

**HACETTEPE ÜNİVERSİTESİ**

**KİMYA ÖĞRETMENLİĞİ**

**ORTAÖĞRETİM KİMYA DENEYLERİ**

**PROJE HEDEF SORUSU: BASİT PİL NASIL YAPILIR?**

**Projeyi hazırlayan: Özkan Cengiz**



**Alessandro Volta**

**PROJE KONUSU: ELEKTROKİMYA**

**PROJENİN AMACI: REDOKS TEPKİMELERİN AÇIKLANMASI**

## **HEDEF 1: Yükseltgenme indirgenme tepkimelerini kavrayabilme**

- 1) Yükseltgenme indirgenme kavramını örneklerle açıklar.
- 2) Yükseltgen indirgen madde kavramını açıklar.
- 3) Kimyasal olaylardaki yükseltgenme indirgenmeyi gösterir.

## **HEDEF 2: Elektrokimyasal pillerin yapısını kavrayabilme**

- 1) Bir elektrokimyasal pilde pilin kısımlarını gösterir.
- 2) Her bir elektrotta gerçekleşen yarı tepkimeleri yazar.
- 3) Tuz köprüsünün önemini açıklar.
- 4) Hücre içindeki her bir elektronun akış yönünü gösterir.
- 5) Pil çalıştığında hangi elektrotun kütlelerinin artıp hangisinin azalacağını tahmin eder.

## **HEDEF 3: ELEKTROLİZ OLAYINI AÇIKLAYABİLME**

- 1) Elektrolizin tanımını yapabilir.
- 2) Elektroliz olayında elektrolitik hücrenin kısımlarını şema üzerinde gösterir.

## **HEDEF 4: VOLTA PİLİNİN ÇALIŞMA PRENSİBİNİN İNCELENMESİ**

- 1) Volta pili düzeneği kurulup oluşan potansiyel ölçülür.

## **TEORİK BİLGİ**

### **Redoks Tepkimeler**

- Redoks tepkimelerde maddeler (iyonlar, atomlar, moleküller) birbirlerinden elektron alış verişi yaparlar. Elektron verenler yükseltgenir, alanlar indirgenir. Bir redoks tepkimede;
  - Alınan elektron sayısı verilen elektron sayısına denktir.
  - Reaksiyonun her iki tarafı kütlece ve elektriksel yük olarak denktir.
  - Tepkime kendiliğinden veya enerji alarak gerçekleşirler.



Bu reaksiyonda

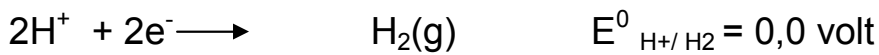


Eşitliğin her iki tarafının elektriksel yükü sıfırdır (+ ve – yüklerin toplamı)

- Elektrik üretimi kendiliğinden yürüyen redoks tepkimelerle sağlanır. Elektron alma veya verme istekleri birbirinden farklı maddeler uygun şartlarda bir araya gelirse bir redoks tepkime mutlaka gerçekleşir. Maddelerin elektron alma istekleri **indirgenme potansiyeli** olarak tanımlanmıştır. Standart şartlardaki indirgenme eğilimleri **standart elektrot potansiyeli** veya **standart indirgenme potansiyeli** olarak belirlenmiştir.

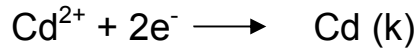
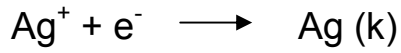
### **Standart İndirgenme Potansiyeli (Elektrot Potansiyeli)( $E^0$ )**

Maddelerin standart şartlarda indirgenme eğilimleri birbirleri ile deneysel olarak kıyaslanmış ve potansiyel değerleri belirlenmiştir. Yani indirgenme potansiyelleri bağıl değerlerdir ve birimi **volt** dur.  $\text{H}^+$ 'nın standart şartlarda indirgenme potansiyeli sıfır kabul edilmiş ve diğer iyonların veya bileşiklerin potansiyelleri  $\text{H}^+$  ile kıyaslanarak ölçülmüştür.



