

در تالیف این درسنامه از جزوه خانم ترابی از دبیران خوب شیمی نیز کمک گرفته شده است

انرژی الکتریکی، پرکاربردترین شکل انرژی در زندگی امروزی است.

وابستگی فراوان به انرژی الکتریکی باعث می‌شود تا همه کشورهای جهان تلاش کنند راه هایی برای تولید انرژی الکتریکی ارزان و پاک بیابند. بیشتر انرژی الکتریکی، از انجام واکنش های شیمیایی که در آنها داد و ستد الکترون اتفاق می افتد تولید می‌شود.

آگاهی از دانش الکتروشیمی (دانشی که چگونگی انجام واکنش های شامل داد و ستد الکترون را بررسی می کند) می تواند راهکار مناسبی برای رفع چالش کمبود انرژی باشد.

پدیده های طبیعی همچون تندرو و آذرخش نشان می دهند که بخشی از این انرژی ممکن است به شکل انرژی الکتریکی میان سامانه واکنش و محیط پیرامون جاری شود. پدیده هایی از این دست که از ماهیت الکتریکی ماده سرچشمه می گیرند سبب شد تا تلاش برای شناسایی واکنش های شامل داد و ستد الکترون و هدفمند دنبال شوند.

تولید انرژی الکتریکی پاک و ارزان دستاوردی از دانش الکتروشیمی است که در سایه فناوری های پیشرفته، افزایش سطح رفاه و آسایش را در جهان به دنبال دارد.

الکتروشیمی افزون بر تهیه مواد جدید و کمک انرژی الکتریکی می تواند در راستای پیاده کردن اصول شیمی سبز گام بردارد.



## الکتروشیمی

الکتروشیمی شاخه ای از دانش شیمی است که در بهبود خواص مواد و تأمین انرژی نقش بسزایی دارد.

الکتروشیمی بخشی از دانش شیمی است که به مطالعه فرایندهای شیمیایی می‌پردازد که باعث حرکت الکترونها می‌شود.

در واکنش های الکتروشیمی انرژی شیمیایی به الکتریکی و برعکس صورت می‌گیرد.

فرایند الکتروشیمی همیشه با دو نیمه واکنش اکسایش و کاهش همراه است.

## باتری

باتری یکی از فرآورده های مهم صنعتی است که در محل مورد نیاز با انجام واکنش های شیمیایی، الکتریسیته تولید می کند.

باتری، مولدی است که در آن واکنش های شیمیایی رخ می دهد تا بخشی از انرژی شیمیایی مواد به انرژی الکتریکی تبدیل می شود.

برای تأمین انرژی الکتریکی برای تنظیم کننده ضربان قلب، سمعک، تلفن همراه، اندام مصنوعی، دوربین دیجیتال، رایانه قابل حمل و خودروی الکتریکی به باتری وابسته است.

برای نمونه با یک تیغه مسی و تیغه ای دیگر مانند روی و با میوه ای مانند لیمو می توان باتری ساخت که یک لامپ *LED* را روشن می کند.

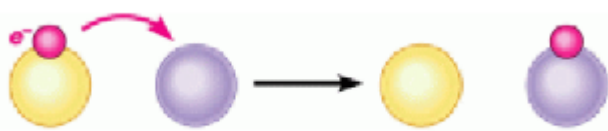
موتور سیکلت برقی نمونه‌ای از وسایلی است که با انرژی ذخیره شده در باتری کار می کند.

اغلب باتری ها موادی دارند که خطراتی برای موجودات زنده به دنبال خواهد داشت. برای دفع این باتری ها باید به گونه‌ای باشد که آب و خاک را آلوده نسازد.

به همین خاطر نباید آنها را در طبیعت رها کرد و باید به مراکز بازگردانی (مراکز بازیافت) تحویل داد.

نیاز روز افزون جامعه بشری به انرژی الکتریکی، شیمی دان ها را بر آن داشت تا با بهره‌گیری از اصول الکتروشیمی به طراحی باتری هایی با کارایی بالا همت گمارند، باتری هایی که افزون بر تولید انرژی بیشتر، آلاینده های کمتر ایجاد کنند.

## واکنش های اکسایش-کاهش



اکسایش می‌یابد

کاهش می‌یابد

اکسایش: از دست دادن یک یا چند الکترون توسط یک ماده

کاهش: گرفتن یک یا چند الکترون توسط یک ماده

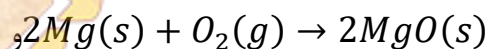
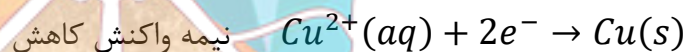
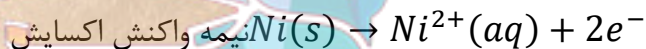
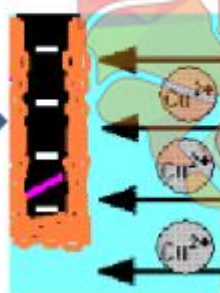
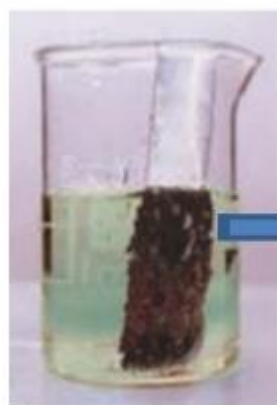
**واکنش اکسایش-کاهش:** واکنشی که در آن یک ماده یک یا چند الکترون را از دست بدهد و ماده دیگری همان الکترون (ها) را بگیرد.

**نیمه واکنش:** هر واکنش اکسایش و کاهش به دو قسمت تقسیم می شود که هر قسمت را نیمه واکنش گویند و در هر نیمه واکنش الکترون های مبادله شونده، نوشته می شود.

• در یک واکنش اکسایش-کاهش باید تعداد الکترون های مبادله شده برابر باشد.

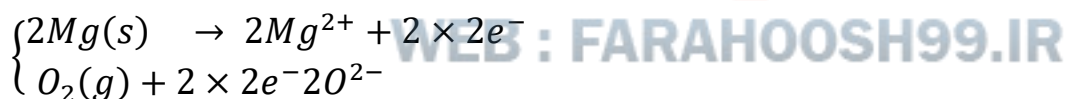
مثال: فلز نیکل با محلول اول دارای یون های  $Cu^{2+}(aq)$  آبی رنگ واکنش می دهد. با وارد کردن یک تیغه نیکلی در چنین محلولی رسوب قهوه ای مایل به سرخی که همان فلز مس است، روی تیغه نیکلی می نشیند. هم زمان با آن یون های  $Ni^{2+}(aq)$  سبز رنگ نیز وارد محلول می شوند. از این رو در می یابیم که یون های  $Cu^{2+}(aq)$  کاهش و اتم های  $Ni$  اکسایش می یابند.

واکنش کلی به صورت  $Ni(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Ni^{2+}(aq) + Cu(s)$  است که به دو نیمه واکنش زیر تقسیم می شود:



مثال دیگر سوختن نوار منیزیم است.

که برای پیدا کردن رد مسیر الکترون، واکنش را به دو قسمت تقسیم می کنیم و در هر قسمت، اتفاقات داده برای یک ماده را بررسی می کنیم در اینجا دو ماده داریم: منیزیم و اکسیژن و واکنش را به دو نیمه واکنش تبدیل می کنیم:

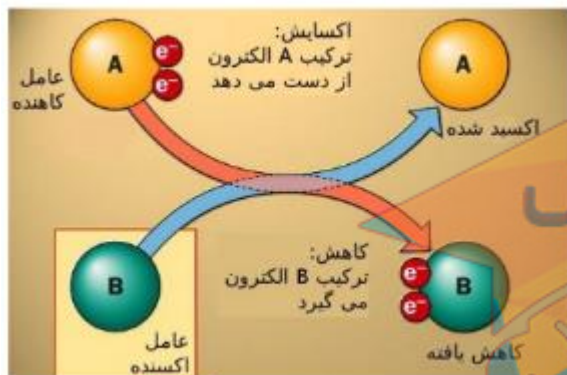


تا منیزیم الکترون از دست ندهد (اکسایش نیابد)، اکسیژن نمی تواند کاهش یابد چرا که برای کاهش یافتن، به دو الکترون منیزیم نیازمند است. بنابراین می توان گفت که منیزیم، باعث کاهش اکسیژن می شود و آن را می کاهد به همین خاطر به آن کاهنده می گوئیم. از طرف دیگر اگر اکسیژن نباشد، منیزیم الکترون هایش را که نمی تواند در هوا آزاد کند! به حضور اکسیژن برای گرفتن الکترون هایش نیازمند است و این یعنی اکسیژن باعث اکسایش منیزیم می شود یا به عبارت دیگر، آن را می اکساید! به همین خاطر به آن اکسنده می گوئیم.

INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99

WEB : FARAHOOSH99.IR

**کاهنده:** ماده‌ای است که خودش اکسایش می‌یابد اما باعث کاهش ماده‌ی دیگر می‌شود.

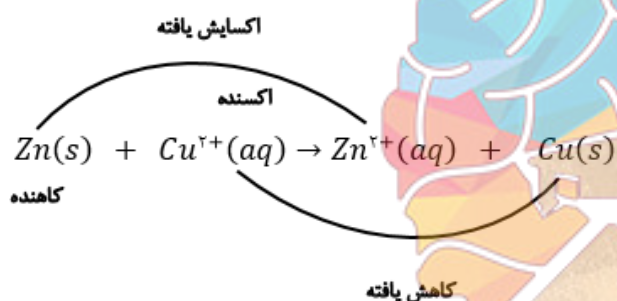


• نتیجه این که در هر واکنش شیمیایی هنگامی که

بار الکتریکی یک گونه (اتم، مولکول یا یون)

مثبت تر می‌شود، آن گونه اکسایش یافته و گونه‌ای که

بار الکتریکی آن منفی تر می‌شود، کاهش می‌یابد.



• در گذشته برای عکاسی از سوختن منیزیم به عنوان منبع نور استفاده می‌شد در این واکنش  $Mg$  با نور خیره کننده‌ای در  $O_2$  می‌سوزد.

• اغلب فلزها در واکنش با نافلزها تمایل دارند یک یا چند الکترون خود را به نافلزها داده و ضمن اکسایش به کاتیون تبدیل شوند.

• نافلزها نیز با گرفتن یک یا چند الکترون کاهش یافته و به آنیون تبدیل می‌شوند.

• فلزها اغلب کاهنده و نافلزها اغلب اکسنده هستند.

