



AYT KİMYA

KİMYA ve ELEKTRİK - 1

Hazırlayan
Deniz KEL

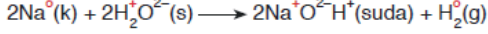
Twitter Facebook Instagram @kimyabudur

Redoks Tepkimelerinde İsteklilik ve Elektrik Akımı

İndirgenme - Yükseltgenme

Kimyasal enerjinin elektrik enerjisine veya elektrik enerjisinin kimyasal enerjiye dönüşümünü inceleyen kimya alt dalına **elektrokimya** denir.

Sodyum metalinin su ile tepkimesi:

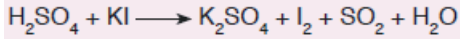
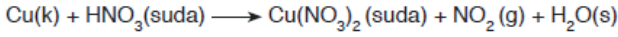


Nötr Redoks Tepkimelerinin Denkleştirilmesi

Yarı-Reaksiyon Yöntemi

- 1) Tepkimedeki her bir element atomunun yükseltgenme basamağı belirlenir.
- 2) Verilen tepkimede yükseltgenme basamağı değişen elementler ile indirgenme ve yükseltgenme yarı tepkimeleri yazılır.
- 3) Yarı tepkimeler, elektron sayılarını eşitlemek amacı ile uygun katsayılarla çarpılır ve taraf tarafa toplanır.
- 4) Bulunan katsayılar toplam tepkime denklemi üzerine aktarılır. Redoksa katılmayan atomların denklığı ayrıca sayılarak yapılır.

Aşağıdaki tepkime örneklerini inceleyelim:

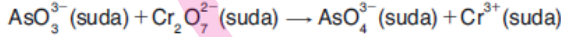


İyonik Redoks Tepkimelerinin Denkleştirilmesi

Asidik Redoks Tepkimelerinin Denkleştirilmesi

- 1) Tepkimedeki her bir element atomunun yükseltgenme basamağı belirlenir.
- 2) Tepkime, yükseltgenen ve indirgenen elementleri içeren türlerin tamamı alınarak iki yarı reaksiyona ayrılır. Bu yarı reaksiyonlardaki **hidrojen ve oksijen dışındaki** elementlerin atom sayıları eşitlenir. Alınan ve verilen elektron sayıları yarı reaksiyonlarda gösterilir.
- 3) Yarı reaksiyonlar elektron sayıları eşitlenecek şekilde uygun katsayılarla çarpılır.
- 4) Yarı reaksiyonlarda oksijen atomunun eksik olduğu tarafa eksik olan oksijen atomu sayısı kadar H₂O, hidrojen atomunun eksik olduğu tarafa ise eksik olan hidrojen atomu sayısı kadar H⁺ eklenir. Yarı reaksiyonlar taraf tarafa toplanarak sadeleştirilmeler yapıldığında atom sayıları ve yük denklığı sağlanmış tepkime elde edilir.

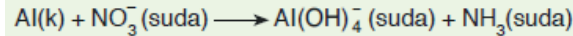
Aşağıdaki tepkime örneğini inceleyelim:



Bazık Redoks Tepkimelerinin Denkleştirilmesi

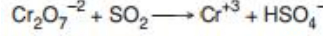
- 1) Denklığın her iki tarafına tepkimede bulunan H⁺ iyonu sayısı kadar OH⁻ iyonu eklenir.
- 2) H⁺ ve OH⁻ iyonları denklığın aynı tarafında ise H₂O olarak birleştirilir.
- 3) Gerekli sadeleştirilmeler yapıldığında elde edilen tepkime bazık ortamda gerçekleşen denkleştirilmiş tepkimedir.

