektrik akımının iletilmesini öğrenmek.
2. Bir elektroliz hücresi kullanarak bakırın elektro kimyasal eşdeğerinin bulunmasını öğrenmek.
3. Faraday kanunlarını öğrenerek Faraday sabitini deney sonuçlarından hesaplamak.

ARAÇLAR

Elektroliz kabı (beher), bakır elektrotlar, bakır sülfat çözeltisi, ampermetre, akım kaynağı, terazi (miligram duyarlıklı), kronometre.

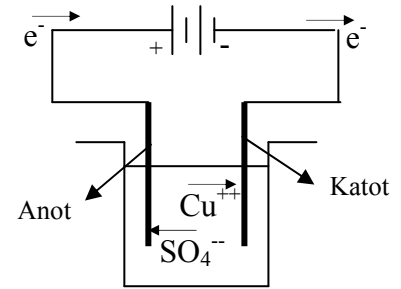
GİRİŞ

Bütün bileşikler, sulu çözeltilerinin elektrik akımını iletip iletmelerine göre iki temel gruba ayrılabilir. Hidroklorik asit, sodyum hidroksit ve sofratuzu gibi bazı maddelerin sulu çözeltileri elektriği iletir. Böyle maddeler ister asit, baz ya da tuz olsun elektrolitik olarak adlandırılır. Diğer taraftan (özellikle organik bileşikler) şeker üre gibi bileşiklerin sulu çözeltileri elektrik akımı için çok kötü iletkenlerdir, bunlara elektrolit olmayan maddeler denir.

Bir elektrolit ile bir doğru akımın iletilmesi elektrotlarda bazı kimyasal değişimler yapar. Bir çok durumda da elektrolitin ayrışması ile iki durum birlikte gerçekleşir. Bu iki durum, çözelti içindeki bir metal veya hidrojen negatif elektrotta (katot) yapışırken metal olmayan bir madde ise pozitif elektrotta (anot) yapışması şeklindedir. Bir çözeltilen elektrik akımı geçirilmesine ve buna eşlik eden kimyasal değişimlere **elektroliz** denir.

Metaller elektrik akımını içlerinde bulunan serbest elektronların hareketleriyle iletirken, elektrolitler içlerindeki iyonların hareketiyle iletirler.

Bakır sülfatın (CuSO_4) sulu çözeltisine batırılmış iki bakır elektrot düşününüz. Çözelti içinde eşit sayıda Cu^{++} ve SO_4^{--} iyonları vardır. Eğer elektrotlar arasında bir potansiyel fark uygulanırsa pozitif iyonlar katoda doğru (katyonlar), negatif iyonlarda anoda doğru (anyonlar) hareket ederler. Şekil 1 de Cu^{++} iyonları katoda ulaştınca her biri iki elektron alıp nötr bakır atomu haline gelerek, katot üzerinde toplanırlar. SO_4^{--} iyonlarının her biri fazla iki elektronlarını anotta terk eder ve burada bakır atomlarıyla birleşerek CuSO_4 molekülü oluşturup çözelti içine geçeceklerdir. Elektrolizin iyonlaşma işleminin bu şekilde açıklanması ilk olarak Arrhenius tarafından 1887 de ileri sürülmüştür ve bugün hala geçerliliğini korumaktadır.



Şekil 1. Elektroliz hücresi.

Fakat çok daha önce 1832 yılında İngiliz bilim adamı Michael Faraday deneysel sonuçlara dayanarak elektrolizi açıklayan temel iki kanunu keşfetti. Bunlar sırasıyla şunlardır:

1. Bir elektrotta toplanan madde miktarı çözeltilen geçen elektrik yüküyle doğru orantılıdır.
2. Devreden belirli bir yük miktarının geçmesiyle, katotta açığa çıkan elementin kütlesi, elementin kimyasal eşdeğeri ile orantılıdır.

Elektrolizde Arrhenius teoremi ve Faraday kanunları arasındaki paralelliği görmek için sadece bakır sülfat ve çözeltilinde, katotta bakırın toplanmasını incelemek yeterlidir.

M katotta toplanan bakırın kütlesini, **Q** çözeltilen geçen toplam yükü, **m** her bir bakır atomunun kütlesini **q** da her bakır iyonunun taşıdığı yükü göstermek üzere bir elektroliz hücresinde Arrhenius teoremine göre

$$\frac{M}{Q} = \frac{m}{q} \quad (1)$$

olacağı açıktır. Bir atomun **m** kütlesi, kütle numarası (atom ağırlığı) **A**nın, Avagadro sayısı **N₀** a oranına eşittir ($m=A/N_0$). Her iyonun taşıdığı **q** yükü, kimyasal birleşme değerliliği **D** (bakır için 2 dir) ile elektron yükü **e**nin çarpımına eşittir ($q = De$). Buna göre denklem

$$M = \left[\frac{1}{N_0 e} \left(\frac{A}{D} \right) \right] Q \quad (2)$$

şeklinde yazılabilir. Burada $\frac{A}{D}$; elementin kimyasal eşdeğeri olup birimi $\frac{g}{mol}$, **N₀e**; Faraday sabiti ve birimi $\frac{C}{mol}$ ’dür. Elementin elektrokimyasal eşdeğeri (**K**) ise