• در جدول دوره ای از چپ به راست با افزایش عدد اتمی قدرت اکسندگی افزایش می‌یابد و بالعکس قدرت کاهندگی کاهش پیدا می‌کند. و از بالا به پایین قدرت اکسندگی کاهش و کاهندگی افزایش می‌یابد.



- قدرت اکسندگی با خاصیت نافلزی (فلوئور قوی ترین اکسنده) و قدرت کاهندگی با قدرت فلزی ارتباط دارد.



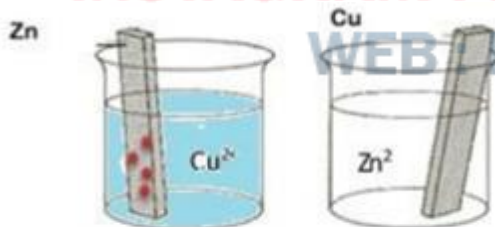
### رقابت برای دادوستد الکترون

تمایل مواد و عناصر برای داد و ستد الکترون (اکسایش و کاهش) نسبت به یکدیگر متفاوت است، برای پیش بینی امکان انجام واکنش میان دو گونه همواره لازم است که تمایل نسبی این دو گونه به اکسایش و کاهش تعیین شود.

در شیمی ۲ آموختید که فلزات اصلی جدول دوره ای تمایل بیشتری به از دست دادن الکترون نسبت به فلزات واسطه ای دارند و در میان نافلزات تمایل به گرفتن الکترون توسط هالوژن ها و اکسیژن بیش از دیگر نافلزها است.

قدرت اکسندگی و کاهندگی به چندین عامل (انرژی شبکه جامد، نیروی جاذبه ی میان یونها با مولکولهای آب، تمایل به مبادله ی الکترون و...) بستگی دارد به همین دلیل برای مقایسه داد و ستد الکترون بهترین راهکار انجام آزمایش و بررسی نتایج حاصل از آنهاست که در این کتاب به دو روش تجربی اشاره کرده است:

الف) برای نمونه مطابق با آزمایش، واکنش  $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$  خود به خودی است ولی واکنش  $Zn^{2+}(aq) + Cu(s) \rightarrow Zn(s) + Cu^{2+}(aq)$  انجام نمی شود پس می توان نتیجه گرفت که فلز روی کاهنده تر از مس است .



واکنش انجام می شود

واکنش انجام نمی شود. واکنش های فلزی بکاهد. و آنها را به اتم های فلزی بکاهد.

با این توصیف در یک واکنش اکسایش-کاهش، فلزی

که قدرت کاهندگی بیشتری دارد، می تواند با برخی

کاتیون های فلزی واکنش دهد و آنها را به اتم های فلزی بکاهد. واکنش های فلزی بکاهد. و آنها را به اتم های فلزی بکاهد. به عبارتی واکنش اکسایش-کاهش خود به خودی است که اتم های فلز کاهنده قوی تر سمت چپ واکنش (به عنوان واکنش دهنده در واکنش) قرار داشته باشد.

ب) در واکنش های اکسایش-کاهش مخلوط واکنش گرم می شود زیرا سامانه واکنش بخشی از انرژی خود را به شکل گرما به محیط می دهد. پس هرچه محلول داغ تر شود تمایل مواد و عناصر برای داد و ستد الکترون بیشتر است و در یک واکنش اکسایش-کاهش، فلزی که قدرت کاهندگی بیشتری دارد، محلول را داغ تر می کند.

مطابق داده های جدول زیر که از قرار دادن تیغه های فلزی درون محلول نقره نیترات در دمای  $20^{\circ}\text{C}$  به دست آمده است می توان قدرت کاهندگی فلزات را با هم مقایسه کرد.

نام فلز	نشانه شیمیایی فلز	دمای مخلوط واکنش پس از مدتی $^{\circ}\text{C}$
منگنز	<i>Mn</i>	۳۲
روی	<i>Zn</i>	۳۰
نیکل	<i>Ni</i>	۲۶
نقره	<i>Ag</i>	۲۰
طلا	<i>Au</i>	۲۰

بنابراین می توان نتیجه گرفت که قدرت کاهندگی فلزات به صورت  $Mn > Zn > Ni > Ag > Au$  است. و قدرت اکسندگی کاتیون های آنها برعکس می شود.  $Mn^{2+} < Zn^{2+} < Ni^{2+} < Ag^{2+} < Au^{2+}$

**گروه مشاوره فراهوش**  
**INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99**  
**WEB : FARAHOOSH99.IR**

- واکنش های اکسایش و کاهش را می توان به گونه ای انجام داد تا به جای تولید گرما، از الکترون های داد و ستد شده برای ایجاد جریان الکتریکی استفاده می شود.



- برای ایجاد جریان الکتریکی باید الکترون ها را از یک مسیر معین عبور یا از نقطه ای به نقطه دیگر جابجا نمود.

- اگر به جای داد و ستد مستقیم الکترون بین گونه های

- اکسایش و کاهش یافته در یک واکنش، بتوان الکترون ها را از طریق یک



- مدار بیرونی هدایت و جابه جا کرد آنگاه می توان بخشی از انرژی

- آزاد شده در واکنش اکسایش-کاهش را به شکل انرژی الکتریکی

- در دسترس تبدیل نمود.

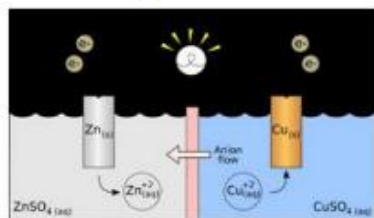
- شیمی دان ها با قرار دادن تیغه روی درون محلولی از روی سولفات

- (نیم سلول روی) و تیغه مس درون محلولی از مس سولفات II (نیم سلول

- قرار گیرد و نیم سلول ها همانند شکل زیر به یکدیگر وصل شوند، الکترونها

- در مدار بیرونی جابه جا شده و جریان الکتریکی ایجاد می شود.

- جریانی که سبب روشن شدن لامپ خواهد شد.



- از آنجا که واکنش اکسایش یا کاهش در سطح الکترو

- (مرز میان دو رسانای الکترونی و یونی) روی می دهد،

- از این رو به این نوع واکنش ها، واکنش های الکترودی می گویند.

**یادآوری**  
**INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99**

**WEB : FARAHOOSH99.IR**

رسانه های الکترونی: فلز ها با حرکت الکترون های خود رساناهای خوبی برای جریان برق هستند.

به این نوع رسانایی، رسانایی الکترونی می گویند.

رسانای یونی: در محلول های الکترولیت این یون ها هستند که با حرکت خود رسانای جریان برق هستند. الکترولیت: ذراتی که به خوبی در آب حل می شوند و به راحتی به یون تبدیل می شوند، یعنی درجه یونش بالایی دارند.

## اجزای تشکیل دهنده سلول گالوانی (ولتایی)

### (۱) دو نیمه سلول

- یک تیغ از جنس فلز (مانند روی) درون یک بشر دارای محلول آبی یون های آن (یا الکترونیکی از جنس خودش) قرار دارد. به این مجموعه یک نیم سلول می گویند.  $M(s) \rightleftharpoons M^{n+} + ne^{-}$
- هر سلول گالوانی دارای دو نیمه سلول است.
- در نیمه سلول سمت چپ دادی از اتم های فلز الکترون های خود را روی سطح تیغه فلز (رسانای الکترونی که به آن الکتروده گفته می شود) می گذارند و به صورت یون های مثبت وارد محلول می شوند. در نتیجه بین تیغه فلزی (الکتروده) و محلول (الکترولیت)، اختلاف پتانسیلی به وجود می آید. که به آن پتانسیل الکتروده می گویند.

### آند

- الکترودهی است که در سطح تیغه آن اکسایش صورت می گیرد و با آزاد کردن الکترون، تراکم بار منفی را افزایش می دهد.
- آند در سلول گالوانی قطب منفی را تشکیل می دهد.
- تیغه در آند خورده و جرم کمتری پیدا می کند.
- به طور قرارداد آند، نیم سلول سمت چپ است.
- واکنش کلی آن به صورت  $M(s) \rightleftharpoons M^{n+} + ne^{-}$  است.

در نیم سلول سمت راست الکترونهای انتقال یافته توسط سیم مسی از آند، کاتیون های اطراف خود را کاهش می دهد و مثل حالت قبل بین تیغه فلز (الکتروده) و محلول (الکترولیت)، اختلاف پتانسیلی به وجود می آید.

### کاتد

- الکترودهی است که در سطح تیغه آن کاهش صورت می گیرد و الکترون ها ارسال شده توسط سیم مسی از آند را جذب می کند.
- کاتد در سلول گالوانی قطب مثبت را تشکیل می دهد.



- بر جرم تیغه فلزی در کاتد افزوده می‌شود.
- به طور قرارداد کاتد، نیم سلول اول سمت راست است.
- واکنش کلی آن به صورت  $M^{n+} + ne^{-} \rightleftharpoons M(s)$  است.

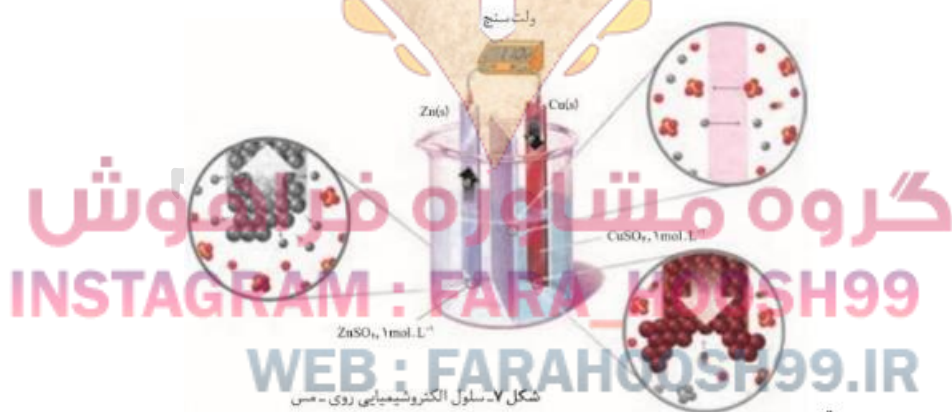
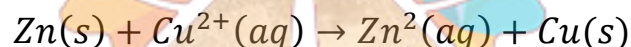
## ۲) سیم مسی و عامل بارگذاری الکترون ها (لامپ و ولت سنج و...)

سیم مسی جهت جابه جایی الکترون از یک نیم سلول به سلول دیگر استفاده می‌شود و عوامل برگزاری الکترون ها جهت مشاهده جریان استفاده می‌گردد.