Bir iyonun indirgenme eğilimi  $\text{H}^+$  dan daha büyük ise elektrot potansiyeli (+) olarak işaretlenmiş, indirgenme eğilimi  $\text{H}^+$  dan daha zayıf ise elektrot potansiyeli (–) olarak işaretlenmiştir.

Örneğin;

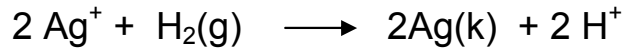


$$E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = +0,800 \text{ volt}$$

$$E^0_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,403 \text{ volt}$$

$E^0$  değerlerine bakıldığında  $\text{Ag}^+$  nın  $\text{H}^+$  e göre daha kolay indirgenildiğini yani elektron alabildiğini,  $\text{Cd}^{2+}$  nin ise  $\text{Ag}^+$  ve  $\text{H}^+$  e göre daha zor indirgenildiğini söyleriz. O zaman;

- Örneğin  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  ve  $\text{H}^+/\text{H}_2$  sistemlerinin uygun şartlarda birbiri ile temasta olduğunu düşündüğümüzde  $\text{Ag}^+$  nın indirgenip  $\text{H}_2$  nin de yükseltgenerek bir redoks reaksiyonun kendiliğinden gerçekleşeceğini de söyleyebiliriz.



- Yine  $\text{Ag}^+$  iyonları içeren bir çözeltiliye Cd metalini daldırdığımızda bir süre sonra metalin yüzeyinin gümüş ile kaplanacağını, çözeltiliye de  $\text{Cd}^{2+}$  iyonlarının geçeceğini söyleyebiliriz. Çünkü Ag, Cd dan daha kolay indirgenir. Bir araya geldiklerinde çözeltideki  $\text{Ag}^+$  iyonları Cd metalden elektron kopararak metalik Ag'e indirgenir ve kadmiyum metalinin yüzeyine tutunur. Elektron veren Cd atomları da +2 yüklü iyon halinde çözünerek çözeltiliye geçer.



- İndirgenme potansiyelleri elektrokimyasal hücreler kurularak belirlenir.

### **Elektrokimyasal Hücreler**

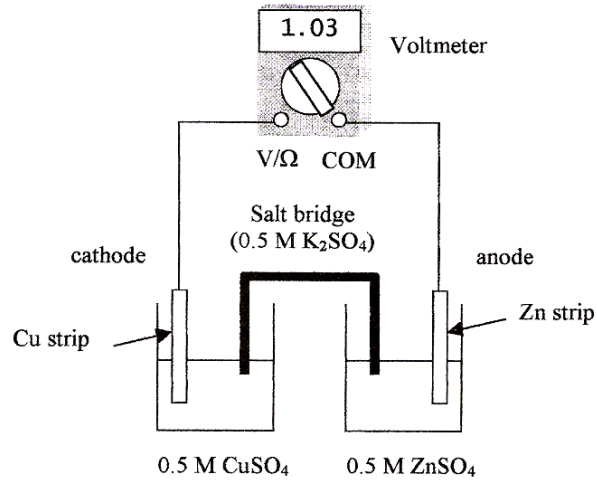
Redoks reaksiyonların gerçekleştiği düzeneklerdir. Genel olarak iki tip elektrokimyasal hücre vardır;

- **Galvanik Hücreler:** Redoks reaksiyonların kendiliğinden gerçekleştiği, elektrik enerjisinin üretildiği hücrelerdir. Günlük yaşantımızda kullandığımız piller birer galvanik hücredir.
- **Elektroliz Hücreleri:** Elektrik enerjisi kullanarak kimyasal reaksiyonların gerçekleştirildiği hücrelerdir. Bu hücre reaksiyonları istemsizdir, yani kendiliğinden oluşmaz. Örneğin suyu H<sub>2</sub> ve O<sub>2</sub> gazlarına ayırtmak elektrolizle mümkündür.

