

**ERCIYES ÜNİVERSİTESİ MÜHENDİSLİK FAKÜLTESİ  
ENERJİ SİSTEMLERİ MÜHENDİSLİĞİ BÖLÜMÜ  
HİDROJEN TEK. LABORATUVARI**



**DENEY FÖYÜ**

**DENEY ADI**

**ELEKTROLİZÖR DENEYİ**

**DERSİN ÖĞRETİM ÜYESİ**

**DENEYİ YAPTIRAN ÖĞRETİM ELEMANI**

DENEY GRUBU:

DENEY TARİHİ :

TESLİM TARİHİ :

## Elektrokimya

Elektrokimya, kimyasal tepkimeler ile elektriksel enerji arasındaki ilişkiyi inceleyen bilim dalıdır. Bu alan, kimyasal enerji ile elektrik enerjisinin birbirine dönüşümünü temel alır. Elektrokimyada, elektronların bir maddeden diğerine transfer edildiği tepkimeler (redoks tepkimeleri) üzerine odaklanılır. Bu tepkimelerde, kimyasal reaksiyonlar sonucunda elektrik üretilebilir veya elektrik enerjisi kullanılarak kimyasal reaksiyonlar gerçekleştirilebilir. Elektrokimyada kullanılan temel sistemler arasında piller, bataryalar, elektroliz cihazları ve yakıt hücreleri bulunur. Piller ve bataryalar kimyasal enerjiyi elektrik enerjisine dönüştürürken, elektroliz cihazları elektrik enerjisi kullanarak kimyasal maddeleri ayrıştırır. Elektrokimyanın endüstriyel uygulamaları arasında enerji depolama, kaplama, korozyon önleme ve suyun elektrolizi ile hidrojen üretimi gibi alanlar yer alır. Elektrokimya, enerji depolama ve üretim teknolojilerinde kritik bir rol oynadığı için, özellikle sürdürülebilir enerji çözümleri ve çevre dostu teknolojilerin geliştirilmesinde büyük önem taşımaktadır.

Elektrokimyasal tepkime ile kimyasal tepkime arasındaki temel farklar, tepkimenin gerçekleşme şekli ve enerji dönüşümleriyle ilgilidir. Elektrokimyasal tepkimeler, elektrik enerjisi ile kimyasal tepkimelerin dönüşümünü içerir. Bu tür tepkimelerde elektrik enerjisi kullanılarak bir kimyasal reaksiyon başlatılabilir veya kimyasal bir reaksiyon sonucunda elektrik enerjisi üretilebilir. Bu süreçler genellikle redoks reaksiyonlarına dayanır ve elektronların bir maddeden diğerine aktarılmasıyla gerçekleşir. Elektrokimyasal tepkimeler, elektrotlar ve bir elektrik devresi gerektirir; elektronlar bir elektrottan diğerine taşınır. Örneğin, pillerde ve yakıt hücrelerinde bu tür tepkimeler görülür. Öte yandan, geleneksel kimyasal tepkimeler, kimyasal bağların kırılması ve oluşması ile gerçekleşir ve dışarıdan elektrik enerjisi gerektirmez. Kimyasal tepkimeler sırasında enerji genellikle ısı veya ışık gibi diğer formlara dönüşür. Elektron transferi kimyasal tepkimelerde olabilir, ancak zorunlu değildir. Örneğin, yanma tepkimeleri veya asit-baz nötralizasyonu gibi reaksiyonlar klasik kimyasal tepkimelere örnek verilebilir. Sonuç olarak, elektrokimyasal tepkimeler elektrik akışıyla doğrudan ilişkiliyken, kimyasal tepkimeler elektrik akışı olmadan gerçekleşebilir.

Elektrokimyasal bir tepkimenin gerçekleşmesi için birkaç temel bileşenin bir araya gelmesi gerekmektedir:

1. **Elektrotlar:** Elektrokimyasal tepkimenin gerçekleştiği yüzeylerdir. Genellikle iki tür elektrot kullanılır.
  - **Anot:** Oksidasyonun (yükseltgenmenin) gerçekleştiği elektrotur. Elektronlar burada serbest bırakılır.
  - **Katot:** İndirgenmenin gerçekleştiği elektrotur. Elektronlar burada alınır.