## ۳) دیواره متخلخل

برای بهم خوردن توازن بار ناشی از عمل اکسایش و کاهش که منجر به افزایش غلظت کاتیون در محلول پیرامون الکتروود آند، و افزایش غلظت آنیون ها در محلول پیرامون الکتروود کاتد می‌شود به کار می‌رود.

- محلول های موجود در هر دو ظرف باید از نظر بار الکتریکی خنثی به مانند. این مهم هنگامی امکان پذیر است که کاتیون ها از نیم سلول آنان به کاتد و آنیون ها از نیم سلول کاتد به آند با گذر از دیواره متخلخل مهاجرت کنند.



## پل نمکی

در برخی از سلول های گالوانی به جای

دیواره متخلخل می توان از پل نمکی

که یک لوله U شکل حاوی سیر شده ی

یک الکترولیت قوی مثل  $KCl$  استفاده نمود.

و برای آنکه محلول داخل پل نمکی به طور مستقیم

با الکترولیت در تماس نباشد سر لوله پنبه می گذارند.

## جهت جریان

• جهت حرکت الکترون ها: همیشه جهت جریان

الکترون ها از آند به کاتد است.

• جهت حرکت یون ها: همیشه کاتیون ها به سمت

کاتد و آنیون ها به سمت آند جریان می یابند.

## بسته بودن مدار جریان

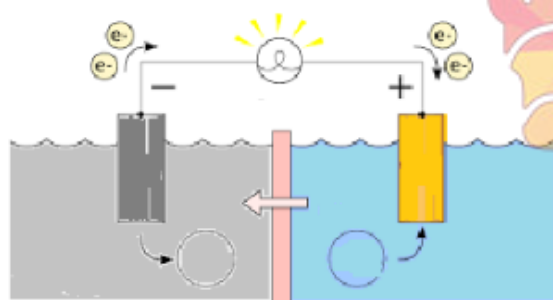
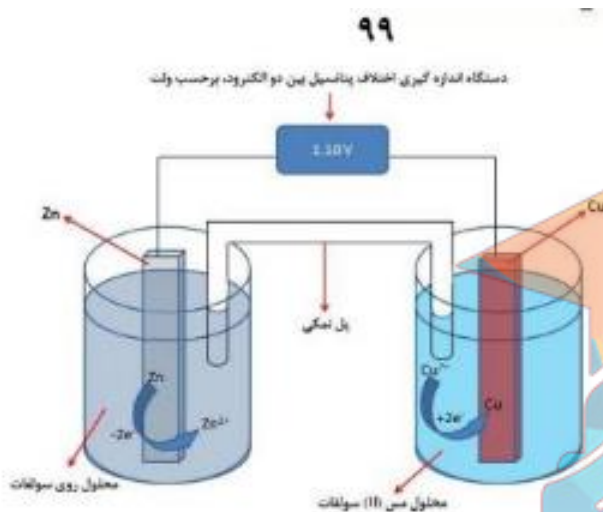
• حرکت الکترون ها در مدار بیرونی از آند به کاتد است و حرکت آنیون ها در مدار داخل محلول

از کاتد به آند می باشد. بدین ترتیب مدار جریان کامل می شود.

• اگر بین دو محلول جا به جایی یونی برقرار نباشد، مبادله الکترون صورت نمی گیرد.

خلاصه نکات مربوط به آند و کاتد در جدول زیر آورده شده است:

کاتد	آند
کاهش	اکسایش
گرفتن الکترون	از دست دادن الکترون
قطب مثبت	قطب منفی
افزایش جرم تیغه در کاتد	کاهش جرم تیغه فلزی



گروه مشاوره فراهوش  
 INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99  
 WEB : FARAHOOSH99.IR

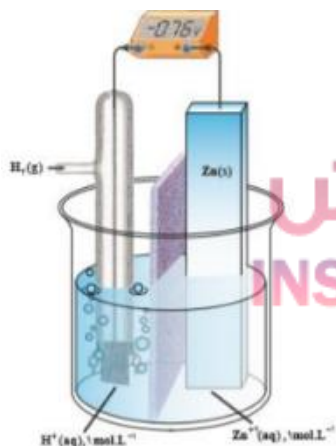
جذب آنیون از محلول مقابل	جرم کاتیون از محلول کاهش می یابد
جرم کاتیون محلول افزایش می یابد	جرم کاتیون محلول کاهش می یابد
الکترون ها از طریق سیم خارج می شوند	الکترون ها از طریق سیم وارد می شوند

برای تشخیص کاتد و آند به روش های زیر توجه می شود:

- ۱- بر اساس معادله واکنش: گونه ای که اکسایش می یابد نقش آند و دیگری نقش کاتد دارند.
- ۲- بر اساس نامی که برای سلول گالوانی به کار می رود سلول نیکل-مس در نوشتن فلز اولی نقش آند (نیکل) و دیگری کاتد (مس) است.
- ۳- از روی شکل سلول
  - أ. در صورت مثبت بودن پتانسیل سلول سمت چپ و سمت راست است.
  - ب. در صورت نمایش جهت جریان الکترون، الکترون ها از آند به کاتد جریان می یابند. یعنی از قطب منفی به مثبت است.
  - ج. در صورت نمایش جهت حرکت یون ها آنیون ها به سمت آند و کاتیون ها به سمت کاتد می روند.

### نیروی الکتروموتوری

- ولتاژی که ولت سنج در سلول گالوانی نشان می دهد، اختلاف پتانسیل میان دو نیم سلول است کمیتی که به نیروی الکتروموتوری معروف است و با  $emf$  نمایش داده می شود
- و از فرمول زیر قابل محاسبه است:



$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_c - E^{\circ}_a$$

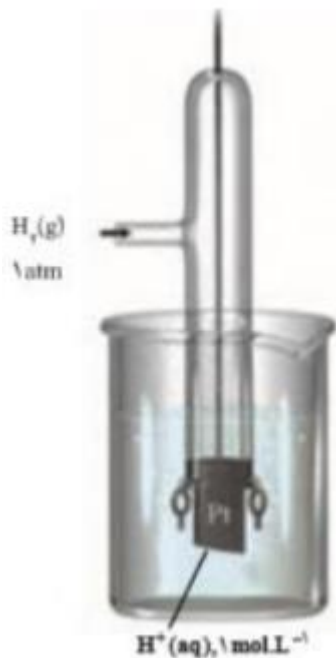
- نیروی الکتروموتوری یک سلول همیشه مثبت است و اگر در سلولی منفی نشان داده شود به معنی جابه جا شدن آند و کاتد است.

**تذکر:** اگر پتانسیل سلول منفی نوشته شده باشد، به معنی منفی بودن

پتانسیل سلول نیست بلکه نشان دهنده این است که قطب های ناهمنام سلول و ولت سنج به هم متصل شده اند. در سلول روبه رو هیدروژن نقش کاتد و تیغه روی نقش آند دارد.

### پتانسیل های الکترودی استاندارد

- هنگامی که دو نیم سلول به شکل مناسب به یکدیگر متصل شوند،



یک سلول الکتروشیمیایی به وجود می‌آید. در این سلول الکتروشیمیایی، الکترون‌ها از الکترودی با پتانسیل منفی تر به سمت الکترودی با پتانسیل مثبت تر جریان می‌یابند. آنچه به وسیله ولت سنج اندازه‌گیری می‌شود فقط اختلاف پتانسیل میان دو نیم سلول یاد شده است.

- از آنجا که اندازه‌گیری پتانسیل یک الکترودی به طور جداگانه ممکن نیست و نسبت دادن یک این مقدار مطلق به پتانسیل آن الکترودی نیز نتیجه‌ای دربر ندارد، شیمی دان‌ها برای حل مشکل، یک نیم سلول استاندارد انتخاب کردند و مقدار پتانسیل آن را برابر با صفر در نظر گرفتند. این نیم سلول استاندارد، الکترودی استاندارد هیدروژن (SHE) است.

### الکترودی استاندارد هیدروژن

- الکترودی استاندارد هیدروژن شامل یک الکترودی پلاتینی است که در یک محلول اسیدی با  $PH = 0$  or  $[H^+] = 1 \text{ mol L}^{-1}$  و گاز هیدروژن با فشار  $1 \text{ atm}$  از روی آن عبور داده می‌شود. و در هر دمایی برابر صفر در نظر گرفته می‌شود.
- $2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g) \quad E^\circ = 0/000V$
- به کارگیری واژه استاندارد برای پتانسیل‌های الکترودی یادآور شرایط استاندارد، یعنی غلظت یک مولار برای یون‌های محلول و فشار یک اتمسفر برای گازهاست. و اغلب اندازه‌گیری‌ها در دمای  $25^\circ C$  انجام می‌گیرد. برای هماهنگی بیشتر و مطابق یک قرار داد، پتانسیل‌های الکترودی استانداردها همواره به صورت پتانسیل‌های کاهش‌ی استاندارد گزارش می‌شود. در هر نیم واکنش، الکترون‌ها در سمت چپ و گونه کاهش یافته در سمت راست قرار می‌گیرد. به دیگر سخن گونه کاهش‌دهنده در سمت راست و گونه اکسندنده در سمت چپ نوشته می‌شود.
- در این جدول علامت  $E^\circ$  فلزهایی که قدرت کاهندگی بیشتری از  $H_2$  دارند، منفی و علامت  $E^\circ$  فلزهایی که قدرت کاهندگی کمتری از  $H_2$  دارند مثبت است.
- هرچه  $E^\circ$  منفی تر باشد فلز کاهنده قوی‌تر است و کاتیون آن اکسندنده ضعیف‌تر خواهد بود.
- هرچه  $E^\circ$  مثبت تر باشد کاتیون فلز یا نافلز اکسندنده قوی‌تر است.