### **Galvanik Hücreler (voltaik hücreler)**

Elektrik üretmek için oluşturulan bir galvanik hücre,

- İki ayrı **yarı hücre**
- Elektrotları birbirine bağlayan bir **iletken tel**,
- Çözeltiler arasındaki iyon bağlantısını sağlayan bir **tuz köprüsünden**, oluşur.



$$E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = + 0,34 \text{ volt}$$

$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ volt}$$

**Yarı hücre:** Bir metal çubuğun kendi iyonlarını içeren bir çözeltiliye daldırılmasıyla oluşan sistemlerdir. Yukarıdaki şekilde görüldüğü gibi CuSO<sub>4</sub> çözeltisine (Cu<sup>2+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) daldırılmış Cu çubuktan ve ZnSO<sub>4</sub>

çözeltisine ( $Zn^{2+} + SO_4^{2-}$ ) daldırılmış Zn çubuktan oluşan sistemler birer yarı hücredir. Metal çubuk, tel veya plakalara **elektrot** denir. Bazen elektrot terimi tüm yarı hücre için de kullanılır.

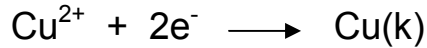
**Tuz Köprüsü:** Genellikle iki ucu iyonların geçebileceği gözenekli bir yarı geçirgenle kapatılmış içerisinde doygun bir tuz çözeltisi bulunan U boru şeklindedir.

**Galvanik Hücrenin Çalışma Sistemi:** Yukarıdaki hücreyi örnek olarak bir hücredeki olayları anlamaya çalışalım.

- İki yarı hücre birbirine bağlandığı an aralarındaki potansiyel farkı yok etmek için Zn elektrottan Cu elektroda doğru elektronlar akmaya başlayacaktır. Çünkü bakırın indirgenme eğilimi Zn'dan daha büyüktür ve Zn karşısında indirgenmek isteyecektir.
- Zn atomları Cu'a 2 elektron vererek +2'ye yükseltgenir ve iyon halinde çözünerek çözeltiliye geçer (Zn elektrot zamanla incelik ve hatta tamamen çözünür).



- İletken tel vasıtasıyla bakır(Cu) elektroda gelen elektronlar ise çözeltilideki  $Cu^{2+}$  iyonlarını elektrot yüzeyine çeker ve metalik bakıra indirger. Metalik bakır metal elektrot yüzeyine tutunur.



- Toplam pil reaksiyonu ise aşağıdaki gibidir;



- Çözeltilere baktığımızda bu alışveriş sonucu çözeltilerin nötralliği bozulmuş Zn çözeltisi (+) yüklenmiş, Cu çözeltisi ise (-) yüklenmiş

gibidir ama böyle bir durum olamaz. Böyle bir durum olamayacağı için de reaksiyonun başlamadan durması gerekir. İşte bu sırada tuz köprüsü devreye girer ve  $K^+$  iyonları Cu çözeltisine,  $SO_4^{2-}$  iyonları ise Zn çözeltisine geçerek çözelti yük dengesini korurlar. Böylece bir iletken tel ve bir tuz köprüsüyle elektron ve iyon akış devresi tamamlanmıştır.

- Reaksiyon devam ederken iki elektrot arasına bir avometre (multimetre) konulursa elektrotlar arasındaki potansiyel farkı ve akım okunabilir. Okunan potansiyele **hücre potansiyeli** veya **elektromotor kuvveti (emk)** denir ve  $E_{pil}$  olarak gösterilir.
- Pil potansiyeli zamanla azalır ve sıfıra ulaştığında tüm sistem dengeye gelmiş olur. Fakat potansiyel farkı sıfırsa artık elektrik üretimi de söz konusu değildir.
- Bir pilde indirgenmenin gerçekleştiği elektroda **katot**, yükseltgenmenin olduğu elektroda da **anot** denir.
- Bir pilde elektronların üretildiği elektrot yani anot (-) uç, elektronların tüketildiği yer yani katot (+) uçtur.

