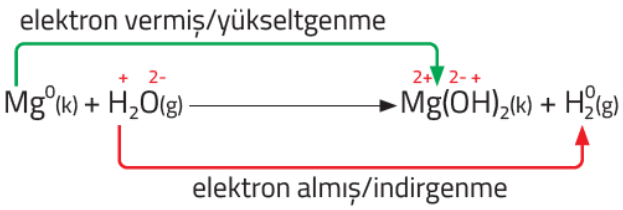
KİMYA VE ELEKTRİK

1. BÖLÜM: İNDİRGENME – YÜKSELTGENME TEPKİMELERİNDE ELEKTRİK AKMI

İndirgenme – Yükseltgenme Tepkimeleri

Elementlerin yükseltgenme basamaklarının değiştiği, tepkimeye giren türler arasında elektron alış-verişinin gerçekleştiği değişimlere **redoks tepkimeleri** denir. Bir tepkimenin redoks olarak tanımlanabilmesi için tepkimelerdeki elementlerin yükseltgenme basamaklarının değişmesi gerekir. Bu tür tepkimelerde bir elementin elektron kaybetmesi **yükseltgenme**, elektron kazanması ise **indirgenme** olarak tanımlanır. İndirgenme ve yükseltgenme eş zamanlı gerçekleşir.



Yükseltgenme ve indirgenme yarı tepkimeleri, aşağıdaki gibi yazılır.

$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$ Yükseltgenme yarı tepkimesi

$2H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$ İndirgenme yarı tepkimesi

Redoks tepkimelerinde elektron alarak indirgenen madde, karşısındaki maddenin yükseltgenmesine sebep olduğundan **yükseltgen** olarak tanımlanır. O_2, $KMnO_4$, H_2O_2, HNO_3 ve H_2SO_4 yaygın kullanılan yükseltgen maddelere örnek verilebilir.

Redoks tepkimelerinde elektron vererek yükseltgenen madde, karşısındaki maddenin indirgenmesine sebep olduğundan **indirgen** olarak tanımlanır. H_2 ve SO_2 yaygın kullanılan indirgen maddelerdir.

Redoks ve Elektrik

Redoks tepkimelerinde tepkimeye giren türler arasındaki elektron alış-verişi doğrudan temas yoluyla veya dolaylı yolla oluşabilir. Doğrudan temas yoluyla oluşan redoks tepkimelerinde indirgen ve yükseltgen arasındaki elektron alış-verişi tepkimenin gerçekleşmesi esnasında taneciklerin çarpışmasıyla meydana gelir

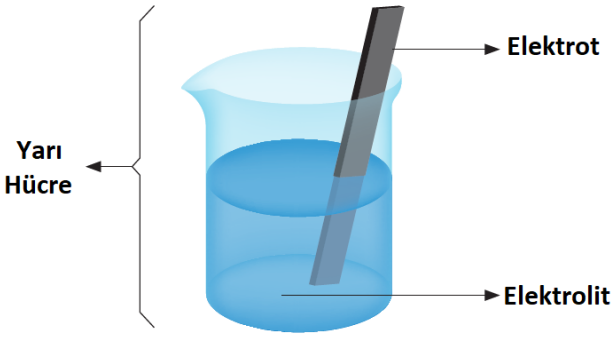
Dolaylı yoldan gerçekleşen redoks tepkimelerindeki elektron alışverişlerinde indirgen ve yükseltgen arasında iletken bir dış devre vardır. Elektron iletimi bu dış devre aracılığı ile yapılır. Bu şekilde oluşan redoks tepkimelerinde devre üzerinde elektrik akımı oluşur.

Redoks tepkimeleri de istemli ve istemsiz olarak sınıflandırılabilir.

Elektrot ve Elektrolit

Elektrokimya, kimyasal tepkimelerle elektrik enerjisi arasındaki ilişkiyi inceleyen bilim dalıdır. Yakıt pillerinde, kuru pillerde, bataryalarda, endüstrinin birçok alanında ve geliştirilmekte olan biyoteknolojik ürünlerin birçoğunda elektrokimyadan yararlanılır.

Elektrokimyasal tepkimenin gerçekleşmesi için kullanılan iletken çözeltilere **elektrolit**, bu çözeltilere batırılan metal çubuklara ise **elektrot** denir. Elektrotların yapıldığı metal, elektrolit çözeltideki metal katyonuyla aynı ya da farklı olabilir. Bununla birlikte elektrotlarda grafit vb. ametaller de kullanılabilir. Bir elektrolit ve bu elektrolit içine batırılmış elektrottan oluşan sisteme **yarı hücre** denir.