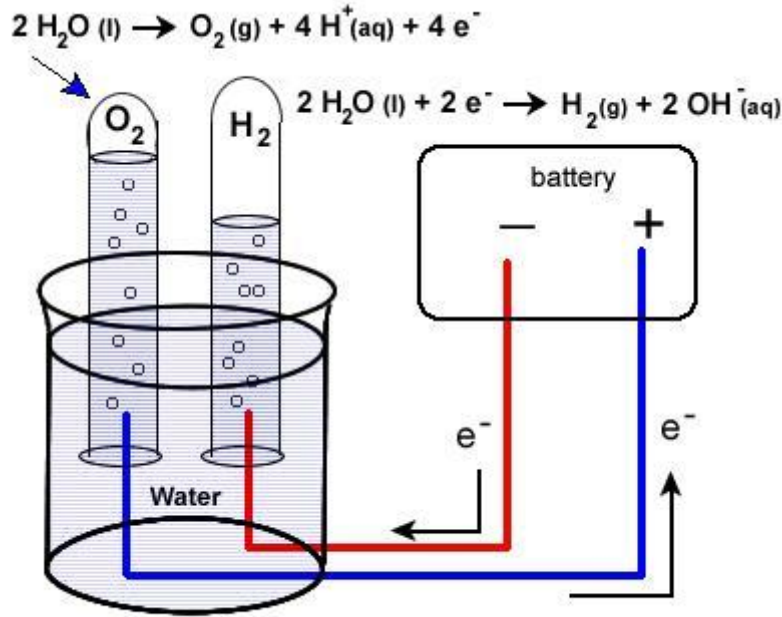
2. **Elektrolit:** Elektrotlar arasındaki iyonların hareketini sağlayan, elektriksel iletkenliği olan bir çözelti veya katı madde. Elektrolit, tepkime sırasında oluşan iyonların taşınmasını sağlar ve devrenin elektriksel dengesini korur.
3. **Dış Devre:** Elektronların anot ile katot arasında hareket etmesi için bir dış devre gereklidir. Bu dış devre, elektronların elektrotlar arasındaki hareketini sağlar ve genellikle bir tel veya başka iletken bir malzeme ile oluşturulur. Bu hareket, elektrik akımı olarak adlandırılır.
4. **Elektron Transferi:** Elektrokimyasal tepkimeler, redoks tepkimeleridir, yani elektron alışverişine dayanır. Elektronlar anot üzerinde serbest bırakılır ve katot üzerinde kabul edilir.
5. **Enerji Kaynağı veya Yük:**
  - o **Elektroliz gibi tepkimelerde:** Dışarıdan bir elektrik enerjisi kaynağı (örneğin bir pil ya da güç kaynağı) gereklidir. Bu enerji, kimyasal tepkimeyi başlatmak için kullanılır.
  - o **Pil ve bataryalar gibi sistemlerde:** Kimyasal tepkime sonucu elektrik enerjisi üretilir. Bu durumda tepkime kendi kendine gerçekleşir ve dışarıya elektrik enerjisi sağlar.
6. **Uygun Reaktantlar:** Tepkimenin gerçekleşmesi için uygun kimyasal maddeler (reaktantlar) gereklidir. Örneğin, elektroliz tepkimelerinde su veya bir tuz çözeltisi, pillerde ise aktif kimyasal maddeler (örn. çinko ve bakır) gereklidir.

**Galvanik Hücre:** İki yarı hücrenin birbirine bağlanması ile kendiliğinden (istemli) bir elektrokimyasal tepkime meydana gelir ve bu sistemde elektrik enerjisi ortaya çıkıyorsa bu düzeneğe galvanik hücre denir. Bu hücreler, kimyasal enerjiyi elektrik enerjisine dönüştürdüğünden galvanik pil, volta pili ya da kimyasal pil denir. Galvanik hücredeki elektronların devamlı akışı, anot ve katot arasındaki potansiyel farktan dolayı gerçekleşir. Anot, katoda oranla daha yüksek negatif potansiyel enerjiye sahip olduğu için elektronlar anottan katoda akar. Bir galvanik hücrede elektrotlar bir metalin, kendi tuzunu içeren çözeltiliye daldırılması ile hazırlanır. Pilin çalışması sırasında elektrot metali ya aşınarak çözeltiliye geçer ya da elektrodun üzerine metalik birikme olur.

**Elektrolitik Hücre:** Galvanik hücreler gibi elektrokimyasal hücre yapısına sahip elektrolitik hücreler de vardır. İstemsiz kimyasal tepkimenin bir dış kaynaktan sağlanan elektrik enerjisi ile gerçekleştirildiği elektrokimyasal hücrelere elektrolitik hücre denir. Elektrolitik hücrelerde tepkimenin gerçekleşmesi için istemli redoks tepkimesinde açığa çıkan enerjinin üstünde bir enerjiye ihtiyaç vardır.

## Elektrolizör

Bir elektrik akımı tarafından aşılın bir elektrolitin uğradığı ayrışmaya elektroliz denir. Elektroliz, bu akımın elektrolit içinde iletilmesiyle birlikte gelişir. Elektrolit, çoğunlukla erimiş olarak ya da bir tuz eriyiğinin sulu çözeltisi halindedir. Volta pilinin bulunmasıyla (1800) ve suyun elektrolizine uygulanmasıyla ilgili ilk deneyler, XIX. yy'ın başlarında gerçekleştirilmiştir. Elektroliz sözcüğünün, olayı özel olarak inceleyen Michael Faraday tarafından ortaya atıldığı sanılmaktadır.