### *Hücre (Pil) Potansiyelinin Hesaplanması*

- Bir elektrokimyasal hücrenin standart elektrot potansiyeli katot ve anodun standart potansiyellerinden hesaplanır;

$$E^{\circ}_{pil} = E^{\circ}_{katot} - E^{\circ}_{anot}$$

Buna göre yukarıdaki hücrenin standart pil potansiyeli:

$$E^{\circ}_{pil} = 0,34 - (- 0,76) = 1,1 \text{ Volt'dur.}$$

- Bir hücrenin potansiyeli sadece elektrot potansiyellerine bağlı değil aynı zamanda çözelti derişimine, sıcaklığa, alınıp verilen elektron sayısına da bağlıdır. Buna göre standart olmayan şartlarda hücre potansiyeli **NERST** eşitliği ile hesaplanır. Nerst eşitliği;

$$E_{pil} = E^{\circ}_{pil} - (RT/nF) \ln Q$$

n: alınıp verilen elektron sayısı

F: faraday sabiti(1 mol elektronun yükü)  $9,65 \times 10^4$  coulomb/mol

Q: tepkenler ve ürünler arasındaki derişim ilişkisi(denge sabiti gibi yazılır)

Eşitlik, doğal logaritmayı genel logaritmaya çevirerek yeniden düzenlenirse ve

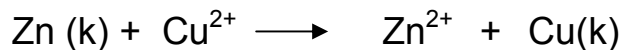
sabit değerler yerine konup  $T= 298$  K için hesaplanırsa aşağıdaki gibi gösterilir;

$$E_{pil} = E^{\circ}_{pil} - (0,059/n) \log Q$$

**Not: Nerst eşitliğin, Gibbs serbest enerjisi ile ilişkisi, türetilmesi ve daha iyi anlaşılabilmesi için genel kimya kitaplarından faydalanabilirsiniz.**

### Örnek

Yukarıdaki hücre için  $E_{pil}$ 'i hesaplırsak;



$$E_{pil} = E^{\circ}_{pil} - (0,059/n) \log [\text{Zn}^{2+}] / [\text{Cu}^{2+}]$$

$$E_{pil} = 1,1 - (0,059/2) \log 0,5 / 0,5 = 1,1 \text{ volt bulunur.}$$



Eğer çözelti derişimleri farklı olsaydı:

Örneğin:  $[Zn^{2+}] = 0,01M$  ,  $[Cu^{2+}] = 0,5M$  olsaydı

$$E_{pil} = 1,1 - (0,059/2) \log 0,01 / 0,5 = 1,15 \text{ volta eşit olurdu.}$$

• Bir elektrokimyasal hücre için belirtilen şartlarda hesaplanan elektromotor kuvveti,  $E_{pil}$ ,

**$E_{pil} = +$  ise hücre reaksiyonu ileri yönde ( ) istemlidir.**

**$E_{pil} = -$  ise hücre reaksiyonu ters yönde ( ) istemlidir.**

**$E_{pil} = 0$  ise reaksiyon dengededir.**

### **Elektriksel İş (W):**

$$W_{elek} = nFE_{pil} \quad \text{volt x coulomb} = \text{joule}$$

### **Pil diyagramları:**

• Elektrokimyasal hücreleri yukarıdaki gibi çizmek çok açıklayıcı olmakla birlikte her zaman pratik değildir. Daha basit olarak hücre diyagramları şeklinde gösterilir. Hücre diyagramları yazılırken şu kabuller yapılır;