Bilgi Kutusu

Kodlama, bilginin hatırlanmasını kolaylaştırır. Pilde gerçekleşen olaylar da KİMYA kelimesiyle kodlanabilir.

K İ M Y A

Katotta indirgenme — *Anotta yükseltgenme*

Bir pilin ana bileşenleri genellikle iki farklı tür metalden yapılan elektrot ve elektrolit çözeltisidir. Yükseltgenme tepkimesinin gerçekleştiği elektrot **anot**, indirgenme tepkimesinin gerçekleştiği yarı hücrelerdeki elektrot **katottur**. Elektrolit ise elektriksel yüklerin taşınmasını sağlayan çözeltidir.

Elektrokimyasal Hücre

Kimyasal enerjinin elektrik enerjisine, elektrik enerjisinin kimyasal enerjiye dönüştürüldüğü sistemlere **elektrokimyasal hücre** adı verilir. Elektrokimyasal hücreler elektrik enerjisi üretirse **galvanik**, dış bir kaynaktan elektrik enerjisi alıp tüketirse **elektrolitik hücre** olarak sınıflandırılır.

Çinko ve bakır elektrotlar kullanılarak oluşturulan hücreye **Daniell pili** de denir. Galvanik hücrede elektrotlar arasındaki potansiyel farkı ölçmek için voltmetre kullanılır. İki yarı hücre arasında çözünürlüğü yüksek tuzların doymuş çözeltisiyle doldurulmuş (KNO_3, KCl gibi) U şeklindeki boruya **tuz köprüsü** denir. Tuz köprüsünün görevi yarı hücrelerdeki yük dengesini sağlamaktır. Bu nedenle tuz köprüsündeki anyonlar anot, katyonlar ise katot yarı hücresine geçer.

Anot yarı hücresinde Zn elektrodu yükseltgenir. Bunun sonucunda

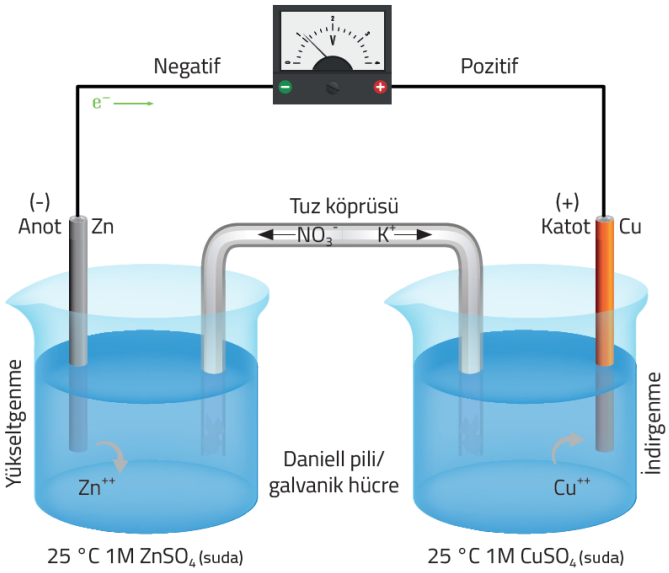
$Zn(k) \rightarrow Zn^{2+}$ (suda) + $2e^-$

tepkimesi gerçekleşir. Çözeltideki Zn^{2+} derişimi artarken Zn elektrodun kütlesi zamanla azalır. Yükseltgenme sonucu açığa çıkan elektronlar iletken tel yardımıyla katot yarı hücresine taşınır.

Katot yarı hücresindeki Cu^{2+} iyonları Zn elektrodun verdiği elektronları alarak indirgenir ve

Cu^{2+}(suda) + $2e^- \rightarrow Cu(k)$

tepkimesi gerçekleşir. Çözeltideki Cu^{2+} iyonları indirgenirken oluşan Cu katısı elektrot üzerinde toplanır ve elektrot kütlesi artar. Galvanik bir hücrede anot elektrodun işareti negatif, katot elektrodun işareti ise pozitiftir.



Pil tepkimesi elde edilirken anot ve katot yarı hücrelerinde gerçekleşen tepkimeler yazılıp taraf tarafa toplanır. Pil tepkimeleri denge tepkimeleridir. Bu nedenle ⇌ işareti ile gösterilir.