گروه مشاوره فراهوش  
 INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99  
 WEB : FARAHOOSH99.IR

- سری الکتروشیمیایی کمک می‌کند تا بتوان واکنش پذیری فلزها را با هم مقایسه کرد؛ به دیگر سخن انجام پذیر بودن یا نبودن واکنش‌های میان آنها را پیش بینی کرد. برای این کار کافی است  $E^\circ_{cell}$  را برای سلولی محاسبه کرد که واکنش-اکسایش کاهش یابد در آن رخ می‌دهد. اگر مقدار  $E^\circ_{cell} > 0$  باشد، واکنش از چپ به راست خود به خودی و انجام پذیر است.
  - اگر مقدار  $E^\circ_{cell}$  منفی باشد، واکنش انجام ناپذیر است. به عبارت دیگر واکنش از راست به چپ خود به خودی است. این روش به واکنش‌های دیگر نیز قابل تعمیم است.
  - فلزاتی که  $E^\circ$  منفی دارند نسبت به گاز هیدروژن کاهنده قوی تری هستند، بنابراین این فلزات در اسیدها حل می‌شوند و گاز هیدروژن آزاد می‌کنند.
- برای نگهداری اسیدها می‌توان از ظروفی که جنس آنها فلزاتی که دارای  $E^\circ$  مثبت اند نظیر مس، نقره، پلاتین و طلا استفاده نمود

جدول ۱- پتانسیل کاهش استاندارد برای برخی نیم سلول‌ها

نیم واکنش کاهش		$E^\circ$ (V)
$Au^{3+}(aq) + 3e^-$	$\rightarrow Au(s)$	+۱/۵۰
$Pt^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow Pt(s)$	+۱/۲۰
$Ag^+(aq) + e^-$	$\rightarrow Ag(s)$	+۰/۸۰
$Cu^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow Cu(s)$	+۰/۳۴
$2H^+(aq) + 2e^-$	$\rightarrow H_2(g)$	-/۰۰
$Fe^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow Fe(s)$	-۰/۴۴
$Zn^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow Zn(s)$	-۰/۷۶
$Mn^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow Mn(s)$	-۱/۱۸
$Al^{3+}(aq) + 3e^-$	$\rightarrow Al(s)$	-۱/۶۶
$Mg^{2+}(aq) + 2e^-$	$\rightarrow Mg(s)$	-۲/۳۷

اکسنده قوی تر (بالا) / کاهنده قوی تر (پایین)

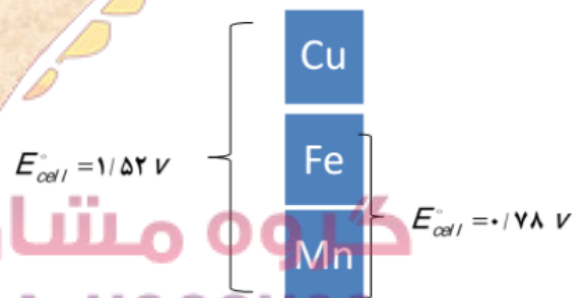
گروه مشاوره فراروش  
 INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99  
 WEB : FARAHOOSH99.IR

- قوی ترین نافلز جدول دوره ای قوی ترین اکسنده جدول سری پتانسیل استاندارد کاهش خواهد بود.
- بر اساس این جدول قدرت کاهندگی فلزات بالای جدول از کاتیون‌های پایین جدول بیشتر است.  
 $Ag > Mg^{2+}$
- هرچه اختلاف  $E^\circ$  دو فلز بیشتر باشد ولتاژ سلول گالوانی حاصل از آن دو فلز بیشتر خواهد بود.

- اگر دو سلول گالوانی در کاتد مشترک باشند ولی آند متفاوتی داشته باشد، قدرت کاهندگی آندی بیشتر است که ولتاژ سلول آن عدد مثبت-تری است. در مثال زیر فلز نقره کاتد مشترک و فلز منیزیم کاهنده قوی تری است.



- اگر دو سلول گالوانی در آن مشترک باشند ولی کاتد متفاوتی داشته باشد، قدرت اکسندگی کاتیون های آندی بیشتر است که ولتاژ سلول آن عدد مثبت تری است. در مثال زیر  $Mn$  آند مشترک است و کاتیون  $Cu^{+2}$  اکسنده قوی تر است.



جدول ۱- پتانسیل های کاهش استاندارد برای برخی نیم سلول های یون فلز/فلز

گروه مشاوره فراهوش  
 INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99  
 WEB : FARAHOOSH99.IR

گونه کاهنده + $ne^-$ گونه اکسنده	$E^{\circ} \text{ (V)}$
$Na^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Na(s)$	-۲/۷۱
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Mg(s)$	-۲/۳۸
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightleftharpoons Al(s)$	-۱/۶۶
$Zn^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Zn(s)$	-۰/۷۶
$Fe^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Fe(s)$	-۰/۴۴
$2H^+(aq) + 2e^- \rightleftharpoons H_2(g)$	۰
$Ag^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Ag(s)$	+۰/۸۰
$Pt^{2+}(aq) + 2e^- \rightleftharpoons Pt(s)$	+۱/۲۰
$Au^+(aq) + e^- \rightleftharpoons Au(s)$	+۱/۶۸

- در منابع پتانسیل های کاهش استاندارد به صورت زیر است.

اولاً به صورت تعادلی نوشته می شوند. دوماً از پتانسیل منفی به مثبت نوشته شده است. در این مورد منابع قوی ترین کاهنده فلز لیتیم و قوی ترین اکسنده مولکول های فلوئور است. ضعیف ترین اکسنده کاتیون لیتیم و ضعیف ترین کاهنده آنیون فلوئورید است. مطابق داده های پتانسیل کاهش استاندارد واکنش خود به خودی و انجام پذیر است که فلز کاهنده تر

با کاتیون اکسنده تر واکنش دهد یعنی در جدول اصلی روبه رو، فلز سمت بالایی با کاتیون سمت چپ پایین واکنش دهد.

نتیجه: هنگامی یک واکنش اکسایش-کاهش خود به خودی است که

$$E^{\circ}_{\text{Reaction}} > 0$$

$$E^{\circ}_{\text{Reaction}} = E^{\circ}_{\text{کاهش یافته}} - E^{\circ}_{\text{اکسایش یافته}}$$



کاهنده قوی

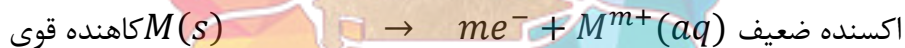
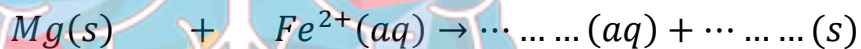
اکسنده قوی

فلز سمت راست

کاتیون سمت چپ

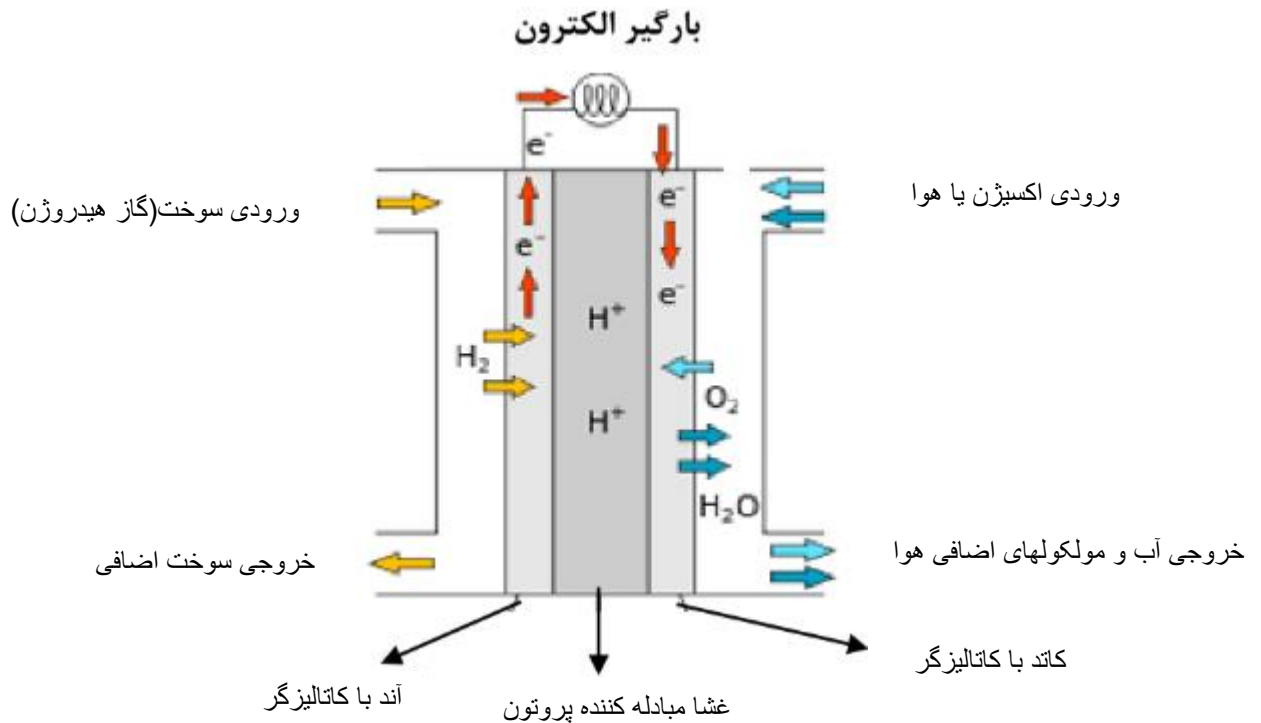
جدول پتانسیل

جدول پتانسیل



### پیل های سوختی

- سلول سوختی ساختاری همانند سلول گالوانی دارد.
- رایج ترین سلول سوختی، گاز هیدروژن با گاز اکسیژن به صورت کنترل شده است البته می تواند به جای هیدروژن متانول یا متان و ترکیبات هم خانواده آن نیز باشد.
- بخش قابل توجهی از انرژی شیمیایی به انرژی الکتریکی تبدیل می شود.
- هر سلول سوختی سه جزء اصلی دارد که شامل یک غشاء، الکتروود آند و الکتروود کاتد است. در واقع آند و کاتد کاتالیزگرهایی هستند که انجام نیم واکنش اکسایش و کاهش را آسان تر می کند.
- گاز هیدروژن به عنوان سوخت پیوسته وارد شده، اکسایش می یابد و هم زمان با آن گاز اکسیژن در واکنش با سوخت کاهش می یابد.
- سلول های سوختی افزون بر کارایی بیشتر می توانند رد پای کربن دی اکسید را کاهش دهند به طوری که دوستدار محیط زیست بوده و منبع انرژی سبز به شمار می روند.
- شکل کلی سلول سوختی به صورت زیر است:



## فرا هوش

- نیم واکنش های انجام یافته به صورت زیر
$$\begin{cases} 2H_2 \rightarrow 4H^+ + 4e^- \\ O_2 + 4e^- + 4H^+ \rightarrow 2H_2O \end{cases}$$
- بزرگترین چالش در کاربرد سلول های سوختی تولید گاز هیدروژن در مقیاس صنعتی است. برقکافت آب راهی برای تأمین گاز هیدروژن است.
- سلول های سوختی برخلاف باتری ها، انرژی شیمیایی را ذخیره نمی کنند.
- سوزاندن گاز هیدروژن در موتور درون سوز بازدهی نزدیک به درصد ۲۰ دارد در حالی که اکسایش آن در سلول سوختی بازده را تا سه برابر افزایش می دهد.
- می توان از سلول سوختی برای تهیه الکتریسیته و آب مورد نیاز فضانوردان استفاده کرد.