Aşağıdaki tepkime örneğini bazık ortamda denkleştirelim:

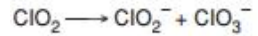


NOTLAR

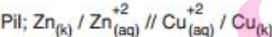
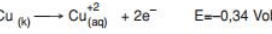
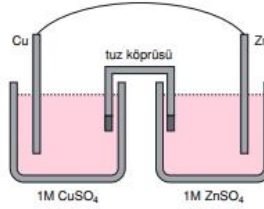
Asidik ortamda;



Bazık ortamda;



Elektrotlar ve Elektrokimyasal Hücreler



İndirgenme veya yükseltgenme olaylarının gerçekleşebilmesi için çözelti içine batırılan bir metal tel, kafes veya levha **elektrot** adını alır.

Bir elektrot ile içine batırıldığı çözeltinin oluşturduğu sisteme **yarı hücre** denir.

Yarı hücrelerden oluşan, istemli veya istemsiz redoks tepkimelerinin oluştuğu sistemlere ise **elektrokimyasal hücre** denir.

Elektrokimyasal hücre istemli kimyasal tepkimenin elektrik akımını ürettiği (pil) ya da istemsiz bir tepkimeyi oluşturmak için elektrik akımının kullanıldığı (elektroliz) bir sistemdir.

Yarı hücrelerin metalik iletken ve tuz köprüsü ile birleşmesinden oluşan, kimyasal enerjiyi elektrik enerjisine çeviren sisteme **galvanik hücre (pil)** denir.

Anotta yükseltgenme, katotta indirgenme olur. Yükseltgenme potansiyeli yüksek olan yükseltgenir.

Anotta; metal elektrodun kütlesi aşınmadan dolayı azalırken, çözeltideki katyon derişimleri artar. **Çözelti (+) yüklenir, buna tuz köprüsü (-) yüklü iyonlar göndererek engeller.** Anotta elektronların akımı dış devrede anottan katota doğrudur.

Katotta; çözeltideki katyon derişimi azalır. Çözelti (-) yüklenir. Tuz köprüsü (+) yüklü iyon göndererek bunu engeller. Açığa çıkan madde katı ise elektrod kütlesi artar. Gaz ise hücreyi terk eder.

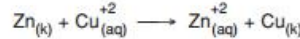
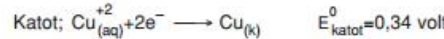
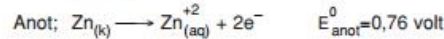
Elektrik enerjisi verilerek istemsiz tepkimelerin gerçekleştirildiği elektrokimyasal hücrelere **elektrolitik hücre** denir.

Elektrolitik hücrelerde ind-yük tepkimeleri kendiliğinden gerçekleşmez. İstemsizdir. Elektrik enerjisi kesildiğinde reaksiyon durur.

Standart Pil Gerilimi

Standart koşullarda pil gerilimi E_{pil}° ile gösterilir.

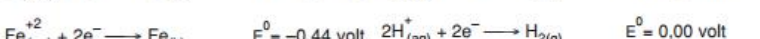
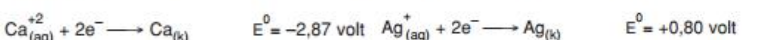
$$E_{\text{pil}}^{\circ} = E_{\text{anot}}^{\circ} + E_{\text{katot}}^{\circ}$$



$$E_{\text{pil}}^{\circ} = 1,10 \text{ Volt}$$

Pil gerilimi, elektronların ya da pilin büyüklüğüne bağlı değildir. Pil büyüklüğü akım süresini değiştirir. Büyük piller daha uzun süre dayanır. Elektrodların yükseltgenme potansiyelleri standart hidrojen elektrodu (25 derecede 1M H⁺ ve 1 atm H₂ gazı basıncı) esas alınarak hesaplanmıştır.

Bazı elektrodların standart gerilimleri



E° değeri tepkimenin yazıldığı yönün işaretini taşır. Tepkime ters çevrildiğinde işareti değişir.

Standart indirgenme potansiyeli küçüldükçe metalin aktifliği artar.