Anot tepkimesi : $Zn(k) \rightarrow Zn^{2+}$ (suda) + $2e^-$

Katot tepkimesi : Cu^{2+}(suda) + $2e^- \rightarrow Cu(k)$

Pil tepkimesi : $Zn(k) + Cu^{2+}(suda) \rightleftharpoons Zn^{2+}$ (suda) + Cu(k)

Pilin çalışması sırasında herhangi bir değişikliğe uğramayan bu elektrotlara **inert elektrot** denir.

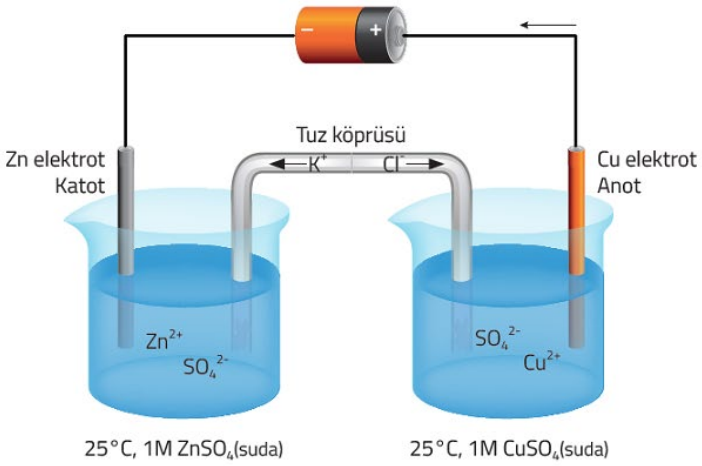
Elektrokimyasal hücreler şematik (hücre diyagramları) de gösterilebilir. Hücre diyagramı, bir elektrokimyasal hücrenin bileşenlerinin simgesel olarak gösterilmesidir.

Örneğin Daniel hücresi için hücre diyagramı şu şekilde yazılır:

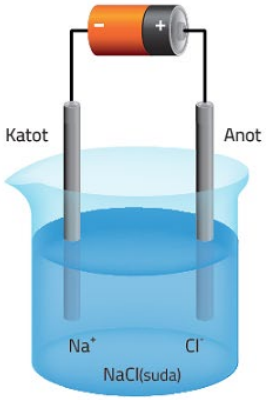
$Zn(k)|Zn^{2+}(suda) || Cu^{2+}(suda)|Cu(k)$

b) Elektrolitik Hücre

Elektrolitik hücre, elektrokimyasal hücrenin diğer bir çeşididir. Elektrolitik hücrede istemsiz elektrokimyasal tepkimeler bir dış kaynaktan sağlanan elektrik enerjisi ile gerçekleştirilir. Elektrolitik hücrelerde istemsiz redoks tepkimesinin gerçekleşmesi için istemli redoks tepkimesinde açığa çıkan enerjinin üstünde bir enerjiye ihtiyaç vardır. Bu tur hücrelerde elektrik enerjisi üretilmez, harcanır.



İki yarı hücreden oluşan elektrolitik hücre

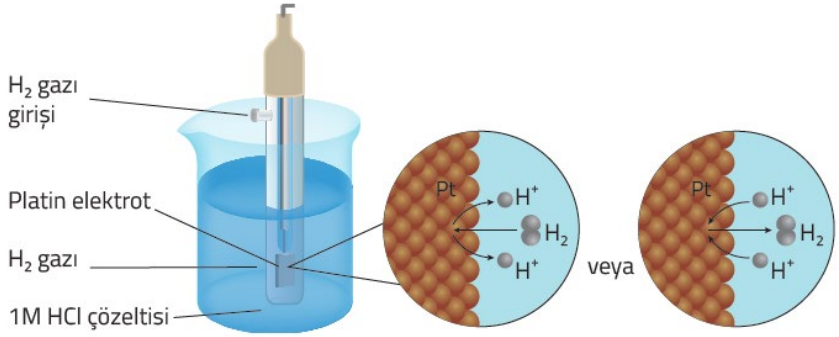


İki elektrodun aynı kapta olduğu elektrolitik hücre

Standart Elektrot Potansiyeli ve Standart Hidrojen Elektrot

Herhangi iki element kullanılarak oluşturulan galvanik pilin elektrotları arasındaki potansiyel fark voltmetre yardımıyla ölçülebilir.

Tüm elementlerin ikili kombinasyonları ile bu ölçümler tekrarlandığında kalabalık bir tablo ile karşılaşılır. Bu sorunu çözmek için Uluslararası Temel ve Uygulamalı Kimya Birliği (IUPAC) tarafından referans elektrodu olarak hidrojen elektrodu seçilmiş ve standart elektrot potansiyeli sıfır (0) volt kabul edilmiştir.