### عدد اکسایش

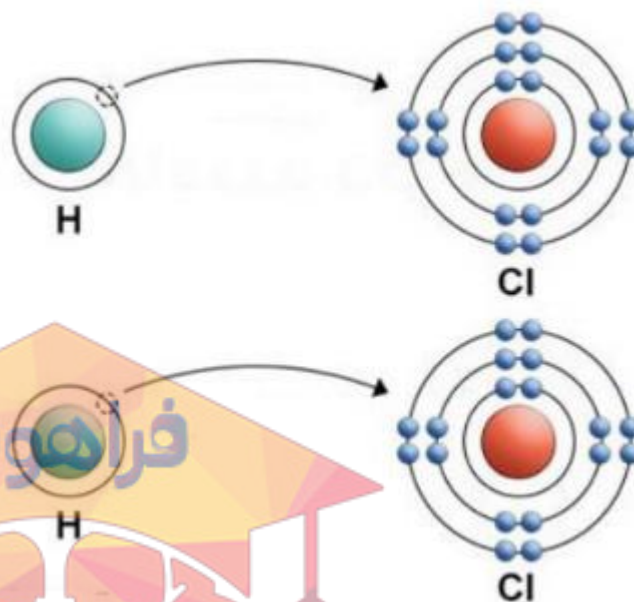
عدد اکسایش یک اتم را به سادگی می توان توسط الکترون های واکنش زیر نشان داد.  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$

**گروه مشاوره فرا هوش**  
**INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99**

WEB : FARAHOOSH99.IR

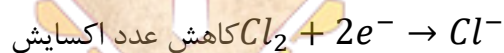
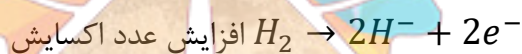


در این واکنش، دو زیر واکنش رخ می‌دهد. هیدروژن، که دارای یک الکترون تنها، در مدارش هست، آن را از دست می‌دهد و کلر که دارای ۱۷ الکترون در حالت پایدار است، الکترون را هیدروژن می‌گیرد.



به این صورت که اگر ماده‌ای الکترون از دست بدهد عدد اکسایش آن افزایش می‌یابد. برعکس، هنگامی که یک ماده الکترون می‌گیرد، عدد اکسایش آن کاهش می‌یابد.

به عنوان مثال، در واکنش فوق که بین هیدروژن و کلر اتفاق می‌افتد، از دست دادن الکترون توسط اتم هیدروژن، به عدد اکسایش اتم هیدروژن می‌افزاید و آن را تبدیل به بار مثبت می‌کند، در حالی که به دست آوردن الکترون توسط اتم های کلر، عدد اکسایش آن را کاهش می‌دهد و آن را تبدیل به یون منفی می‌کند.



### قواعد تعیین عدد اکسایش

**قانون ۱:** عدد اکسایش عناصر ترکیب نشده، که بار الکتریکی ندارند، همواره صفر است. این موضوع به استثناء این که این عنصر به عنوان یک اتم یا مولکول چند اتمی باشد، درست است. این موضوع به این معنی است که  $O_2$  (اکسیژن)،  $Mg$  (منیزیم)،  $Al$  (آلومینیوم)،  $He$  (هلیوم)،  $S_8$  (سولفور) دارای عدد اکسایش صفر هستند، چرا که عدد اکسایش اتم های سازنده در شکل گیری مولکول های ساده تغییری نمی‌کند. پیوند بین اتم های عناصر یکسان همیشه کوالانسی است، که در آنها الکترون ها به اشتراک گذاشته شده است. بر عکس یون ها، از اتمی به اتم دیگر منتقل می‌شود.

**قانون ۲:** عدد اکسایش یون های تک اتمی برابر با بار آن یون ها است. به عنوان مثال  $Na^+$  (یون سدیم که یک الکترون از دست داده است) و  $Al^{3+}$  (یون آلومینیوم که سه الکترون از دست داده است) و  $Cl^-$  (یون کلر که یک الکترون به دست آورده است)، به این ترتیب دارای اعداد اکسایش +1 و +3 و -1 هستند. با این حال، فلزها یزیدادی می توانند با نافلزها تشکیل یون دهند، به ویژه کربن، گوگرد و آهن، و می توانند اعداد اکسایش متفاوتی داشته باشند.

بنابراین، هر چند بار الکتریکی برابر عدد اکسایش است،

ممکن است در بعضی شرایط تغییر کند.

• اعداد اکسایش اغلب نافلزها در محدوده زیر تغییر می کند

تعداد الکترون های لایه ظرفیت  $\leq$  عدد اکسایش نافلز  $\leq$  (۸- الکترون های لایه ظرفیت)

مثال برای اتم کربن اعداد اکسایش از -۴ تا +۴ تغییر می کند

**قانون ۳:** عدد اکسایش اکسیژن تقریباً همیشه برابر -۲ است.

تنها زمانی عدد اکسایش اکسیژن تغییر می کند که در ترکیباتی

به نام پروکسیدها  $O_2^{2-}$  یا سوپراکسیدها  $O_2^-$  باشد،

که در آن صورت عدد اکسایش برابر -1 و  $-\frac{1}{2}$  و همچنین در ترکیبات فلئوئوردار

$OF_2$  یا  $O_2F_2$  و  $HOF$  که در آن صورت عدد اکسایش برابر +2 و +1 خواهد بود.

**قانون ۴:** به طور مشابه، عدد اکسایش هیدروژن تقریباً همیشه برابر +1 است.

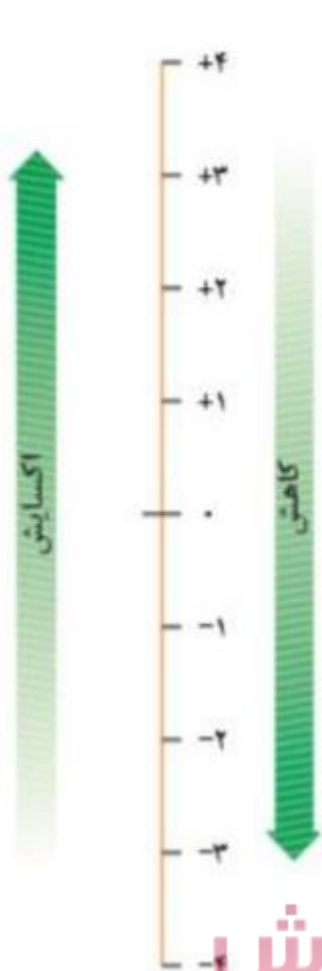
تنها زمانی این مقدار تغییر می کند که هیدروژن به صورت هیدریدهای یک فلز

به کار رفته باشد، هیدریدهای فلزی، که فقط در این صورت عدد اکسایش آن برابر -1 می شود. مانند  $NaH$

**قانون ۵:** عدد اکسایش در فلزات گروه اول جدول دوره ای شامل لیتیم، سدیم، پتاسیم و ..... برابر ۱ است. تنها

زمانی این قانون تغییر می کند که فلزات در قالب عنصر آزاد باشند که در این صورت عدد اکسایش آنها برابر صفر

است.



گروه مشاوره فراہوش  
 INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99  
 WEB : FARAHOOSH99.IR

**قانون ۶:** فلزات قلیایی خاکی مانند منیزیم و کلسیم دارای عدد اکسایش +۲ هستند. مانند قانون قبلی، این قانون نیز در صورتی که فلزات در قالب عصر آزاد باشند، تغییر می‌کند و در این حالت عدد اکسایش آنها برابر صفر است.

قانون ۷: مجموعه اعداد اکسایش همه ی اجزای یک ترکیب خنثی برابر صفر است. این قانون در به دست آوردن عدد اکسایش یک عنصر خاص در یک ترکیب مفید است. به عنوان مثال، اگر ترکیب پایدار  $H_2SO_4$  (اسید سولفوریک) را در نظر بگیرید، ما می‌دانیم که عدد اکسایش هیدروژن و اکسیژن در این ترکیب به صورت زیر است:

$$2(1) + 4(-2) = -6$$

بنابراین برای این که  $H_2SO_4$  در حالت تعادل باشد، باید عدد اکسایش گوگرد برابر +۶ باشد، که تنها یکی از اعداد اکسایش آن است.  $-2 \leq S \leq 6$

**قانون ۸:** درست مانند قانون قبلی، عدد اکسایش خالص یک یون چند اتمی نیز برابر با بار روی آن است. این قانون نیز در حقیقت همان قانون قبلی است، با این تفاوت که این قانون به ترکیبات دارای بار الکتریکی می‌پردازد در صورتی که قانون قبلی به ترکیبات پایدار الکتریکی و خنثی. به عنوان مثال، اگر ما یون باردار  $SO_4^{2-}$  را در نظر بگیریم، که بار آن برابر -۲ است، معادله های به صورت زیر خواهیم داشت:

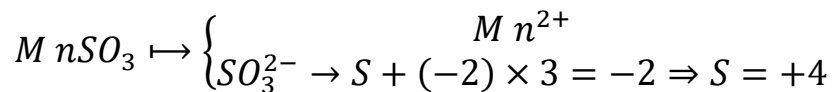
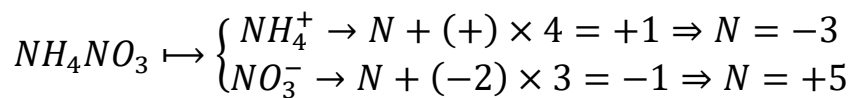
$$1(+6) + 4(-2) = -2$$

استفاده از این نوع معادلات جبری، بهترین راه برای به دست آوردن عدد اکسایش عناصر ناشناخته است.

**تذکره ۱:** عدد اکسایش فلزات واسطه خارجی معمولاً در بازه از صفر تا مجموع الکترون های  $ns$  و  $(n-1)d$  تغییر می‌کند. یعنی داریم:

$$0 \leq (n-1)d + ns \leq$$

فلزات واسطه اعداد اکسایش متنوعی دارند و تنوع اعداد اکسایش برای عناصر میانی سری عناصر واسطه بیشترین است. عناصر ابتدایی سری به علت کمی الکترون های ظرفیت تنوع اعداد اکسایش پایینی دارند در حالی که عناصر انتهایی سری به علت کاهش تمایل برای از دست دادن الکترون تنوع عدد اکسایش کمی دارند. **تذکره ۲:** اگر عدد اکسایش خواسته شده مربوط به نمک های چندتایی باشد بهتر است در ابتدا کاتیون و آنیون آن از هم جدا گردد.