Elektroliz, öncelikle, elektrolizle metalürjilerde, metallerin hazırlanmasında (çözünmez anot) ya da artırılmasında (çözünür anot) kullanılır. Elektroliz, ayrıca, galvanoplastide, bir elektrolitik metal birikimiyle metal birikimiyle döküm kalıbına biçim vermede aşınmaya karşı korumada ve bir metal çökeltisiyle metallerin kaplanmasında (sözelimi, nikel kaplama, çinko kaplama, kadmiyum kaplama, krom kaplama, gümüş ya da altın kaplama) baş vurulan bir yöntemdir. Arı hidrojen, özellikle, suyun elektroliziyle elde edilir. Öbür uygulamaları arasında, gaz üretimi (klor), metal üstünde koruyucu oksitli anot tabakalarının elde edilmesi (alüminyumun, alümin aracılığıyla anotlaştırılması işlemi) elektrolizle parlatma, metallerin katot ya da anot olarak yağlardan arındırılması sayılabilir. Elektroliz, akım şiddetlerinin, özellikle de voltmetrelerdeki akım miktarlarının ölçülmesine de olanak verir. Sürekli akım yardımıyla, organik dokuların ayrıştırılmasına dayanan tedavi elektrolizi, cerrahide sinir uçlarının (nöronların), sertleşen urların, burun deliklerindeki poliplerin yok edilmesinde, sidik yolu (üretra) ya da yemek borusu daralmalarının tedavisinde vb. kullanılır.

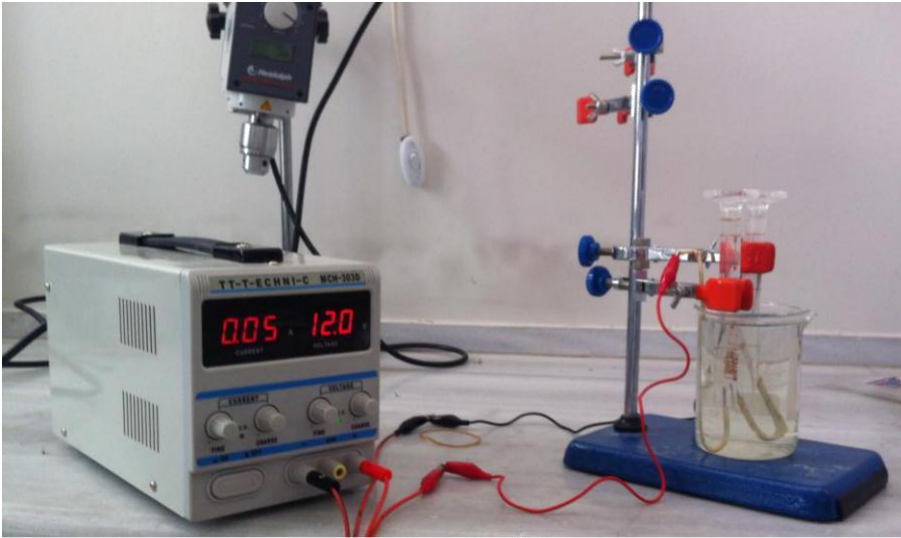
## Deneyin Amacı:

Suyun, elektroliz yoluyla hidrojen ve oksijene ayrılması.

## Deneyin Yapılışı:

**KOH sulu çözeltileri hazırlanır.** İki deney tüpü alarak bunlar ağızlarına kadar çözeltiyle doldurulur. Kesiti tüp ağzından daha geniş bir tıpayı parmağınızla bu tüpün ağzında tutarak tüp ters çevrilir ve beherdeki çözeltiye daldırılır. Daha sonra parmak çekilir ve tıpa çözeltiden alınır. Böylece tüp içine hava girmesi önlenmiş olur. İkinci tüp için de aynı işlem yapılır. İki çelik elektrot alınarak bunları, birer uçları çözelti içindeki tüpler içine girecek şekilde yerleştirilir. Elektrotların çözelti dışında kalan uçlarına tel tutturucuları ile iletken teller bağlanır. İletken tellerden birinin ucunu seri bağlı pillerin veya doğru akım güç kaynağının (+) ucu ile birleştirilir. Diğer iletken ucunu pil veya güç kaynağının (-) ucuna dokundurularak çekilir.

Elektroliz kabındaki elektrotlardan güç kaynağının (+) ucuna bağlanmıştı. Şimdi de diğer elektrotu güç kaynağının (-) ucuna bağlanıp saate bakılır. 5, 10, 15, 20 dakikada tüplerde toplanan gaz miktarları tüpler üzerinde işaretlenir ve devre kesilir. Güç kaynağının (-) ucuna bağlı elektrotun bulunduğu tüpte hidrojen gazı diğer tüpte de oksijen gazı toplanır.



**Molalitre (M):** Bir çözelti içindeki çözeltilinin derişimini ifade eden bir birimdir ve bir litre çözelti başına düşen mol sayısına Molalitre denir. Birimi mol/L'dir.

$$M = \frac{\text{çözünen mol miktarı (mol)}}{\text{çözelti hacmi (L)}}$$

$$\text{çözünen mol miktarı (n)} = \frac{\text{çözünen madde kütlesi (g)}}{\text{molar kütle (g / mol)}}$$