Standart hidrojen elektrodu (Standard Hydrogen Electrode: SHE), 25 ^oC'de 1 M H^+ iyonu içeren asit çözeltisi içine daldırılmış platin elektrot üzerine 1 atm basıncında H_2 gazı gönderilmesi ile oluşturulmuş bir yarı hücredir. Anot ya da katotta SHE, diğer yarı hücrede standart çözeltiler kullanıldığında voltmetrede okunan değer, SHE karşısındaki elementin yükseltgenme ya da indirgenme potansiyelidir. Bu nedenle **standart elektrot potansiyeli** (E^0), standart koşullar altında SHE ile göreceli ölçülen indirgenme yarı denkleminin potansiyeli kabul edilir.

Anot olarak standart hidrojen elektrot içeren yarı hücre, katot olarak Ag elektrot ve standart koşullarda 1M Ag^+ iyonları içeren yarı hücre ile hazırlanan galvanik hücrede voltmetrede 0,799 V değeri okunur. Bu değer Ag metalinin standart indirgenme potansiyelidir.

SHE kullanılarak hazırlanan pilde metal, anot olarak davranırsa voltmetrede okunan değer indirgenme değil yükseltgenme potansiyeli olur.

Standart indirgenme potansiyelleri yardımıyla tüm pillerin standart pil gerilimi ($E^0_{hücre}$ yada E^0_{pil}) hesaplanabilir. Bu hesaplama için

$E^0_{hücre} = E^0_{ind}$ (katot) – E^0_{ind}(anot) ya da

$E^0_{hücre} = E^0_{ind}$ (katot) – $E^0_{yük}$(anot) formülleri kullanılabilir.

Metallerde Aktiflik

Birçok kimyasal tepkimenin gerçekleşme nedeni aktiflik kavramı ile açıklanabilir. Elementlerin kimyasal tepkimeye girme yatkınlığına **aktiflik** denir. Metaller, kimyasal tepkimelerde elektron verme eğiliminde olduklarına göre kolay elektron veren metallerin aktifliği yüksektir.

Metalik aktiflik sırası elektron verme isteğinin bir ölçüsüdür. Standart indirgenme potansiyeli küçük olan metalin elektron verme isteği ve aktifliği daha büyüktür.

Standart indirgenme potansiyeli negatif metallere **aktif metal**, pozitif olanlara ise **pasif metal** ya da **soy metal** denir.

$E^0_{ind} < 0$ ise aktif metaldir.

$E^0_{ind} > 0$ ise pasif (soy) metaldir.

İstemli Redoks Tepkimesi ve Standart Pil Potansiyeli

Odunun yanması gibi başlatıldıktan sonra kendiliğinden gerçekleşen tepkimelere **istemli tepkimeler** denir. Standart şartlarda (1,0 molar derişimli çözelti ve 25 ^oC'de) ölçülen pil

potansiyeline **standart hücre potansiyeli** veya **standart pil potansiyeli** denir. E^0 hücre ile gösterilen bu değer sıfırdan büyükse redoks tepkimesi istemli, sıfırdan küçükse istemsizdir.

$E^0_{hücre} > 0$ ise tepkime ileri yönlü istemlidir.

$E^0_{hücre} < 0$ ise tepkime ileri yönlü istemsizdir.

Hücre Potansiyelini Etkileyen Faktörler ve Nernst Denklemi

Standart hücre potansiyellerinin hesaplanmasında standart şartlar (25 °C, çözeltiler için 1,0 M ve gazlar için 1,0 atm) kullanılmıştır. Sıcaklık, kullanılan elektrotların cinsi, çözelti derişimleri ve basınç hücre potansiyelini etkiler.

Sıcaklık: Pil tepkimeleri enerji üreten ekzotermik denge tepkimeleridir.

Pil tepkimesinin sıcaklığı artırılırsa denge Le Chatelier (Loşatulyi) İlkesi'ne göre girenler yönüne kayar ve pil gerilimi azalır. Eğer tepkimenin sıcaklığı azaltılırsa denge, ürünler yönüne kayar ve pil potansiyeli artar.

Elektrotların Cinsi: Anot ve katotta gerçekleşecek tepkimelerin turu pil gerilimini belirler. Örneğin anotta yükseltgenme gerilimi daha büyük bir metal kullanılırsa pil gerilimi artar.