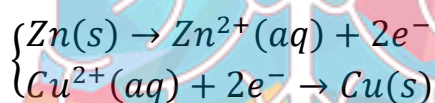
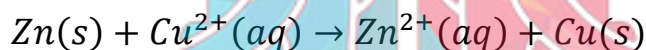


این ها قواعد مهم در تعیین عدد اکسایش بود.  $Zn(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + Cu(s)$

در این واکنش، نیم واکنش های اکسایش و کاهش به شرح زیر است:



با حذف یون ناظر معادله یونی به دست می آید:



از آنجایی که عدد اکسایش روی از ۰ به +۲ تغییر کرده است، این یک معادله ی اکسایش است. دو الکترون آزاد شده از اتم روی توسط یون مس در معادله ی کاهش یی گرفته شده اند:

از آن جایی که عدد اکسایش مس از +۲ به ۰ تغییر کرده، این یک واکنش کاهش یی است.

محاسبه عدد اکسایش با استفاده از ساختار لوویس

اما در برخی از واکنش ها روندی که در معادله واکنش فوق مشاهده کردید دیده نمی شود زیرا همه گونه های شرکت کننده در واکنش، مولکول های خنثی هستند و شمار الکترون های ظرفیت اتم ها در واکنش تغییر نمی کند.

INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99

WEB : FARAHOOSH99.IR

(الف) ساختار الکترون نقطه ای مولکول یت یون مورد نظر را رسم کنید.

(ب) برای هر جفت الکترون پیوندی موجود میان دو اتم یکسان، یک الکترون به هر اتم نسبت دهید.

(پ) برای هر جفت الکترون پیوندی موجود میان دو اتم متفاوت، دو الکترون به اتمی که خاصیت نافلز بیشتری دارد، نسبت داده می شود.

(ت) همه الکترون های ناپیوندی روی هر اتم را به همان اتم نسبت دهید.

ث) همه الکترون های نسبت داده شده به هر اتم را بشمارید.



ج) تعداد الکترون های نسبت داده شده را از تعداد الکترون های ظرفیتی اتم یاد شده کم کنید. باقی مانده عدد اکسایش اتم مورد نظر است.

تعداد الکترون های اطراف اتم - تعداد الکترون های ظرفیت = عدد اکسایش اتم

$$O \text{ عدد اکسایش} = 6 - 2 \rightarrow -4 \quad S \text{ عدد اکسایش} = 6 - 8 \rightarrow -2$$

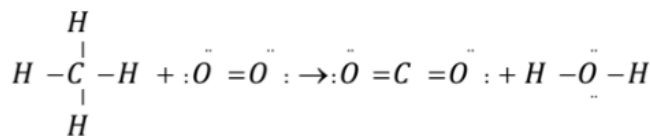
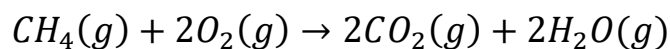


گروه مشاوره فراهوش  
INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99

$$H = +1, O = -2, C = -1, N = +1$$

تذکره: مجموع اعداد اکسایش تک تک اتم ها برابر با بار گونه مورد بررسی است.

واکنش قبلی رو دوباره نوشته و اکنون اعداد اکسایش اتم ها را به دست می آوریم:



کربن متان برابر ۴- و در کربن دی اکسید برابر ۴+ است. و اکسیژن در مولکول  $O_2$  برابر صفر و در سایر ترکیبات برابر ۲- است.

### انتقال الکترون و عدد اکسایش

اکسایش: با از دست دادن الکترون عدد اکسایش بیشتر می شود پس اکسایش صورت می گیرد.

کاهش: با بدست آوردن الکترون عدد اکسایش کاهش می یابد پس کاهش صورت می گیرد.

کاهنده: هر گاه عدد اکسایش گونه ای افزایش یابد نقشه کاهنده دارد.

اکسنده: هر گاه عدد اکسایش گونه ای کاهش یابد نقش اکسنده دارد.

بالاترین عدد اکسایش یک گونه فقط نقش اکسنده و پایین ترین عدد اکسایش فقط نقش کاهنده دارد.

به عنوان نمونه نقش کربن در ترکیبات مختلف آن به صورت زیر است:

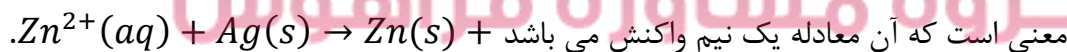
$CH_4$ : از اکسایش کربن برابر ۴- و فقط نقش کاهنده دارد چون فقط عدد اکسایش آن می تواند افزایش یا اکسایش یابد.

$CO_2$ : عدد اکسایش کربن برابر ۴+ و فقط نقش اکسنده دارد چون فقط عدد اکسایش آن می تواند کاهش یابد.

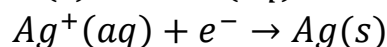
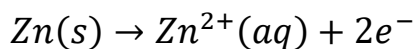
$HCOOH$  و  $CO(+2)$  و  $H_2CO(0)$  هم نقش اکسنده و هم نقش کاهنده دارند چون اعداد اکسایش آنها بین دو عدد ۴+ و ۴- قرار دارد.

### موازنه واکنش به استفاده از موازنه نیم واکنش ها

• موازنه بار در هر نیم واکنش به استفاده از الکترون انجام می شود. حضور الکترون ها در یک معادله بدین

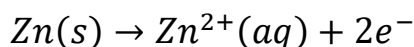


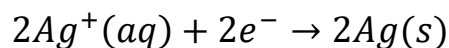
معنی است که آن معادله یک نیم واکنش می باشد  
هنگامی که دو نیم واکنش مربوط به یک معادله اکسایش-کاهش با هم جمع شود، معادله موازنه شده نهایی به دست می آید.



• توجه کنید که در این فرایند جمع کردن، الکترون ها که تعداد آنها در دو طرف یکسان است، حذف

می شوند و در معادله موازنه شده نهایی وجود ندارند.





دلیل حذف شدن آنها این است که تعداد کل الکترون های از دست رفته در نیم واکنش اول با تعداد کل

الکترون های گرفته شده در نیم واکنش دوم برابر می باشد.  $Zn^{2+}(aq) + Ag(s) \rightarrow Zn(s) +$

$Ag^+(aq)$

**نکته:** به طور خلاصه، موازنه کردن با استفاده از این روش شامل سه مرحله می باشد که عبارتند از:

**اول:** معادله اولیه موازنه نشده را به دو نیم واکنش اولیه موازنه نشده تفکیک می کنیم.

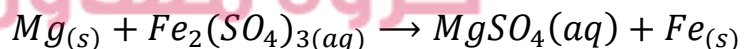
**دوم:** هر نیم واکنش موازنه می کنیم. (هر معادله اکسایش-کاهش مجموع دو نیم واکنش موازنه شده است.)

**سوم:** با جمع کردن دو نیم واکنش موازنه شده، واکنش اکسایش-کاهش موازنه شده نهایی را به دست می آوریم، برای انجام این عمل، هر نیم واکنش موازنه شده را در صورت نیاز در یک ضرب می کنیم تا به این ترتیب، تعداد کل الکترون های از دست رفته در نیم واکنش اول با تعداد کل الکترون های گرفته شده در نیم واکنش دوم برابر شود، در نتیجه تمام الکترون ها حذف شده و در معادله موازنه شده ظاهر نمی شوند. (اگر الکترونی در معادله نهایی وجود داشته باشد، آن معادله نادرست می باشد.)

### موازنه واکنش با استفاده از عدد اکسایش

در واکنشهای اکسایش-کاهش می توان از تغییر عدد اکسایش برای موازنه واکنش استفاده کرد.

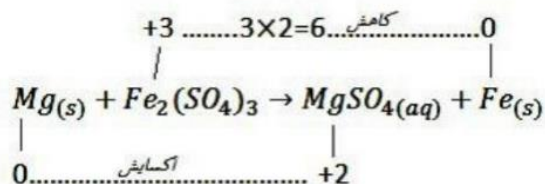
به واکنش زیر توجه کنید:



برای موازنه ی واکنش ابتدا تغییر عدد اکسایش هر یک از عناصر را بدست می آوریم و اگر عنصری در سمت

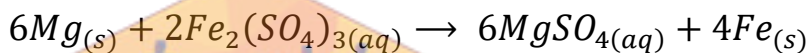
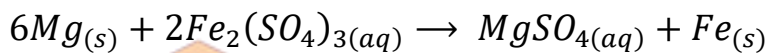
چپ واکنش زیروندی به غیر از یک داشت، تغییر عدد اکسایش را در آن زیروند ضرب می کنیم. توجه داشته

باشید میزان تغییر بدون علامت در مسیر زیروند ضرب می شود.



$Mg$  اکسایش یافته و کاهنده است  $Fe$  کاهش یافته و اکسنده است.

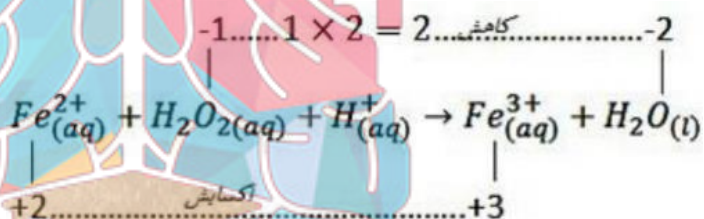
حال در سمت چپ واکنش تغییر عدد اکسایش ماده ی کاهنده را به عنوان ضریب ماده ی اکسنده و تغییر عدد اکسایش ماده ی اکسنده را به عنوان ضریب ماده کاهنده قرار داده و شروع به موازنه عناصر می کنیم .



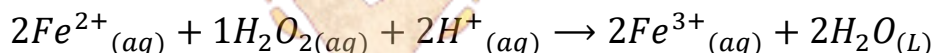
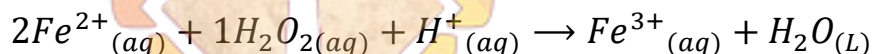
ضرایب را ساده می کنیم:



یک مثال دیگر: به موازنه زیر توجه نمایید:



Fe اکسایش یافته و کاهنده است O کاهش یافته و اکسنده است.



- علاوه بر سلول های گالوانی گروه دیگری از سلول های الکتروشیمیایی وجود دارند که به آن ها سلول الکترولیتی می گویند.