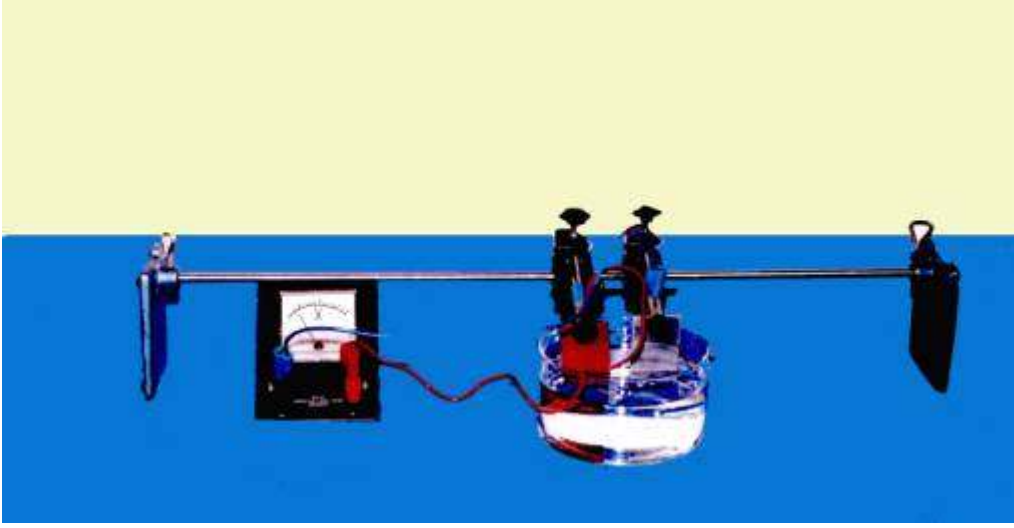
- Anot yarı hücresi sol tarafa yazılır,
- Katot yarı hücresi sağ tarafa yazılır,
- Çözeltideki iyon derişimi belirtilir.
- Yarı hücrelerdeki katı, sıvı, gaz faz farkları dikey bir çizgi(I) ile belirtilir,
- Yarı hücreler arasındaki sınır yani tuz köprüsü iki dik çizgi (II) ile belirtilir.



## KULLANILAN ARAÇ VE GEREÇLER:

- |                                       |                  |                   |
|---------------------------------------|------------------|-------------------|
| 1.üç ayak veya döküm ayak<br>(2 adet) | 5.çinko elektrot | 9.bağlama parçası |
| 2.statif çubuk                        | 6.hertz ayağı    | 10.voltmetre      |
| 3.bakır elektrot                      | 7.beherglas      | 11.anahtar        |
| 4.bağlantı kablosu                    | 8.sülfirik asit  | 12.ampul ve duy   |

## **DENEY DÜZENEGİ:**



## **DENEYİN YAPILIŞI:**

1-Beherglas içine 200 ml su koyunuz. Üzerine bir miktar sülfirik asit dökünüz.

2-Bakır ve çinko elektrotları şekilde görüldüğü gibi çözeltiye daldırınız.(Gerekirse iki döküm ayak arasına Statif çubuk geçirerek, hertz ayaklarına elektrotlar tutturulabilir.)

3-Voltmetrenin ( + ) ucuna bakır, ( - )ucuna çinko elektrotları bağlayarak pilin E.M.K. 'sını ölçünüz.

## **DENEYİN SONUCU:**

Voltmetre göstergesinin hareket etmesi devreden bir akım geçtiğini gösterir. Volta pilinde voltmetrenin gösterdiği değer 1,1 voltur.

## **TEORİK BİLGİ:**

Bir iletken çözelti içine iki farklı iletken çubuk batırılarak bir pil meydana getirilir. İletken çözeltiye elektrolit, iletken çubuklara da elektrot denir. Çubuklar pilin kutuplarıdır.

İlk defa İtalyan fizikçisi Alessandro Count VOLTA bu düzeneği kurup ilk elektrik üreticini yaptığı için bu pile “volta pili” denir.