Çözelti Derişimleri: Le Chatelier İlkesi'ne göre bir pil tepkimesinde katot yarı hücresindeki katyon derişimi artırıldığında ya da anot yarı hücresindeki katyon derişimi azaltıldığında tepkime, ürünler yönünde ilerler ve hücre potansiyeli artar. Diğer taraftan katot yarı hücresindeki katyon derişimi azaltılır ya da anot yarı hücresindeki katyon derişimi artırılırsa tepkime girenler yönünde ilerler ve hücre potansiyeli azalır.

Hücre potansiyeli ile derişim arasındaki ilişkiyi ilk kez Alman kimyacı Walther Nernst (Valther Nerst) ortaya koymuştur.

$$E_{hücre} = E^0_{hücre} - \frac{0{,}0592}{n} \log Q \quad \textbf{Nernst Eşitliği}$$

Bu eşitlikte

$E_{hücre}$: Standart olmayan koşullardaki hücre potansiyelidir.

$E^0_{hücre}$: Aynı hücrenin standart koşullardaki hücre potansiyelidir.

n : Net pil tepkimesinde alınan veya verilen elektron sayısıdır.

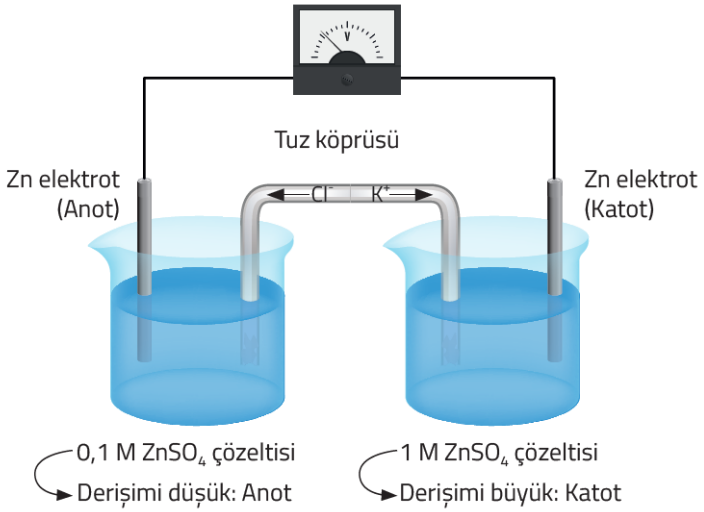
Q : Pil tepkimesi için elektrolit çözeltilerin derişimlerine bağlı denge kesridir.

$$aA_{(k)} + bB^{a+}_{(suda)} \rightleftharpoons aA^{b+}_{(suda)} + bB_{(k)}$$

şeklindeki elektrokimyasal pil tepkimesi $Q = [A^{b+}]^a / [B^{a+}]^b$ bağıntısı ile hesaplanır.

Derişim Hücreleri

Elektrotları aynı metalden yapılan, elektrolit çözelti türleri aynı, çözelti derişimleri farklı olan elektrokimyasal pillere **derişim pili** ya da **derişim hücresi** denir.



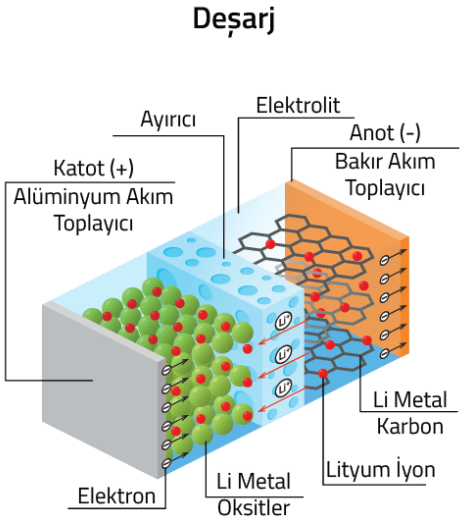
Galvanik Pil Voltajı ve Kullanım Ömrü

Pillerde anot ve katot arasındaki potansiyel fark pil gerilimini ve pilin ömrünü etkiler. Galvanik bir pilin voltajı elektrot ve elektrolitlerin cinsine, iyonların derişim ve sıcaklığına bağlıdır. Galvanik hücre hacim olarak büyüdükçe, elektrolitlerin derişimleri ve elektrotların büyüklüğü arttıkça pilin voltajı değişmez fakat ömrü uzar.

Tek kullanımlık pillerde pil ömrü, pilin kullanılmaz hâle geldiği deşarj süresidir. Şarj edilebilir pillerde deşarj ve şarj süresi toplamı bir çevrimi, kaç kez çevrim olabildiği ise pil ömrünü ifade eder.