$$K = \frac{1}{N_0 e} \left(\frac{A}{D} \right) \quad (3)$$

olup birimi $\frac{g}{C}$ ’dur. t sürede çözeltilen geçen akım I olmak üzere çözeltilen geçen toplam yük Q ise,

$$Q = It \quad (4)$$

olduğundan denklem (3) ve (4), denklem (2) de yerine yazılırsa

$$M = \frac{1}{N_0 e} \left(\frac{A}{D} \right) Q = KIt \quad (5)$$

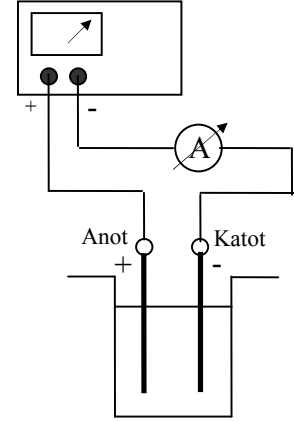
şeklinde olur. Görülüyor ki denklem (5) faraday kanunlarını tam olarak ifade etmektedir.

Bu deneyde M, I ve t yi doğrudan ölçerek bakırın elektrokimyasal eşdeğeri K yı bulacaksınız. Sonra da Cu için geçerli olan A ve D değerlerini kullanarak Faraday sabitini hesaplayacaksınız.

DENEYİN YAPILIŞI

Bu deneyde dikkat edilecek bir çok tedbirler vardır.

- **Çözeltinin dökülüp etrafa zarar vermemesine dikkat ediniz.**
- Elektrotlar birbirlerinden 5 cm civarında bir uzaklıkta olmalıdır.
- **Deney için katot temiz ve pasından arındırılmış olmalıdır. Gerekli görülürse küçük bir zımpara kağıdı ile temizlenmelidir.**
- Katot ile ölçüm yapıldıktan sonra akan suyla dikkatlice yıkanacaktır. Bu yıkanma sırasında katot düşürülerek yüzeyinden parçalar kopmasına ve yüzeyinin bozulmasından kaçınılmalıdır.



Şekil 2. Elektroliz deney düzeneği.

1. Katodun kütlesini duyarlı terazi yardımı ile ölçün ve kaydediniz.
2. Deney için gerekli devreyi Şekil 2 de ki gibi hazırlayınız.
3. Güç kaynağından akım değerini 1 A olacak şekilde ayarlayınız.
4. Akımı seçilen değerde sabit tutarak güç kaynağını 5 dakika çalıştırınız ve 5 dakika sonra kapatınız.
5. Katodu alıp yıkayınız, bu sırada katotta toplanan maddeden kopmaların olmamasına dikkat ediniz.
6. Katodu üzerinde hiçbir nem işareti kalmayınca kadar saç kurutma makinesi yardımıyla kurutunuz.
7. Bakır levhayı duyarlı terazide tarttınız ve sonra tabloya kaydediniz.
8. Aynı işlemi 10., 15., 20. ve 25. dakikalar için tekrarlayınız ve ilgili tabloya verilerinizi kaydediniz. Yani her seferde bir önceki süreye 5 dakika ekleyerek elektroliz olayını gerçekleştirmiş olursunuz. Böylece katotta toplanan madde miktarı, herbir zaman diliminde (10., 15., 20., 25. dakikalarda) toplanan madde miktarına eşit olacaktır.

Önemli Not: Güç kaynağı, katodun çözelti içinde kalan alanı cm^2 başına 20 mA' lik akım (20 mA/cm^2) düşecek şekilde 1 Amp'lik akım değerine ayarlanmıştır.

VERİLERİN ÇÖZÜMLENMESİ

1. Katot elektrodunun, başlangıç kütlesi ve her bir elektroliz sonunda ölçülen kütle değerlerinden yararlanarak, katotta toplanan Cu (Bakır) ın kütlesini hesaplayınız.

2. Kaydettiğiniz bu kütle, akım ve zaman değerlerini kullanarak $M=F(Q)$ grafiğini çizin ve grafiğin eğiminden yararlanarak bakırın elektro kimyasal eşdeğerini (K) denklem (3) ü kullanarak bulunuz.
3. Daha sonra bakır için atom ağırlığını $A=63.57$ ve kimyasal eşdeğerliğini $D_{Cu}=2$ alarak Faraday Sabitini (N_{0e}), Coulomb (C) biriminde bulunuz ve Faraday yasasını yorumlayınız.

SORULAR

1. İki elektroliz hücresini seri bağladığınızı düşününüz. Birincisi bu deneyde kullanıldığı gibi bakır yük ölçeri ve ikincisi elektrolit olarak $AgNO_3$ kullanılan bir gümüş yük ölçeri olsun. Gümüşün atom ağırlığı 107.88 g/mol ve devreden 30 dakika 2 amperlik akım geçirildiğini kabul edersek. Hangi yük ölçerde daha çok madde toplanır. Toplanan madde miktarı arasındaki fark ne kadardır?

KAYNAKLAR

1. Ziya Güner, Ferit Pehlivan, “Fizik Deney Kılavuzu” Ankara Üniversitesi, Tıp Fakültesi Yayınlarından (1975).
2. H. Sisler, VanderWerf, Davison, “CollegeChemistry” theMacmillanCompany.