- در سلول های الکترولیتی انرژی الکتریکی به انرژی شیمیایی تبدیل می شود و با اعمال یک ولتاژ بیرونی، هر دو نیم واکنش الکترودی با صرف انرژی به سمت ایجاد تغییر شیمیایی دلخواه در جهتی خلاف جهت طبیعی، رانده می شوند. در نتیجه مواد

به گونه هایی باردار شکسته می شوند که می توانند

در میدان الکتریکی ایجاد شده در محلول، به سمت قطب ناهمنام خود جریان یابند.



- یک سلول الکترولیت شامل دو الکتروود است که در یک محلول الکترولیت فرو رفته است. محلول الکترولیت می‌تواند یک ترکیب یونی مذاب یا محلول یک ماده یونی در آب باشد.

### آند

- در سلول الکترولیتی، الکتروودی قدرت به قطب مثبت باتری وصل می‌شود آند نامیده می‌شود.
- آند در محلول الکترولیت الکترون‌های حاصل از اکسایش گونه‌های موجود در الکترولیت را از آن خارج می‌کند.

### کاتد

- الکتروودی که به قطب منفی باتری وصل می‌شود کاتد نامیده می‌شود.
- کاتد در محلول الکترولیت الکترون‌های مورد نیاز برای کاهش گونه‌های موجود در الکترولیت را از منبع الکترولیت انتقال می‌دهد.

### جهت جریان

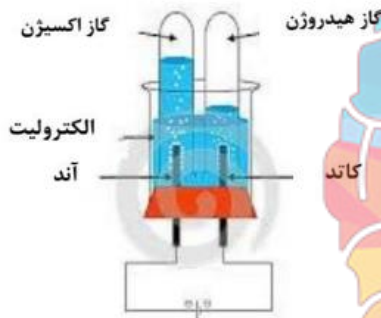
- جریان الکترون‌ها همیشه از آنها به کاتد است بنابراین در سلول الکترولیتی از قطب مثبت به منفی است.
- داخل محلول، یون‌های مثبت به سمت کاتد که قطب منفی است می‌روند که به آنها کاتیون گفته می‌شود و یون‌های منفی به سمت آند که قطب مثبت است حرکت می‌کنند و آنیون نامیده می‌شوند.
- کاتیون‌ها در سطح کاتد کاهش یافته و آنیون‌ها در سطح آند اکسایش می‌یابند. وقوع نیم واکنش کاهش و نیم واکنش اکسایش در الکتروودها به غلظت محلول و موقعیت یون‌ها در جدول ( $E^\circ$ ) بستگی دارد.
- در مخلوطی از یون‌ها و مولکول‌های سطح الکتروود آنیونی زودتر اکسایش می‌یابد که  $E^\circ$  منفی‌تر دارد و در کاتد کاتیونی زودتر کاهش می‌یابد که  $E^\circ$  مثبت‌تر دارد.

فرا هوش  
 INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99

برقکافت آب  
 WEB : FARAHOOSH99.IR

- آب خالص رسانای الکتریکی ناچیزی دارد از این رو برای برقکافت آن باید اندکی الکترونیک به آب افزود.
- از الکتروودهای بی اثری که در واکنش شرکت نمی‌کنند و اغلب گرافیتی هستند، استفاده می‌شود.
- کاتد به قطب منفی باتری و آند به قطب مثبت باتری متصل است و الکترولیت محتوی یون‌هایی است که آزادانه جابجا می‌شوند.

- در آند نیم واکنش  $2H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4e^- + 4H^+(aq)$  انجام می شود.
- در کاتد نیم واکنش  $4H_2O(l) + 4e^- \rightarrow 2H_2(g) + 4OH^-(aq)$  انجام می شود.
- حجم گاز آزاد شده در کاتد دو برابر گاز آزاد شده

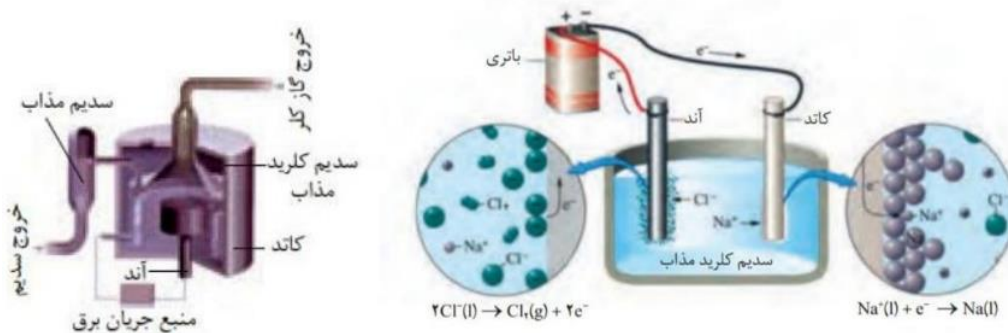


در آند است. ارتفاع آب در لوله ی الکترود آند (سمت چپ) بیشتر از ارتفاع آب در لوله الکترود کاتد (سمت راست) است.

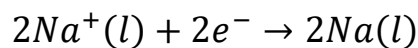
- کاغذ  $PH$  در محلول پیرامون کاتد به رنگ آبی ( $PH > 7$ )
- در آند به رنگ قرمز ( $PH < 7$ ) در می آید.

## برقکافت سدیم کلرید مذاب و تهیه فلز سدیم

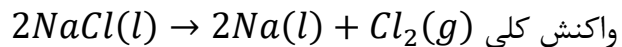
- فلز سدیمی کاهنده قوی است که در طبیعت به حالت آزاد یافت نمی شود،
- عنصری که در ترکیب های طبیعی و گوناگون خود تنها به شکل یون سدیم وجود دارد.
- این واقعیت نشان می دهد که یون های سدیم بسیار پایدارتر از اتم های آن هستند.
- برای تهیه فلز سدیم انرژی زیادی لازم است.
- برای تهیه فلز سدیم از برقکافت نمک مذاب سدیم کلرید استفاده می شود.
- کمک ذوب سدیم کلرید خالص کلسیم کلرید است تا دمای ذوب سدیم کلرید را از دمای  $801$  درجه سانتیگراد تا  $587$  درجه سانتیگراد پایین می آورد.
- برای تهیه سدیم در صنعت، سلول دانز که یک سلول الکترولیتی است به کار می رود. در این سلول، برقکافت سدیم کلرید مذاب انجام می شود.



۱. در سلول دانز کاتیونهای سدیم روانه کاتد شده و چون دما بالا است سدیم مذاب تولید می شود.



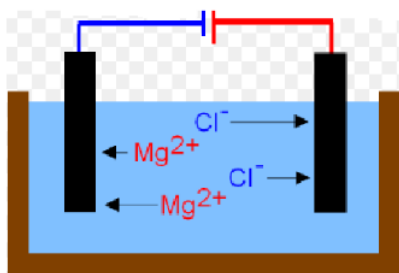
آن یون های کلرید به آند می روند و گاز کلر آزاد می شود.  $2Cl^- \rightarrow Cl_2(g) + 2e^-$



۲. برای تهیه فلزات فعال گروه اول و دوم جدول دوره ای و فلزاتی که کاهنده قوی هستند از برقکافت نمکهای مذاب آنها استفاده می شود.

### تهیه منیزیم از آب دریا

(۱) کاتیون های منیزیم در آب دریا محلول هستند پس با اضافه کردن یون هیدروکسید، کاتیون های منیزیم را به صورت رسوب در می آورند.  $Mg^{2+}(aq) + 2OH^{-}(aq) \rightarrow Mg(OH)_2(s)$



(۲) رسوبات را بوسیله صافی جدا می کنند.

(۳) برای جدا کردن ناخالصی ها به آن هیدروکلریک اسید

اضافه می کنند تا به منیزیم کلرید تبدیل شود.

(۴) منیزیم کلرید بوسیله تبخیر محلول، بازیافت می شود.

(۵) فلز منیزیم بوسیله برقکافت نمک مذاب منیزیم کلرید به دست می آید.

- خوردگی به فرایند ترد شدن، خرد شدن و فروریختن فلزها بر اثر واکنش اکسایش-کاهش گفته می شود. نمونه های خوردگی:

- زنگ زدن آهن

- تیره شدن نقره

- زنگار سبز بر سطح مس

- هنگامی که فلزها در هوا قرار می گیرند، اغلب اکسایش یافته و به شکل اکسید در می آیند. در فلزهایی مانند آهن با ادامه اکسایش، لایه ای ترد و شکننده تشکیل می شود که به تدریج فرو می ریزد.

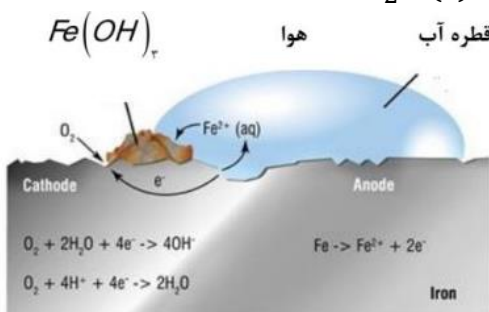
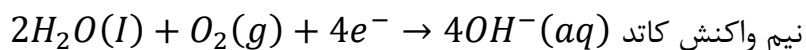
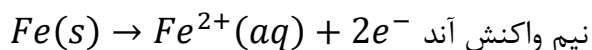
- در حقیقت آهن را به ندرت می توان به صورت خالص در طبیعت پیدا کرد.

- فرآیند الکتروشیمیایی شامل آند (یک قطعه فلز که به راحتی الکترون از دست می دهد)، الکترولیت (مایعی که به حرکت یون ها کمک می کند) و یک کاتد (گونه ای که به راحتی الکترون می پذیرد) است. وقتی از فلزی الکترون آزاد می شود (پایگاه آندی) و الکترون های آزاد شده در آند از طریق رسانای الکترونی (خود فلز) به سمت کاتد جریان یافته تا مولکول های اکسیژن در حضور رطوبت کاهش یابند. و یون ها در آب جریان می یابند تا مدار کامل شود.

گروه مشاوره فراهوش

INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99

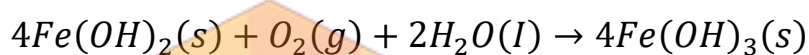
WEB : FARAHOOSH99.IR



• با وجود اکسیژن زیاد در پایگاه کاتدی  $Fe^{2+}$  ناپایدار

دوباره اکسایش پیدا می کند و به زنگ آهن با فرمول

$Fe(OH)_3$  تبدیل می شود.



فراهوش

شرایط زنگ زدن آهن

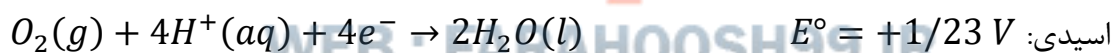
آهن، آب و اکسیژن.