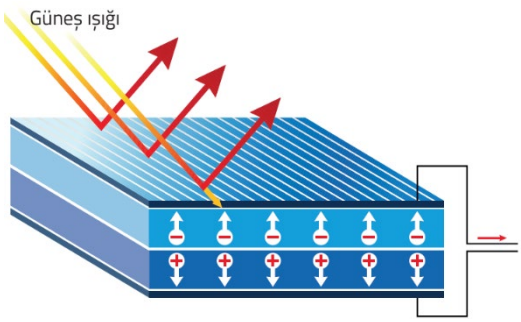
Geliştirilmeye Devam Edilen Bazı Pil Türleri

a) Lityum İyon Pili



İlk lityum iyon bataryaların 1991'de piyasaya sürülmesinden sonra elektronik endüstrisinde bir devrim yaşanmıştır. Cep telefonları küçülmüş, bilgisayarlar taşınabilir hâle gelmiş, Mp3 çalar ve tabletler geliştirilmiştir. Lityum iyon pilleri, kütlesinin küçük fakat ürettiği enerji miktarının fazla ve şarj edilerek defalarca kullanılabilir olmasından dolayı hızla yaygınlaşmıştır. En yaygın kullanılan lityum iyon pili, akıllı telefon ve dizüstü bilgisayarlarda kullanılan grafit ve kobalt oksitli lityum pildir.

b) Güneş Pili

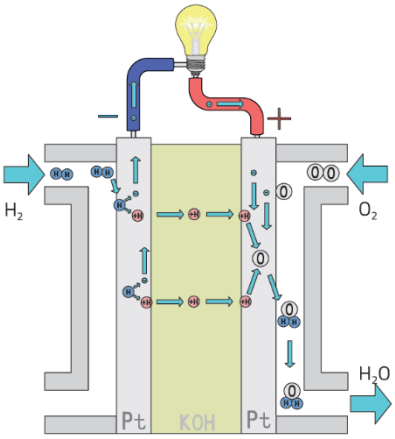


Güneş enerjisinden elektrik elde etmek için fotovoltaik güneş panelleri kullanılır. Güneş panellerinin yapısında güneş enerjisini soğurarak güneş ışığını elektrik enerjisine çeviren güneş hücreleri (fotovoltaik hücreler) bulunur. Fotovoltaik hücreler yarı iletken malzemelerden meydana gelir ve güneş ışığını doğrudan elektriğe çevirir.

Yarı iletken bir malzemenin güneş pili olarak kullanılabilmesi için N veya P tipi katkılanması gerekir.

Görselde görüldüğü gibi güneş ışınlarından gelen fotonlar sayesinde N tipi bölgedeki fazla elektronlar, elektron eksikliği bulunan P tipi bölgeye doğru hareket eder. Bu sayede elektrik akımı elde edilir.

c) Yakıt Pili



Birincil piller, içerisindeki kimyasal bitince işlevini yitirir ve atılır. İkincil piller ise şarj edilebilir ancak yeniden şarj edilmeleri bu pillerin verimliliklerini azaltır. Yakıt pilleri sürekli bir şekilde yakıtla beslenir ve enerji üretir. Bu özellikleri dolayısıyla fosil yakıtların yerini alabilecek en iyi alternatiflerden biridir. Yakıt pilinde elektronlar, katoda doğru bir dış devre yoluyla taşınırken hidrojen iyonları da elektrolit yoluyla elektroda göç eder. Katotta oksijen ve hidrojen iyonları ile elektronların tepkimeye girmesi sonucunda su elde edilir. Elektronların dış devre üzerinden akışı ile elektrik üretilir.

Elektrolitik Hücreler

Elektrolitik hücrelerde ise istemsiz tepkimeler elektrik enerjisi kullanılarak gerçekleştirilir ve elektrik enerjisi kimyasal enerjiye dönüştürülür. Elektrolitik hücrelerde istemsiz kimyasal bir tepkimenin elektrik enerjisiyle gerçekleştirilmesi işlemine **elektroliz** denir.

a) Eriyik İyonik Bileşiklerin Elektrolizi

Bir maddenin elektroliz edilebilmesi için elektrik akımını iletmesi gerekir. İyonik bileşikler, elektrik akımını katı hâlde iletmediği için eriyik formu elektroliz edilir. Anyon anota hareket edip elektron kaybederek yükseltgenir. Katyon katotta hareket eder elektron alır ve indirgenir.

b) İnert Elektrot Kullanılarak Sulu Çözelti Elektrolizi

Elektrolitik hücrede bulunan yükseltgen-indirgen türlerin standart indirgenme potansiyelleri ya da elektron verme eğilimleri hangi ürünlerin öncelikli oluşacağını belirler. Elektrolize devam edilirse öncelikli tür bittiğinde öncelikli olmayan türler de anot ve katotta açığa çıkar.