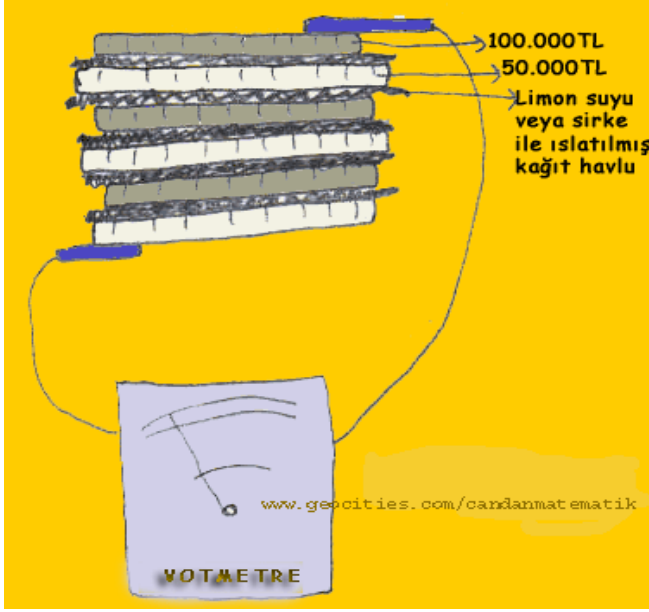
Sulandırılmış sülfirik asit çözeltisi içine batırılarak basit bir volta pili yapılabilir. Çinko atomları çözelti içinde çözünerek (+) yüklü iyon durumuna geçerler. Bu durumda çinko elektrot (-) , bakır elektrot (+) yük kazanır. Çinko elektrottaki (-) yükler iletken vasıtasıyla bakır elektrota ulaştıklarında çözeltiden gelen hidrojen iyonları nötr hale geçip gaz halinde bakır elektrot üzerinde toplanırlar. Zamanla bakır elektrot etrafında hidrojen gazının birikmesi arttığı için volta pili akım vermez hale gelir. Bu olaya “kutuplanma” denir. Deneyin sonunda(-) kutup çinko levha, (+) kutup ise bakır levha olmuştur.

Yeni yapılmış bir volta pilinin iki kutbu arasına bir voltmetre bağlanırsa, voltmetre 1,1 voltu gösterir. Volta pili çok çabuk biten bir pildir. Elektrolitleri sıvı olduğundan bir yerden bir yere taşınması zordur ve ekonomik değildir. Bu bakımdan günümüzde bunun yerine kuru piller tercih edilir.

## **Deney 2 : BOZUK PARA PİLİ**

### **AMAÇ: Metal para kullanarak potansiyel oluşturma**

**Malzemeler:** Limon suyu veya sirke , kağıt havlu , 3 tane 10ykr ve 50ykr madeni para , votmetre



**Yapılışı:** Kağıt havlyu her biri bir madeni para büyüklüğünde 5 parçaya ayırın. Sonra para büyüklüğünde kestiğiniz bu kağıtları tuzlu suya batırın .50ykr ve 10ykr 'luk metal paraların arasına bunları yerleştirin. Resimdeki gibi en üstte 10ykr alta ise 50 ykr gelecek şekilde yerleştirin. Voltmetrenin iki ucunu şekildeki gibi en üste ve en alta bağlayın ve volt metredeki değeri okuyun. Ölçtüğünüz değer çok düşük olacaktır. Böylece pilimizi yapmış olduk.

## Sonuç

Yapmış olduğumuz bu deneyle elektrokimya konusunu daha iyi anlamayı kolaylaştırdık ., Çünkü bu deneyi anlayabilmek için redoks tepkimelerini elektrokimyasal olayları ve bu konularla basit pil yapımının mantığı kavranabiliyor.

Kaynaklar :

- [http://egitek.meb.gov.tr/dersdesmer/son\\_deney/deneyler/deney77.htm](http://egitek.meb.gov.tr/dersdesmer/son_deney/deneyler/deney77.htm)