اثر محیط الکترولیت در فرایند زنگ زدن

- مایعاتی مانند باران های اسیدی، آب دریا و افشانه نمکی برای ذوب کردن برف جاده های یخی به علت ترکیبات موجود در آنها نسبت به آب الکترولیت های قوی تری هستند.
  - الکترولیت به دو دلیل فرایند زنگ زدن آهن را بیشتر می کند:
    - (۱) رسانایی یونی را تقویت می کند و به عبارتی مدار الکتریکی را کامل می کند.
    - (۲) از تجمع یون ها در پایگاه های آندی و کاتدی و به هم زدن توازن بار جلوگیری می کند.
- به همین دلیل آهن و فلزات دیگر در الکترولیت قوی با سرعت بیشتری زنگ زده و خورده می شوند.

مقایسه فرایند زنگ زدن آهن در  $PH$  های مختلف:

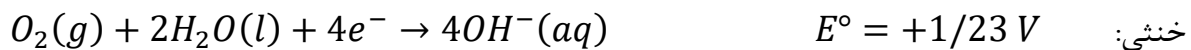
تاثیر  $PH$  بر محیط الکترولیت بیشتر به دلیل تغییر قدرت کاهندگی مولکول های اکسیژن است. مقدار  $E^{\circ}$  در محیط های مختلف به صورت زیر است.



INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99

WEB : FARAHOOSH99.IR

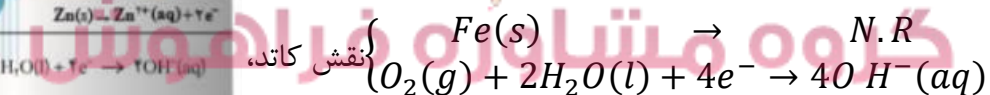
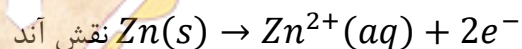
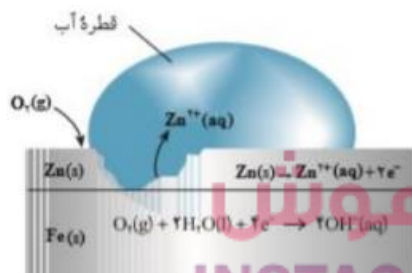
بازی: در محیط بازی غلظت یون های هیدروژن به شدت کاهش می یابد و فعالیت این واکنش کاهش اکسیژن را کم می کند.



سرعت زنگ زدن آهن به صورت « محیط بازی > محیط خنثی > محیط اسیدی » است.

## راه های جلوگیری از خوردگی آهن

۱. **حفاظت فیزیکی:** ساده ترین راه مبارزه با خوردگی، اعمال یک لایه رنگ است. با استفاده از رنگها به صورت آستر و رویه، می توان ارتباط فلزات را با محیط تا اندازه ای قطع کرد و از رسیدن اکسیژن و رطوبت به آهن جلوگیری کرد. پوششی که با روش هایی مانند رنگ زدن، قیراندود کردن و روکش دادن ایجاد می شود و در نتیجه موجب محافظت فلز می شود.
۲. **حفاظت با استفاده از فلز های کاهنده تر (حفاظت کاتدی):** اگر دو فلز که با یکدیگر در تماس هستند در معرض هوا و رطوبت قرار بگیرند، بین آنها نوعی سلول گالوانی به وجود می آید. که در این سلول فلزی که  $E^\circ$  کوچکتری دارد نقش آند را ایفا می کند و با اکسایش یافتن دچار خوردگی می شود. این در حالی است که فلزی با  $E^\circ$  بزرگ تر، نقش کاتد را بازی کرده و نسبت به خوردگی محافظت می شود. برای حفاظت کاتدی آهن آن را با یک فلز فعال تر مانند  $Zn$  یا  $Mg$  مجاور می کنند.



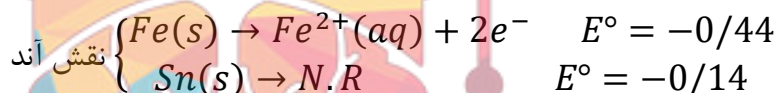
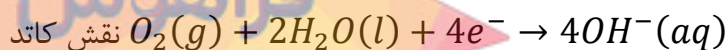
چون آهن در کاتد دست نخورده می ماند پس در کاتد محافظت می شود.

INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99  
WEB : FARAHOOSH99.IR

## ظروف بسته بندی مواد غذایی

گاهی برای برخی از کاربردهای آهن لازم است که سرعت خوردگی را افزایش دهیم در اثر خراش زود تر و آسان تر دچار خوردگی شود و به محیط زیست آسیب نرساند. در این صورت دو فلز که با یکدیگر در تماس هستند به صورت یک سلول گالوانی عمل می کنند. با وجود آمدن رقابت در اکسید شدن در این سلول،

فلزی که  $E^\circ$  منفی تری دارد نقش آند را ایفا می کند و ضمن اکسایش، سریعتر دچار خوردگی می شود. برای واکنش-پذیری آهن آن را با یک فلز ضعیف تر مانند  $Sn$  یا  $Cn$  مجاور می کنند.



از ورقه های حلبی برای ساختن ظروف بسته بندی مواد غذایی استفاده می شود.

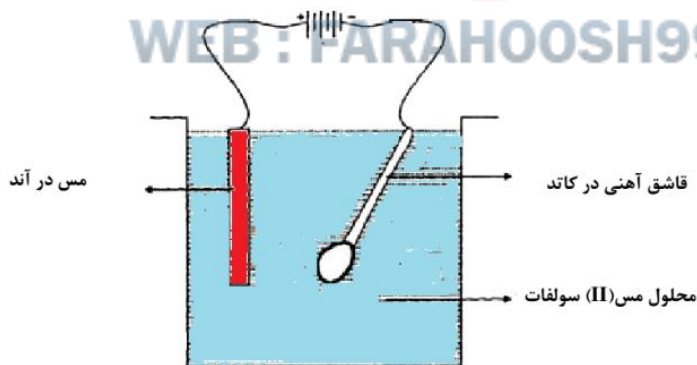
زیرا قوطی‌هایی از جنس حلبی در اثر خراش زودتر و آسان‌تر دچار خوردگی می شوند.

### آبکاری

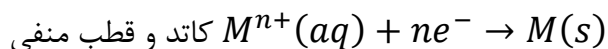
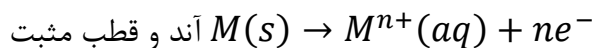
- پوشاندن سطح یک فلز با لایه نازکی از فلزهای ارزشمند و مقاوم در برابر خوردگی، آبکاری نام دارد.
- جسمی که روکش فلزی روی آن ایجاد می شود باید رسانای جریان برق باشد.
- فلزی که به عنوان روکش استفاده می شود، در آند قرار می دهند تا با عمل اکسایش کاتیون های آن در محلول آزاد شود.
- جسمی که روکش فلزی روی آن ایجاد می شود، به قطب منفی باتری متصل می شود، تا کاتیون ها جذب جسم شده و با کسب الکترون به صورت روکش در می آیند.
- فلز در آند خورده و در کاتد بر روی جسم، کاهش می یابد.

گروه مشاوره فراهوش  
INSTAGRAM : FARA\_HOOSH99

WEB : FARAHOOSH99.IR



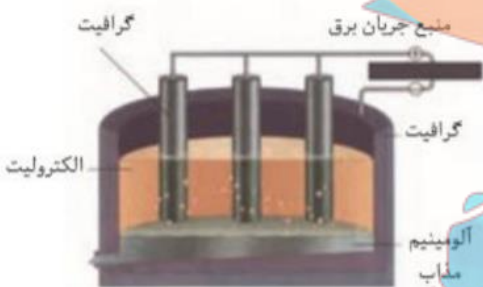
- واکنش اکسایش-کاهش برای یک نوع فلز و کاتیون آن نوشته می شود.



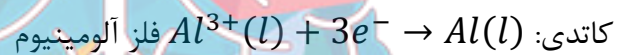
- الکترولیت مورد استفاده برای آبکاری باید دارای یون های فلزی ( $M^{n+}(aq)$ ) باشد تا لایه نازکی از آن روی جسم قرار بگیرد و کاتیون دیگری جذب نشود.

### استخراج آلومینیوم

- آلومینیوم یکی از ارزشمندترین و پر کاربردترین فلزها به شمار می آید. در صنعت، آلومینیوم را از سنگ معدن بوکسیت (آلومینای ناخالص)  $Al_2O_3$  به دست می آورند.
- برقکافت محلول مذاب آلومین در سلول الکترولیتی ویژه ای انجام می گیرد، و رایج ترین روشی که به فرایند هال معروف است.



- در دستگاه تهیه آلومینیوم، جنس دیواره و کف دستگاه از جنس گرافیک بوده و از آن جا که به قطب منفی باتری وصل است کاتد می باشند. نیم واکنش



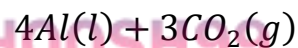
که به حالت مذاب به دست می آید از طریق لوله ی تعبیه شده در قسمت پایینی دستگاه خارج می شود.

- تیغه های گرافیتی در بالای دستگاه نقش آند را داشته و به قطب مثبت باتری متصل اند.

نیم واکنش آندی:  $\begin{cases} 2O^{2-}(l) \rightarrow O_2(g) + 4e^{-} \\ O_2(g) + C(s) \rightarrow CO_2(g) \end{cases}$  چون دما بالا هست اکسیژن آزاد شده گرافیت را می سوزاند و به کربن دی اکسید تبدیل می شود.

- به دلیل سوختن آند گرافیتی باید به مرتب تعویض شوند.

• نهایتاً واکنش کلی مربوط به فرایند هال به این ترتیب خواهد بود:  $2Al_2O_3(sol) + 3C(s) \rightarrow$



- فرایند هال به علت مصرف مقدار زیادی انرژی الکتریکی هزینه ی بالایی را در بر دارد، لذا با بازیافت فلز آلومینیوم ضمن افزایش طول عمر یکی از مهمترین منابع تجدید ناپذیر، برخی هزینه های تولید این فلز را کاهش داد. برای نمونه، تولید قوطی های آلومینیومی از قوطی های کهنه فقط به ۷ درصد از انرژی لازم برای تهیه همان قوطی از فرایند هال نیاز دارد.

- کمک ذوب آلومینیوم ماده ای به نام کریولیت است. یعنی آلومین در کریولیت حل شده و به جای  $aq$  عبارت  $sol$  نوشته می شود. فرمول کریولیت  $Na_3AlF_6$  است.