Anotta elektron verme eğilimi büyük olan anyon önce yükseltgenir ve açığa çıkar. Katotta elektron verme eğilimi az olan katyon önce indirgenir ve açığa çıkar.

H^+ (H_2O) indirgenmesi

NOT: H^+ indirgenmesi aynı zamanda suyun indirgenmesi olarak da bilinir.

1. basamak

$2 / H_2O(s) \rightleftharpoons H^+(suda) + OH^-(suda)$

2. basamak

$2H^+(suda) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$

Net tepkime

$2H_2O(s) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g) + 2OH^-(suda)$

H^+ indirgenmesi, 1. basamaktaki denge tepkimesini ürünler lehine kaydırır ve H_2O miktarı azalır. Bundan dolayı H^+ indirgenmesi net tepkime üzerinden yazılabilir.

OH^- (H_2O) yükseltgenmesi

NOT: OH^- yükseltgenmesi aynı zamanda suyun yükseltgenmesi olarak da bilinir.

1. basamak

$4 / H_2O(s) \rightleftharpoons H^+(suda) + OH^-(suda)$

2. basamak

$4\ OH^-(suda) \rightleftharpoons O_2(g) + 2H_2O(s) + 4e^-$

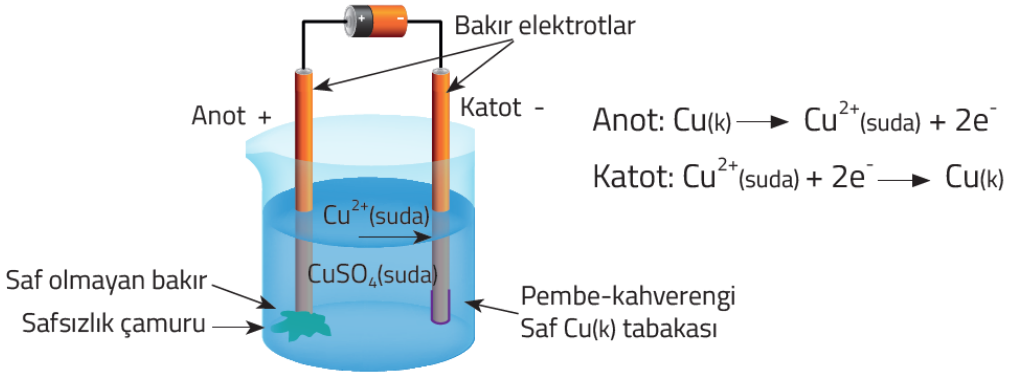
Net tepkime

$2H_2O(s) \rightleftharpoons O_2(g) + 4H^+(suda) + 4e^-$

OH^- yükseltgenmesi, 1. basamaktaki denge tepkimesini ürünler lehine kaydırır ve H_2O miktarı azalır. Bundan dolayı OH^- yükseltgenmesi net tepkime üzerinden de yazılabilir.

c) Cu Elektrot Kullanılarak CuSO4 Sulu Çözeltisi Elektrolizi

CuSO4 sulu çözeltisi elektrolizi için grafit elektrot yerine gibi bakır elektrot kullanılması, artık bakır elektrotların aktif olarak elektroliz işlemine katıldığı anlamına gelir.



Verilen tepkimelerde görüldüğü üzere $CuSO_4$ bileşiğinin Cu elektrotla elektrolizinde anot tepkimesinde değişiklik gözlenir. Bunun nedeni anotta kullanılan Cu elektrodun yükseltgenme potansiyelinin çözeltideki iyonlardan yüksek olmasıdır. Bu düzenek katot olarak kullanılan malzemenin anot olarak kullanılan metal ile kaplanmasında kullanılır.

Faraday Kanunları

Michael Faraday (Maykıl Faraday), elektrolizle ilgili iki kanun ortaya koymuştur.

Birinci kanuna göre elektroliz devresinden geçen yük miktarı ile elektrotlarda açığa çıkan maddelerin kütleleri doğru orantılıdır. Bu durum, Q= I . t şeklinde formüle edilir.

Elektrik yükü miktarının birimi Coulomb (Kulon) (C), akım şiddetinin birimi amper (A) ve zaman birimi saniyedir (s).

Devreden 1 mol elektron geçtiğinde bu elektronların taşıdığı yük yaklaşık 96 500 C'dur. Bu yük miktarına Michael Faraday'ın onuruna **Faraday sabiti** denmiştir.

Faraday'ın ikinci kanununa göre elektroliz sırasında bir elektrotta değişikliğe uğrayan maddenin kütlesi, o maddenin eş değer ağırlığıyla orantılıdır. Eş değer kütle, iyonun mol kütlesinin tesir değerliğine bölünmesiyle bulunur. Bu iki yasa kullanılarak elektroliz sırasında açığa çıkan madde miktarı aşağıdaki formül ile hesaplanır.

$$m = \frac{Q \cdot M_A}{96\,500.Td} \quad \text{ya da} \quad m = \frac{I \cdot t \cdot M_A}{96\,500.Td}$$

m : Elektrolizde açığa çıkan madde miktarı (gram)
I : Devreden geçen akım şiddeti (A)
t : Zaman (s)
MA : Mol kütlesi (g/mol)
96 500 : Faraday sabiti (A.s/mol)
Td : Tesir Değerliği

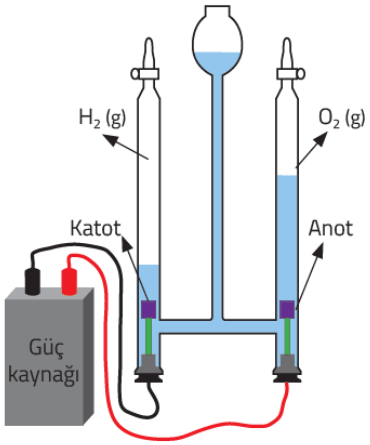
Kimyasal Maddelerin Elektrolizle Elde Edilmesi

Elektrolizin çeşitli kimyasal maddelerin üretimini de içeren birçok endüstriyel uygulaması vardır. Bu uygulamalar endüstride oldukça önemli bir yere sahiptir. Elektrolizin kullanım

alanları; Metal eldesi, Fotosentez, Metal kaplamacılık, Metallerin Saflaştırılması, Suyun elektrolizi

Suyun Elektrolizi

Oda koşullarında su, bileşenlerine kendiliğinden ayrılmaz; dışarıdan elektrik enerjisi verilerek elektroliz yoluyla H_2 ve O_2 gazlarına ayrıştırılır. Bu işlem için verilen Hoffman voltametresi kullanılır. Suyun elektrolizi sırasında anot ve katotta gerçekleşen tepkimeler aşağıda verilmiştir.



Anot : $2OH^-_{(suda)} \longrightarrow \frac{1}{2}O_{2(g)} + H_2O_{(s)} + 2e^-$

Katot : $2H^+_{(suda)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$

Net tepkime: $H_2O_{(s)} \longrightarrow \frac{1}{2}O_{2(g)} + H_{2(g)}$

Korozyon

Metal veya alaşımların çeşitli etkiler altında istemli kimyasal ya da elektrokimyasal tepkimeler sonucu aşınmasına ve metalik özelliklerini kaybetmesine **korozyon** denir. Metallerin korozyona uğrama eğilimi oksijene olan ilgileri ile doğru orantılıdır.

Korozyonu etkileyen faktörler nem, farklı metallerin teması, elektrolitlerin varlığı ve sıcaklık olarak sayılabilir.

Korozyondan Korunma Yolları

Korozyonun önlenmesi için uygulanan yöntemler boyama, elektro kaplama ve katodik korumadır.

Metallerin boyanması, oksijen ve suyun metalle doğrudan temas etmesini engelleyerek korozyonu önler ancak boyada aşınma olduğunda metalin yüzeyinde korozyon başlar.

Elektrokaplama, metalleri korozyondan korumanın diğer bir yoludur. Metallere uygulanan elektrokaplama işleminde elektroliz sırasında katot görevi gören metal malzeme üzerinde ikinci bir metal tabakası biriktirilir. Korozyona dayanıklı Zn, Sn ve Cr gibi metaller, demir vb. korozyona dayanıksız metallerin yüzeyine onları korozyondan korumak icin kaplanır.

Korozyondan korunmak istenen metalin, kendinden daha aktif bir metalle birleştirilmesiyle oluşan yönteme **katodik koruma** denir. Bu yöntemin diğer adına **galvanik usul katodik koruma** veya **galvanik anotlu katodik koruma** denir. Bir metali korozyondan korumak için kullanılan, aktifliği korunacak metalden daha fazla olan bu metallere **kurban elektrot** denir. Kurban elektrotları değiştirmek, korudukları demir nesneleri değiştirmekten daha az maliyetlidir.